CHIMIE USUELLE

DU MÊME AUTEUR

SOLUTIONS DE 454 PROBLÈMES DE LA CHIMIE USUELLE

ET DES EXERCICES DE NOMENCLATURE

CHEZ L'AUTEUR

Rue de Cauteleu, 28, à Lille.

Coulommiers. — Imp. PAUL BRODARD. — 835-96.

CHIMIE USUELLE

RÉPONDANT AUX NOUVEAUX PROGRAMMES OFFICIELS

DES ÉCOLES NORMALES D'INSTITUTEURS ET D'INSTITUTRICES (29 juillet 1881)

DE L'ENSEIGNEMENT SECONDAIRE SPÉCIAL DES LYCÉES ET COLLÈGES (28 juillet 1882)

721 EXPÉRIENCES, 112 DEVOIRS, 454 PROBLÈMES

PAR

J.-F.-R. CHAMBERT

PROFESSEUR DE CHIMIE

QUATRIÈME ÉDITION

ENTIÈREMENT REFONDUE, AUGMENTÉE ET ILLUSTRÉE DE 308 FIGURES

Ouvrage destiné à tous les Établissements d'Enseignement primaire supérieur et secondaire.

« Il faut travailler par tous les moyens « possibles à assurer, dans un avenir pro- « chain, la supériorité scientifique de la « France.

« C'est par des expériences fines, raison- « nées et suivies, que l'on force la nature à « découvrir ses secrets »...

PASTEUR.



PARIS

LIBRAIRIE CH. DELAGRAVE

15, RUE SOUFFLOT, 15

1897

BIBLIOTEKA * KÓRNICKA *

121322

AVANT-PROPOS

Il existe de nombreux et excellents ouvrages de chimie : les uns, écrits pour servir de livres de lecture, sont très propres à attirer l'attention sur certains phénomènes naturels ou industriels qui passeraient inaperçus ; les autres, plus classiques, destinés aux étudiants, contiennent des théories savantes, et guident le chimiste dans l'expérimentation des lois qui président aux combinaisons des corps.

On trouvera ces deux avantages dans ce livre, plus à la portée des écoles élémentaires : les propriétés, l'état naturel et les usages des corps y sont présentés sous une forme très simple ; les expériences qui y sont indiquées peuvent se faire avec un petit nombre d'appareils peu coûteux. Franklin disait que celui qui veut faire de la physique doit *savoir percer avec une scie et couper avec une vrille*. Appliqué à la chimie et devenu une réalité, l'idéal du philosophe américain serait le principe de grands progrès dans cette science.

Le professeur et l'élève y trouveront un troisième

avantage, *celui des exercices de calcul*, qu'aucune chimie française ne contient en aussi grand nombre. Cette troisième partie, qui convient spécialement à l'enseignement secondaire, a une importance capitale : car, *pour inculquer les sciences, il faut beaucoup exercer les élèves.* Or, la plupart des professeurs n'ont pas le temps de préparer des problèmes ; et, abandonné à lui-même, le jeune élève s'égare et reste dans l'inaction. Chaque problème renferme un sens complet et instructif. Les données et les nombres ne sont pas pris au hasard ; tous puisés aux sources les plus pures de la science, expriment la vérité, la réalité des analyses chimiques et des procédés suivis en industrie.

La chimie n'est pas au-dessus de l'intelligence des enfants. Rien au contraire, ne les intéresse davantage. Il suffit de les interroger pour s'en convaincre.

Qu'on leur demande, par exemple, ce que deviennent le bois et le charbon en combustion dans un foyer, le sucre et le sel dissous dans l'eau.

Pour le moins, leur attention s'éveille. L'un et l'autre ne sont plus visibles. Qu'est devenu le bois?... Où est le sucre ?... Telles sont les questions qu'ils s'adressent eux-mêmes.

Leur étonnement augmente lorsque, de deux quantités égales d'eau déterminées, on sature l'une de sucre et on sépare, par l'analyse, les deux éléments de l'autre. La combustion de l'hydrogène les amuserait beaucoup et servirait à démontrer la synthèse de l'eau. Mais la leçon deviendrait très profitable si l'on donnait la formule et, par le calcul, le poids de chaque corps simple : d'abord de l'eau seule, puis de l'eau saturée de sucre.

D'ailleurs, tous les enfants sont intéressés à connaître les propriétés des aliments qu'ils consomment et des objets dont ils se servent. Or, tous se nourrissent d'air

de pain, de viande, de légumes, d'eau et de boissons ; tous sont témoins de la disparition des combustibles et de la formation des végétaux ; tous se servent de jouets et d'ustensiles ; tous foulent le sable, les pierres ; tous enfin peuvent et doivent profiter des êtres de la création, les exploiter et en tirer le meilleur parti possible.

AVANT-PROPOS

DE LA DEUXIÈME ÉDITION

Dans cette deuxième édition, l'introduction aux études de la chimie est beaucoup plus étendue que dans la première.

L'état naturel des corps, leur préparation, leurs propriétés et leurs usages y reçoivent de plus grands développements; les figures sont plus nombreuses et mieux faites.

Une autre amélioration signalée, c'est la classification naturelle des corps, rendue conforme à celle qui a été établie par Dumas.

La chimie organique a reçu de profondes modifications. C'est par *fonction chimique* que les composés sont placés. En d'autres termes, on va du simple au composé; d'une combinaison binaire à une ternaire, à une quaternaire ou à une plus compliquée : la transformation ou la modification des molécules devient saisissante. Aussi, l'étude de la chimie organique est-elle rendue facile, attrayante même. Après quelques préliminairesd'analyse

et de synthèse, je traite des carbures d'hydrogène; puis viennent les alcools, les éthers, les amines, etc.

Les chapitres sont terminés par un résumé et par des devoirs consistant en rédactions, en exercices de nomenclature et en calculs.

J'ai supprimé quelques problèmes d'une importance secondaire ; mais j'en ai ajouté d'autres, présentant des applications plus directes.

Le tout est terminé par des problèmes de chimie et des textes donnés en épreuves écrites à diverses commissions d'examens.

On trouvera aussi que les expériences sont plus que doublées.

Enfin, j'avais remarqué que la notation atomique, exclusivement employée dans la première édition, gênait les professeurs habitués avec les équivalents chimiques. Pour leur éviter l'embarras de traduire, j'ai disposé parallèlement les formules par atomes et en équivalents.

Puissé-je avoir été de quelque utilité aux élèves qui se serviront de mon ouvrage !

J.-F.-R. CHAMBERT.

INTRODUCTION

1. Objet de la physique. — On appelle phénomène tout ce qui frappe nos sens. Or, sous diverses influences, il se manifeste, dans la matière, des phénomènes divers ; ceux qui se produisent sans altération des corps forment le domaine de la physique. Remarquez dans les expériences 1, 2, 3, 4, 5 et 6, les phénomènes physiques qui se produisent :

Exp. 1. Laissez tomber un objet que vous aurez en main (Phénomène de pesanteur).

2. Placez la main sur un objet en laine ; puis sur du marbre ou du fer (Phénomène de conductibilité de chaleur).

3. Séchez bien un bâton de verre ou de cire à cacheter ; frottez-les avec de la laine. Ces corps électrisés attireront les barbes de plume que vous en approcherez (Phénomène électrique).

4. Un aimant attire des plumes de fer ; essayez-le (Phénomène magnétique).

5. L'air, étant très mobile, transmet les vibrations qui lui sont imprimées ; remarquez-le dans vos paroles ou dans le son d'une sonnette frappée d'un coup sec (Phénomène d'acoustique).

6. Exposé au soleil, un métal brillant ou un miroir réfléchit les rayons lumineux (Phénomène d'optique).

2. Objet de la chimie. — En contact les uns avec autres, certains corps s'altèrent. De leur action réciproque résultent des composés possédant des propriétés toutes différentes de celles de leurs éléments.

Constater expérimentalement les propriétés des corps avant et après leur altération ; décrire les phénomènes qui se produisent et formuler les lois d'après lesquelles ils ont lieu, tel est l'objet de la chimie.

La chimie est donc la science qui recherche la constitution intime des corps, qui étudie leurs actions réciproques et les

lois d'après lesquelles les corps se forment ou se détruisent.

Les phénomènes qui se produisent dans les expériences suivantes appartiennent à la chimie, parce que les composés formés n'ont pas les propriétés des corps altérés :

Exp. 7. Faites brûler une allumette soufrée et phosphorée, et observez ce qui se passe :

1° Une flamme brillante, qui indique l'action réciproque de l'oxygène de l'air et du phosphore : il se forme de l'acide phosphorique sous forme de fumée blanche, qui se disperse ;

2° Une flamme bleuâtre, signe de la transformation du soufre en acide sulfureux, gaz doué d'une odeur très vive, qui provoque la toux ;

3° Une flamme rougeâtre, combustion du bois qui produit de l'eau et de l'acide carbonique, gaz imperceptible : il reste une matière charbonneuse.

3. États de la matière. — La matière nous apparaît sous trois aspects : *solide*, *liquide* ou *gazeux*.

A l'état solide, elle présente une grande résistance au toucher ; ses parties ont une position fixe, une forme et un volume constants.

Dans l'état liquide, les parties de la matière n'offrent qu'une faible résistance au toucher ; elles sont très mobiles et peu compressibles. Aussi ne saurait-on attribuer d'autre forme aux liquides que celle des vases qui les renferment ; et une même quantité de liquide conserve un volume à peu près constant. La matière à l'état gazeux est excessivement mobile ; elle ne résiste pas au toucher. Douée d'expansibilité au plus haut degré, elle varie de volume avec la température et les pressions qu'elle subit.



Fig. 1. — Transvasement de l'air.

Exp. 8. Rendez l'air sensible à la vue : pour cela, tenez le verre A plein d'eau renversé dans un grand plat rempli d'eau aussi ; plongez dans l'eau un autre verre B, l'orifice tourné en bas. Comme naturellement il y a de l'air dans ce dernier verre, l'eau n'y pénètre, dans toute la capacité, que lorsque tout l'air en est sorti. Inclinez-le dans celui qui est plein d'eau : vous y verrez crever des bulles d'air. Pressée par le gaz, l'eau du verre descendra.

9. Dans un verre rempli d'eau et renversé dans l'eau, disposer un tube coudé ; souffler dans le tube : constater qu'un gaz s'élève dans le verre et prend la place de l'eau.

Exp. 10. Versez de l'eau par l'entonnoir O, et présentez la flamme d'une bougie au tube effilé C : vous la verrez s'incliner sous l'air chassé par l'eau et s'échappant par cette issue.

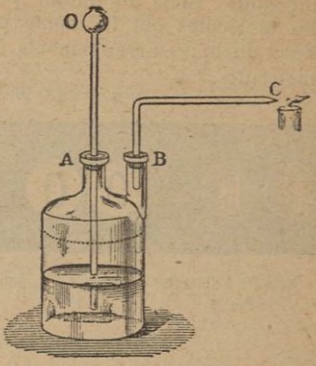


Fig. 2. — L'air chassé par l'eau.

4. Corps. Leur constitution. — Par corps, on entend une portion de matière *indépendante*. Un corps est caractérisé par son volume, sa masse ; il peut être divisé en particules très petites de même nature et de même aspect, solides, liquides ou gazeuses.

Et, cependant, si ténues qu'elles soient, ces particules sont des agrégations de molécules ; et la molécule ne représente pas, elle-même, la matière au dernier degré de division, car elle est formée d'atomes.

Ainsi, à quelque degré de ténuité que nous paraisse une particule de craie, qui laisse sa trace au tableau noir ; si délicate que nous semble une perle de rosée sur une fleur, nous pouvons affirmer qu'il y a là un grand nombre de molécules.

M. Gaudin affirme que, dans une goutte d'eau comme un pois, pesant un décigramme, il y a 100.000.000.000.000.000.000.000 d'atomes. Ce nombre serait égal aux grains de sable, d'un millimètre de diamètre, que contiendrait le bassin des mers, supposé couvrir la moitié de la surface de la terre, avec une profondeur moyenne de 500 mètres.

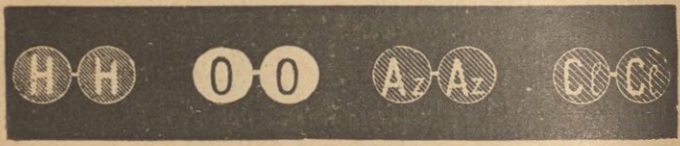
En supposant, sur un chemin de fer, un wagon de 10 mètres cubes contenant 10 milliards de grains de sable, il faudrait à ce wagon, faisant 36 kilomètres par heure, sans discontinuer, 2.500.000 ans pour transporter tout ce sable.

Ce résultat ne paraît-il pas fabuleux ?... Et n'est-il pas vrai que l'homme est placé entre les infiniment petits et les infiniment grands, c'est-à-dire, les corps célestes ?...

5. Molécules. Cohésion. Pores. — Bien que composée d'atomes, la molécule est une portion de matière excessivement petite ; on la conçoit sans pouvoir l'atteindre ou l'isoler physiquement : c'est la plus petite quantité d'un corps qui puisse exister à l'état libre, qui puisse entrer dans une

réaction ou en sortir. Sa forme et son poids réels nous sont inconnus ; mais on admet que, dans le même corps, toutes les molécules ont le même poids et la même charpente. Voici quelques arrangements d'atomes qu'on suppose à des molécules.

MOLÉCULES DE CORPS SIMPLES



Molécule d'hydrogène. Fig. 3. — Molécule d'oxygène. Fig. 4. — Molécule d'azote. Fig. 5. — Molécule de chlore. Fig. 6.

MOLÉCULES DE CORPS COMPOSÉS

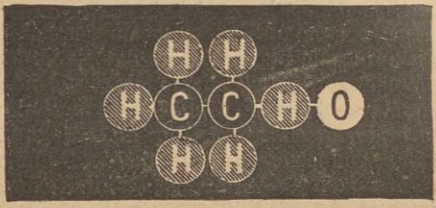


Fig. 7. — Molécule d'alcool.

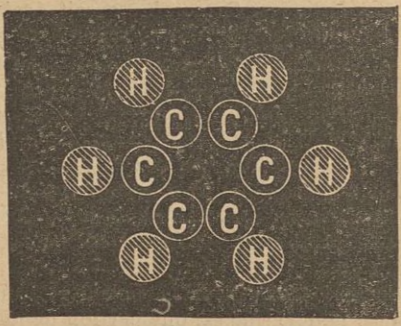


Fig. 8. — Molécule de benzine.

La cohésion est la force qui maintient les molécules unies

et enchaînées les unes aux autres. Nulle dans les gaz, faible dans les liquides, elle est très forte dans les solides. Toutefois, si serrées que soient les molécules dans le fer, le *granit*, les *grès*, etc., il existe toujours des intervalles appelés PORES, maintenus ou augmentés par la chaleur.

6. **Mouvement des atomes et des molécules.** — Bien plus, à la faveur de l'éther, matière impondérable, répandue dans tout l'univers et pénétrant tous les corps, les atomes et les molécules sont en mouvement continuel.

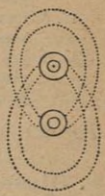


FIG. 9. — Atomes de la molécule d'oxygène en mouvement.

Quand cette agitation se transforme en mouvement vibratoire, en vertu de l'affinité ou d'une autre cause, il se manifeste sur nos nerfs le phénomène que nous appelons *chaleur*.

Après que les atomes ont été jetés dans cet état d'agitation, il doit résulter de leurs collisions incessantes des mouvements très compliqués ; il doit, dit M. Tyndall, se former des tourbillons moléculaires plus ou moins rapides.

C'est pendant la combinaison, et lorsque la molécule est nouvellement formée, que le mouvement vibratoire est le plus sensible.

7. **Passage d'un état à l'autre.** — La forme solide, liquide ou gazeuse n'est pas absolue dans les corps inorganiques ; car ils peuvent presque tous passer par les trois états, sans changer de nature. Ces changements d'aspect résultent de la constitution des corps. Non seulement il existe un intervalle entre les molécules, mais aussi entre les atomes. M. Gaudin estime que la distance des atomes entre eux est de *un cent millionième de millimètre*.

EXP. 11. Mettez du beurre dans une cuiller ; approchez-la du feu : le corps gras fondu, laissez-le refroidir.

12. Dans une grande cuiller, faites fondre du plomb et de l'étain, et laissez-le solidifier par le refroidissement.

13. Faites voir quelques sirops et quelques gommes comme état intermédiaire entre les solides et les liquides.

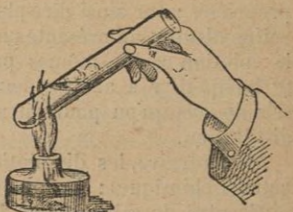


FIG. 10. — Liquéfaction du camphre.

14. Montrer un morceau de camphre, et faire observer qu'à la température

ordinaire, il est à l'état cristallin ; qu'il se volatilise, puisqu'on lui reconnaît une odeur ; qu'il se fond à 175° et bout sans altération à 204°.

Exp. 15. Dans un tube d'essai (fig. 10), avec une lampe à alcool ou à pétrole ou seulement avec une bougie, faites fondre quelques grammes de camphre.

16. Mettez un petit fragment d'iode dans un ballon ; une parcelle pareille dans un autre ballon plus grand. Chauffez-les tous les deux : vous constaterez une vapeur violette qui les remplira l'un et l'autre : les gaz occupent tout l'espace qui leur est offert.

17. Versez quelques gouttes d'éther dans une assiette : bientôt vous ne verrez plus de liquide.

18. Faites dissoudre du sel de cuisine dans une petite quantité d'eau ; chauffez lentement : l'eau s'évaporera et le sel restera en dépôt dans la capsule.

Parvenu ici, faites le 1er *devoir.*

8. **Dissolution. Sursaturation.** — Par dissolution, on entend le phénomène d'absorption d'un corps solide, liquide ou gazeux, par un liquide, qui prend alors le nom de *dissolvant*, de véhicule. Il s'exerce une attraction réciproque et tellement intime entre les molécules du liquide et celles du corps dissous que l'un se confond dans l'autre, tout en conservant ses propriétés.

L'eau est de tous les dissolvants le plus général et le plus employé. Viennent ensuite l'alcool, l'éther, le sulfure de carbone, etc.

En général, les dissolutions physiques s'opèrent surtout entre les corps qui ont de l'analogie dans leur constitution chimique. Ainsi, les métaux sont presque tous solubles dans le mercure ; les corps gras, riches en hydrogène, sont très solubles dans l'alcool et l'éther. Au contraire, les dissolutions chimiques ont lieu particulièrement entre les corps qui ont des propriétés pour ainsi dire plus opposées.

Une dissolution présente un phénomène physique : 1° quand la solution a les mêmes propriétés que le corps dissous ; 2° lorsqu'il y a abaissement de température. Tels sont les sels dissous qu'on pourrait retrouver par l'évaporation ou la distillation.

Au contraire, les dissolutions sont considérées comme des actions chimiques : 1° lorsqu'elles présentent des propriétés différentes de celles qu'ont les corps avant leur dissolution ; 2° quand la dissolution produit une élévation de température.

Le résultat d'une dissolution porte le nom de *solution*.

Lorsqu'un liquide ne peut plus dissoudre d'un corps, on dit

qu'il en est saturé. Si c'est un sel, la partie que le dissolvant ne peut s'assimiler, reste solide.

Quelquefois on chauffe un liquide, pour le saturer d'un sel hydraté, tel que le sel de Glauber. Refroidi en vase clos, ce liquide contient plus de sel qu'il n'en pourrait dissoudre à la température où il se trouve, après le refroidissement : on dit alors que ce liquide est *sursaturé*. De même l'eau peut dissoudre un volume d'acide carbonique égal au sien : elle est saturée avec cette quantité. L'eau gazeuse et le vin de Champagne sont des solutions gazeuses *sursaturées* au moyen de fortes pressions.

A son point d'ébullition, un liquide, dit M. Tomlinson, est une solution sursaturée de sa vapeur.

Exp. 19. Dans deux grands verres, renfermant de l'eau pure, introduisez, en excès dans l'un, du sel de cuisine, dans l'autre du sucre : la partie en excès restera solide.

20. Faites bouillir 125 grammes de sel de Glauber dans 125 grammes d'eau, et filtrez la solution dans 4 flacons que vous fermerez avec des verres de montre; laissez ces solutions en repos : observez les phénomènes

9. **Cristallisation.** — On appelle cristallisation le phénomène par lequel un corps passe de l'état liquide ou gazeux à l'état solide ayant des formes géométriques régulières : il en résulte des cristaux. Un cristal a des arêtes, un centre, des axes autour desquels sont fixées systématiquement les faces.

Pour amener la matière à cristalliser, il faut supprimer les causes qui ont diminué ou détruit la cohésion. Ces causes sont ou la chaleur, comme dans du zinc fondu, ou un dissolvant, comme du sel de cuisine en dissolution dans l'eau, ou enfin, ces deux causes réunies comme une dissolution sursaturée de sulfate de chaux.

La cristallisation se fait par *voie sèche*, lorsque les corps cristallisent sans l'intermédiaire d'un dissolvant.

1° *Par fusion.* On fait fondre les corps et on les abandonne à eux-mêmes ; par le refroidissement, il se forme des cristaux : c'est de cette sorte que cristallisent ou plutôt se solidifient la plupart des métaux.

2° *Par sublimation.* L'arsenic, le camphre et d'autres matières volatiles ou terreuses cristallisent par ce mode. Désassociées par la chaleur, les molécules vont se grouper avec ordre aux parois froides des vases.

La cristallisation a lieu par *voie*, *humide* lorsqu'on fait dissoudre les corps pour opérer ce phénomène. Le liquide qui reste après le dépôt des cristaux se nomme eau mère :

1° *Par évaporation.* On fait évaporer les solutions soit spontanément, soit par la chaleur. C'est ainsi que cristallisent le sel marin, le sulfate de soude, etc.

2° *Par refroidissement.* Il suffit d'abandonner les solutions au refroidissement : l'alun, le salpêtre, le sulfate de cuivre, etc., cristallisent ainsi.

XP. 21. Plongez une baguette de verre bien nettoyée dans de l'huile de poisson, de veau marin, par exemple. Après avoir levé doucement le verre de montre de l'un des flacons de l'EXP. 20, déposez sur la surface de la solution une goutte d'huile suspendue au bout de la baguette. L'huile se répandra et il se formera des cristaux prismatiques obliques à base rhomboïdale.

22. Dans 100 parties d'eau à 70°, faites dissoudre 130 parties de nitrate de soude ; faites bouillir et laissez refroidir : à 70° le sel se séparera en petits cristaux.

Mêmes opérations avec le chlorate de potasse, le ferrocyanure de potassium, le nitrate de baryte et le nitrate de plomb.

10. **Systèmes cristallins.** — Les formes cristallines sont très variées, mais on peut les ramener à six types principaux que voici :

1er TYPE. — Système *cubique* ou hexaèdre régulier.

8 angles solides égaux A. | 12 arêtes égales B.

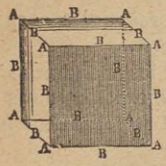


FIG. 11. — Perspective cavalière.

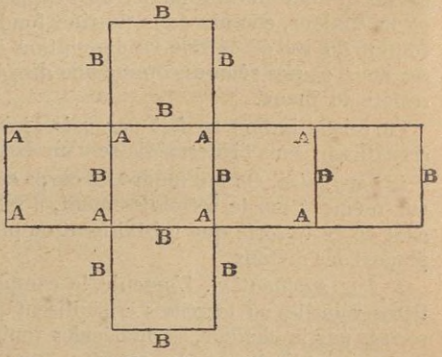


FIG. 11 *bis*. — Développement.

2e TYPE. — Système *quadratique* ou prisme droit à base carrée.

8 angles solides égaux A.	8 arêtes horizontales B. 4 arêtes verticales D.

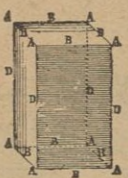


FIG. 12. — Perspective cavalière.

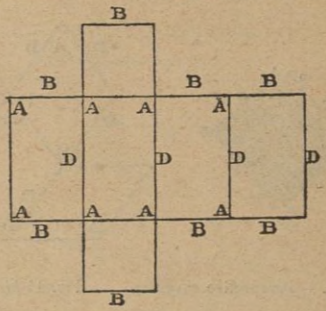


FIG. 12 *bis*. — Développement.

3e TYPE. — Système *orthorhombique* ou prisme droit à base rhombique.

4 angles solides obtus égaux A.	8 arêtes horizontales égales C.
4 — aigus — B.	2 — verticales — D.
	2 — — — E.

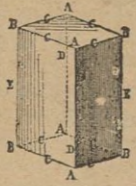


FIG. 13. — Perspective cavalière.

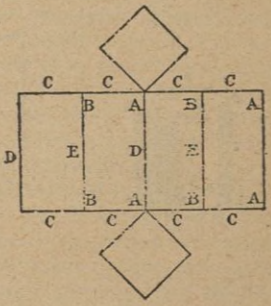


FIG. 13 *bis*. — Développement.

4e TYPE. — Système *rhomboédrique*, formé de six losanges égaux.

2 angles culminants égaux A.	6 arêtes culminantes égales D.
2 — latéraux — B.	6 — latérales — H.

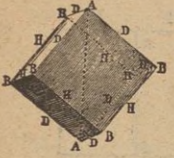


Fig. 14. — Perspective cavalière.

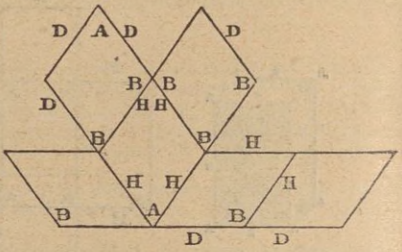


Fig. 14 *bis*. — Développement.

5e TYPE. — Système *clinorhombique* ou prisme oblique à base rhomboïdale, formé de deux losanges et de quatre parallélogrammes.

2 angles égaux A.	4 arêtes de la base égales C.
2 — B.	4 — — D.
4 — E.	2 — — H.
	2 — — G.

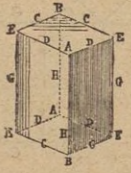


Fig. 15. — Perspective cavalière.

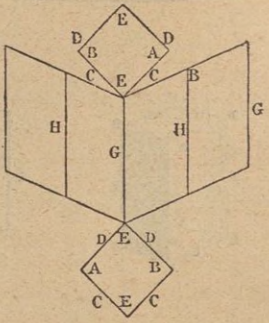


Fig. 15 *bis*. — Développement.

6e TYPE. — Système *anorthique* ou prisme doublement oblique, à base de parallélogramme.

2	angles égaux	A.	2	arêtes égales	H.
2		B.	2	—	G.
2	—	C.	2	—	M.
2	—	D.	2	—	N.
			2	—	P.
			2	—	Q.

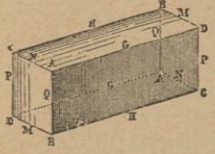


FIG. 16. — Perspective cavalière.

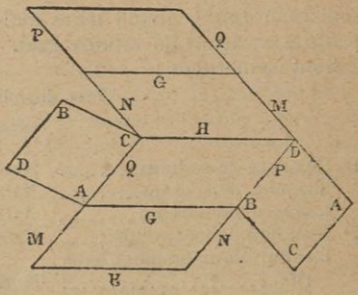


FIG. 16 *bis*. — Développement.

11. **Dimorphisme.** — Placés dans des conditions différentes, certains corps possèdent la propriété de cristalliser sous deux formes incompatibles, c'est-à-dire ayant des axes différents. Ces corps sont appelés *dimorphes* ou polymorphes, parce qu'ils affectent deux ou plusieurs formes.

Quand la cristallisation est confuse, indéterminée, on dit que le corps est *amorphe*, c'est-à-dire sans forme. Ainsi le soufre se présente sous l'état amorphe et à l'état cristallin. Dissous dans le sulfure de carbone, il se sépare de sa dissolution, par refroidissement, en cristaux prismatiques droits, à base rectangulaire (2e système). Lorsqu'on le fait fondre dans un creuset, et qu'on le laisse refroidir, il cristallise en prismes obliques (5e système). Le soufre est donc dimorphe.

12. **Isomorphisme.** — L'*isomorphisme* (*forme* égale) est un phénomène presque inverse du précédent. Il consiste dans la propriété que présentent des corps formés d'éléments divers, de cristalliser de la même manière. Bien plus, les corps isomorphes jouissent de la propriété singulière de pouvoir exister en proportions variables dans un même cristal. Si l'on

mélange des dissolutions de corps qui présentent une constitution moléculaire identique, chaque cristal formé renfermera les corps dissous dans les proportions suivant lesquelles les sels se sont trouvés en présence dans les dissolutions. Ce remplacement et cette substitution d'une molécule à l'autre dans le cristal justifie ce qu'a avancé Ampère, savoir *que chaque corps doit être considéré comme une agrégation de parties excessivement petites, occupant un certain espace et possédant une certaine forme.* On peut donc conclure que deux corps sont isomorphes, quand leurs molécules ont la même charpente et occupent un volume égal.

Sont isomorphes :

TYPE CUBIQUE

	Formules atomiques	Formules en équivalents
1° Chlorure de sodium	NaCl	NaCl
Bromure de sodium	NaBr	NaBr
Iodure d'ammonium	AzH^4I	AzH^4I
2° Bisulfure de fer (pyrite)	FeS^2	FeS^2
Bisulfure de manganèse (hauérite)	MnS^2	MnS^2
etc., etc.		
Nitrate de baryum	$Ba(AzO^3)^2$	BaO,AzO^5
etc., etc.		
Nitrate de plomb	$Pb(AzO^3)^2$	PbO,AzO^5
etc., etc.		

TYPE QUADRATIQUE

Sulfate de cuivre	CuO,SO^3+6H^2O ;	CuO,SO^3+6HO
Sulfate de magnésium	MgO,SO^3+6H^2O ;	$MgO.SO^3+6HO$
Sulfate de nickel	NiO,SO^3+6H^2O ;	NiO,SO^3+6HO
etc., etc.		

TYPE ORTHORHOMBIQUE

Carbonate de chaux (arragonite)	CaO,CO^2	CaO,CO^2
Carbonate de baryte (withérite).	BaO,CO^2	BaO,CO^2
Carbonate de strontiane (célestine)	SrO,CO^2	SrO,CO^2
etc., etc.		

TYPE RHOMBOÉDRIQUE

1° Arsenic	As	As
Antimoine	Sb	Sb
Bismuth	Bi	Bi
2° Alumine (corindon)	Al^2O^3	Al^2O^3
Oxyde ferrique (hématite)	Fe^2O^3	Fe^2O^3
etc., etc.		

TYPE CLINORHOMBIQUE

	Formules atomiques	Formules en équivalents
Sulfate de zinc.....	ZnO,SO^3+7H^2O ;	ZnO,SO^3+7HO
Sulfate de fer.....	FeO,SO^3+7H^2O ;	FeO,SO^3+7HO
etc., etc.		

TYPE ANORTHIQUE

Bichromate de potassium	K^2O,Cr^2O^6	$2(KO,2CrO^3)$
Bichromate d'argent	Ag^2O,Cr^2O^6	$2(AgO,2CrO^3)$
etc., etc.		

13. **Allotropie.** — En s'écartant les unes des autres, sous l'influence de la chaleur, les molécules de certains corps changent de formes ; et le refroidissement ne les ramène pas à leur état primitif. Un nouvel arrangement moléculaire produit un corps doué d'autres propriétés. Ce phénomène présenté par un corps simple est connu sous le nom d'*allotropie*. Le phosphore est un corps allotrope remarquable. A l'état ordinaire, il est translucide, toxique et très inflammable ; chauffé à 70° et refroidi brusquement dans l'eau à 0°, il devient noir ; puis il reprend sa couleur ordinaire, lorsqu'on le fond de nouveau ; porté de 240° à 500° et refroidi, il est amorphe et presque inoffensif ; à 570° il cristallise.

14. **Isomérie.** — Les corps simples ne sont pas les seuls qui possèdent des propriétés et des aspects différents dans leur arrangement moléculaire. Il existe des composés formés des mêmes éléments et en quantité égale, qui jouissent de propriétés différentes. On appelle ces composés *isomères*, c'est-à-dire formés de parties égales, mais non groupées de la même manière. On les compare à certains mots qui, bien que composés des mêmes lettres, ont un sens tout différent : *Marie* et *aimer*, *barre* et *arbre*.

15. **Atomes. Chaleur atomique. Poids atomiques.** — On appelle atome une particule matérielle, impénétrable, indivisible même chimiquement. Le volume et le poids d'un atome sont tellement petits qu'aucun moyen physique ne nous permet de les apprécier exactement. Ainsi on ne peut dire qu'un atome d'hydrogène, par exemple, pèse 1 milligramme, un millionième de milligramme ; que son volume est 1 millimètre cube ou un millionième de millimètre cube.

L'expérience démontre qu'à la même température, 1 litre d'oxygène renferme ni plus ni moins d'atomes que 1 litre d'hydrogène, 1 litre d'azote, 1 litre de chlore, etc. ; ainsi le poids

Nos D'ORDRE	NOMS DES CORPS SIMPLES les plus connus.	SYMBOLES	POIDS ATOMIQUES	CHALEUR SPÉCIFIQUE	PRODUITS des poids atomiques par les chaleurs spécifiques : c'est la chaleur atomique.	DENSITÉS [1]	ASPECT DES CORPS
1	Aluminium	Al.	27	× 0,1217	= 5,786	2,56	Solide.
2	Antimoine (stibium)	Sb.	122	× 0,0523	= 6,38	6,75	»
3	Argent	Ag.	108	× 0,05701	= 6,157	10,40	»
4	Arsenic	As.	75	× 0,0814	= 6,105	5,628	»
5	Azote	Az.	14			0,9714	Gaz.
6	Baryum	Ba.	137			4	Solide.
7	Bismuth	Bi.	210	× 0,0308	= 6,468	2,83	»
8	Bore (amorphe)	Bo.	11	× 0,254	= 2,77	2,68	Cristallin.
9	Brome	Br.	80	× 0,0843	= 6,74	2,97	Liquide.
10	Cadmium	Cd.	112	× 0,05669	= 6,349	8,6	Solide.
11	Calcium	Ca.	40			1,584	»
12	Carbone (graphite)	C.	12	× 0,202	= 2,42		
13	Chlore	Cl.	35,5			2,44	Gaz.
14	Chrôme	Ch.	53,5			5,9	Solide.
15	Cobalt	Co.	59	× 0,1068	= 6,301	8,6	»
16	Cuivre	Cu.	63,5	× 0,09515	= 6,042	8,9	»
17	Etain (stannum)	Sn.	118	× 0,05623	= 6,635	7,29	»
18	Fer	Fe.	56	× 0,01100	= 6,116	7,888	»
19	Fluor	Fl.	19				On n'est pas parvenu à l'isoler.
20	Hydrogène	H.	1			0,0693	Gaz.
21	Iode	I.	127	× 0,0541	= 6,873	4,948	Cristallin.
22	Lithium	Li.	7	× 0,9403	= 6,586	0,5936	Solide.
23	Magnésium	Mg.	24	× 0,2499	= 5,998	1,75	Solide.
24	Manganèse	Mn.	55	× 0,1217	= 6,693	8	»
25	Mercure (hydrargyrum)	Hg.	200	× 0,03247	= 6,494	13,6	Liquide.
26	Nickel	Ni.	59	× 0,1089	= 6,424	8,4	Solide.
27	Or (aurum)	Au.	197	× 0,0324	= 6,383	19,257	»
28	Oxygène	O.	16			1,1056	Gaz.
29	Phosphore	Ph.	31	× 0,1887	= 5,850	1,83	Solide.
30	Platine	Pl.	197,5	× 0,03293	= 6,505	21,8	»
31	Plomb	Pb.	207	× 0,0314	= 6,499	11,4	»
32	Potassium (kalium)	K.	39,1	× 0,1655	= 6,47	0,865	»
33	Sélénium	Se.	79,5	× 0,0762	= 6,06	4,80	Vitreux.
34	Silicium graphitoïde	Si.	28	× 0,181	= 5,07	2,49	Cristallisé.
35	Sodium (natrium)	Na.	23	× 0,2934	= 6,748	0,972	Solide.
36	Soufre	S.	32	× 0,2026	= 6,483	2,04	»
37	Strontium	Sr.	87,5			2,542	
38	Tellure	Te.	128	× 0,0474	= 6,07	6,26	Solide.
39	Zinc	Zn.	65,2	× 0,09555	= 6,230	7,2	

1. Les densités des solides et des liquides sont établies à la température 0°, et rapportées à l'eau 1, pesée à 4°.

Celles des corps gazeux : hydrogène, oxygène, azote, chlore et autres gaz composés de plusieurs corps sont rapportées à l'air, pris pour unité.

A la température 0°, sous la pression 0m,76, le litre d'air sec pèse 1 gr., 293.

Pour plus de simplicité dans les calculs, nous nous servons du nombre 1 gr. 3, qui est d'ailleurs très rapproché.

Des 68 corps simples, 39 seulement ont trouvé place dans le tableau ci-dessus. Les 29 autres, n'ayant presque pas d'applications dans la vie pratique, en ont été exclus.

Pour mémoire, voici leurs noms :

Cérium, césium, didymium, erbium, gallium, glucinium, ilménium, indium, iridium, lanthane, molybdène, niobium, osmium, palladium, pélopium, phillipium, rhodium, rubidium, ruthenium, tantale, terbium, thallium, thorium, titane, tungstène, uranium, vanadium, yttrium, zirconium.

atomique des corps gazeux est proportionnel aux poids de ces gaz.

Le poids atomique des corps non gazeux est basé sur la loi suivante exprimée par Dulong : *Une même quantité de chaleur peut élever d'un même nombre de degrés la température d'un atome de tous ces corps.* Or, cette chaleur appelée atomique est sensiblement la même 6,4 pour tous les corps simples, et est égale au produit de la chaleur spécifique multipliée par le poids suivant lequel chaque corps entre en combinaison. Le poids atomique d'un corps se détermine donc en divisant 6,4 par la chaleur spécifique de chaque corps.

De la loi de Dulong il résulte que, si l'on multiplie la chaleur atomique par l'équivalent mécanique, on a la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1 degré le poids atomique de tous les corps simples ; c'est-à-dire produire trois effets : écarter les molécules, travail intérieur ; vaincre la pression atmosphérique, travail extérieur ; et enfin augmenter la vitesse des molécules, c'est-à-dire élever la température.

Concluons que, si le poids et le volume réels d'un atome échappent à nos moyens d'investigation, nous connaissons du moins leur poids et leur volume relatifs.

16. **Corps simples, leurs symboles, leurs poids atomiques,** etc. — Les corps simples sont ceux dont on ne peut tirer qu'une seule espèce de matière : le fer, le mercure, l'hydrogène. La science reconnaît aujourd'hui 68 corps simples.

Dans le langage chimique, chaque corps simple est représenté par une lettre majuscule, initiale de son nom, accompagnée, pour la plupart des corps, d'une minuscule faisant partie de ce nom : O oxygène, Az azote, Ag argent. (*Voir tableau, pages* 14-15.)

Faites le 2e *devoir.*

17. **Métaux. Métalloïdes.** — On divise généralement les corps en métaux et en métalloïdes. Sont considérés comme métaux les corps doués d'éclat métallique, bons conducteurs de la chaleur et de l'électricité. Mais cette distinction n'étant qu'artificielle (nos 297 et 298) finira par disparaître ; ainsi l'antimoine et quelques autres sont rangés parmi les métalloïdes, bien que possédant le reflet métallique et qu'ils conduisent bien la chaleur et l'électricité.

Les suivants sont classés parmi les métaux : aluminium, argent, baryum, bismuth, cadmium, calcium, chrome, cobalt, cuivre, étain, fer, lithium, magnésium, manganèse, mercure, nic-

kel, or, platine, plomb, potassium, sodium, strontium, zinc, etc.

Sont considérés comme des métalloïdes :

Antimoine, arsenic, azote, bore, brome, carbone, chlore, fluor, iode, oxygène, phosphore, sélénium, silicium, soufre.

L'hydrogène, servant de mesure à l'atomicité des autres corps, reste en dehors de cette classification, mais ses propriétés chimiques le rapprochent plus des métaux que des métalloïdes.

Exp. 23. Faites chauffer le bout de quelques centimètres de fil de fer ; vous observerez qu'on ne peut tenir l'autre extrémité sans se brûler.

24. Portez au rouge l'extrémité d'un petit cylindre de charbon de bois ; vous pourrez tenir l'autre sans vous brûler.

18. **Combinaison. Mélange.** — On appelle combinaison l'effet d'une action chimique des corps les uns sur les autres. Combinés deux à deux, trois à trois, quatre à quatre, rarement davantage, les corps simples forment la plupart des composés matériels. En se combinant, les corps perdent les propriétés qui les caractérisent.

De leur union intime dérivent de nouveaux corps parfaitement homogènes, doués de propriétés particulières, et dont chaque molécule renferme une quantité des corps composants. Ainsi, si l'on introduit du charbon, en ignition par un point, dans un flacon plein d'oxygène, le charbon s'enflamme et brûle avec un grand éclat. La lumière ne tarde pas à s'éteindre, parce que, de cette combustion, résulte un gaz composé d'oxygène et de carbone, lequel n'entretient pas le feu.

Les combinaisons sont sujettes à des lois et accompagnées de phénomènes (24, 25 et 26).

Le mélange n'est qu'un phénomène mécanique. Il diffère de la combinaison, en ce que les molécules ne sont pas altérées, elles ne sont que juxtaposées : aussi conservent-elles les propriétés qu'elles avaient avant le mélange. Tels sont l'oxygène et l'azote dans l'air atmosphérique.

19. **Atomicité.** — Par atomicité on entend la capacité de combinaison qui existe dans les atomes. Elle diffère suivant la nature des corps. Se basant sur l'aptitude de leurs atomes pour fixer l'hydrogène, M. Dumas a classé les métalloïdes en familles naturelles :

1re FAMILLE	2e FAMILLE	3e FAMILLE	4e FAMILLE
Chlore.	Oxygène.	Azote.	Carbone.
Brome.	Soufre.	Phosphore.	Silicium.
Iode.	Sélénium.	Arsenic.	Bore.
Fluor.	Tellure.	Antimoine.	

1re *famille*. Les corps de la 1re famille, se combinant avec l'hydrogène atome par atome, sont appelés *monoatomiques*.

Exemples : 1 atome de l'un de ces corps combiné avec 1 atome d'hydrogène produit des molécules formulées et figurées ci-après:

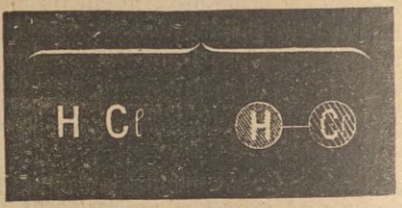


FIG. 17. — 1 molécule d'acide chlorhydrique.

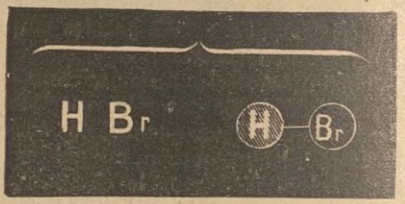


FIG. 18. — 1 molécule d'acide bromhydrique.

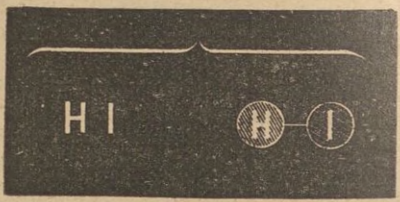


FIG. 19. — 1 molécule d'acide iodhydrique.



FIG. 20. — 1 molécule d'acide fluorhydrique.

2e *famille*. 1 atome des corps de la 2e famille fixe 2 atomes d'hydrogène ; ces corps sont diatomiques.

Exemples : 1 atome de l'un de ces corps combiné avec 2 atomes d'hydrogène produit des molécules formulées et figurées ci-après :

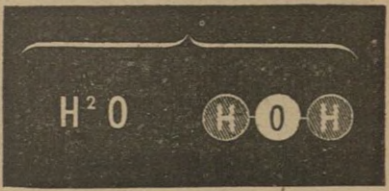


Fig. 21. — 1 molécule d'hydrogène oxydé eau.



Fig. 22. — 1 molécule d'hydrogène sulfuré.

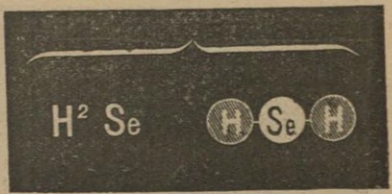


Fig. 23. — 1 molécule d'hydrogène sélénié.

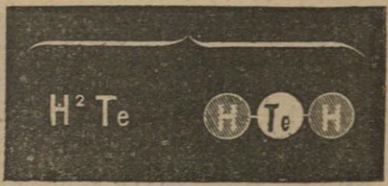


Fig. 24. — 1 molécule d'hydrogène telluré.

3e *famille.* 1 atome des corps de la 3e famille se combine avec 3 atomes d'hydrogène; de là leur nom de triatomiques.

Exemples : 1 atome de l'un de ces corps combiné avec 3 atomes d'hydrogène produit des molécules formulées et figurées ci-après:

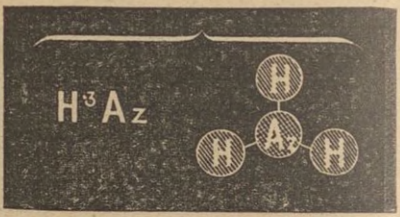


FIG. 25. — 1 molécule d'ammoniaque.

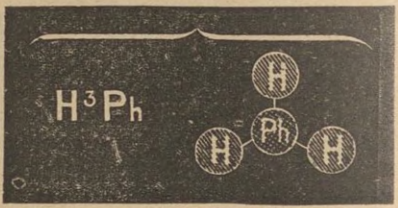


FIG. 26. — 1 molécule d'hydrogène phosphoré.

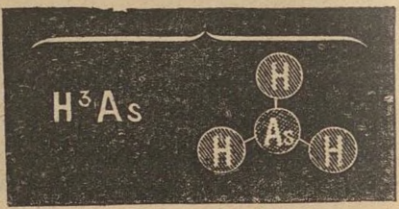


FIG. 27. — 1 molécule d'hydrogène arsenié.

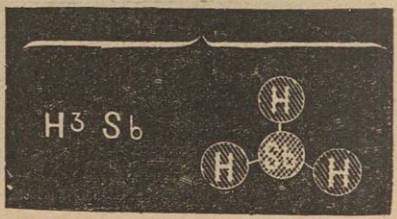


FIG. 28. — 1 molécule d'hydrogène antimonié.

4e *famille.* Enfin 1 atome des corps de la 4e famille n'étant satisfait qu'avec 4 atomes d'hydrogène, ces corps sont appelés tétratomiques.

Exemples : 1 atome de carbone, de silicium combiné avec 4 atomes d'hydrogène produit des molécules formulées et figurées ci-après.

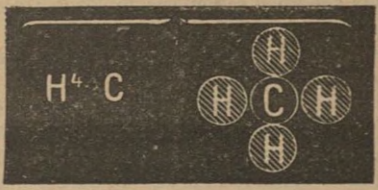


Fig. 29. — 1 molécule d'hydrogène carboné.



Fig. 30. — 1 molécule d'hydrogène silicié.

De ce qui précède, il ressort que les atomes des corps du même groupe s'équivalent entre eux; qu'il faut 2 atomes d'un corps de la première famille pour remplacer 1 atome de la deuxième; qu'il faut 3 atomes du premier groupe pour remplacer 1 atome du 3e; qu'il faut 4 atomes de la 1re famille ou 2 atomes de la 2e pour remplacer 1 atome de la quatrième.

20. **Affinité.**— L'affinité est la cause des combinaisons chimiques; elle n'est pas synonyme d'atomicité : celle-ci est la puissance de fixer un ou plusieurs atomes. Dans une combinaison, l'atomicité d'un corps se manifeste par le nombre d'atomes qu'il fixe.

L'affinité apparaît par l'énergie de combinaison, et elle se manifeste par un dégagement de chaleur. En vertu de cette force attractive, agissant dans des conditions favorables, il se

forme des composés doués de propriétés toutes différentes de celles que possédaient les corps mis en présence.

L'affinité préside donc aux décompositions et aux combinaisons chimiques. Mais, comme cette puissance mystérieuse s'exerce à des distances infiniment petites, les corps doivent être mis en contact intime, car il faut que leurs molécules entrent dans la sphère *d'action* des molécules des corps avec lesquels elles sont en contact.

21. **Influences favorables aux combinaisons.** — Elles se réduisent aux suivantes :

1° *L'état liquide ou gazeux de l'un d'eux. — Corpora non agunt nisi soluta*, disaient les alchimistes, c'est-à-dire, les corps n'agissent pas chimiquement, s'ils ne sont libres : or la dissolution ou la fusion diminue la cohésion, qui est en antagonisme avec l'affinité ;

2° L'*état naissant*, c'est-à-dire, le moment où un corps est expulsé d'une combinaison ;

3° La *dissolution*, qui affaiblit la cohésion des solides et détruit la tension des gaz ; de cette sorte, les molécules restent dans leur sphère d'action ;

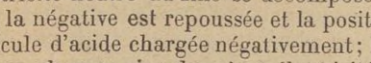
4° *La chaleur, la lumière et l'électricité.*

22. **Corps électropositifs et corps électronégatifs. Electrolyse.** — L'électricité est essentiellement liée à l'affinité. D'après Ampère, au moment de se combiner, deux atomes, de nature différente, et de même atomicité ou d'atomicité équivalente, se chargent toujours de quantités égales de fluides contraires.

L'oxygène, le soufre et les acides se chargent négativement ; ils sont appelés corps *électronégatifs ;* les métaux, le charbon et les bases se chargent positivement : ils sont nommés corps *électropositifs.*

Les atomes, en se combinant, forment une molécule neutre.

En contact avec l'acide sulfurique, dans l'eau, le zinc en chasse l'hydrogène qu'il remplace. Et voici de quelle manière : l'électricité neutre du zinc se décompose en négative et positive ; la négative est repoussée et la positive est attirée par la molécule d'acide chargée négativement ; l'hydrogène de l'acide cède sa place au zinc de même électricité.



23. Électrolyse. — L'électricité est aussi un puissant agent de décomposition : de l'eau, où aboutissent les deux électroïdes, c'est-à-dire, les deux fils conducteurs d'une pile, est décomposée en ses deux éléments sous l'influence du courant :

L'oxygène se porte au pôle positif, et l'hydrogène au pôle négatif. Soumis à la même force, les sels à acides minéraux abandonnent leur acide et l'oxygène à l'électrode positive : le métal se rend au pôle négatif.

L'acte de la décomposition s'appelle *électrolyse* ou électrolysation.

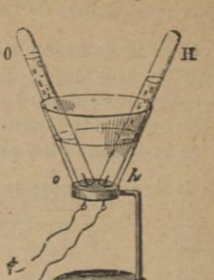


Fig. 31.

24. Lois des combinaisons en poids : 1° Loi de Lavoisier ou loi de la conservation de la matière : *Le poids d'une combinaison est égal à la somme des poids des corps qui se sont combinés.* Rien ne se perd, rien ne se crée.

2° Loi de Proust ou loi des proportions définies : *Les quantités pondérables des corps qui entrent en combinaison, pour former des composés doués de propriétés identiques, sont dans un rapport défini, invariable.* Ces proportions définies sont exprimées par le poids atomique des corps. En conséquence, si l'un d'eux est en excès par rapport à l'autre, la quantité excédant reste libre, elle ne se combine pas. L'eau, par exemple, est une combinaison d'oxygène et d'hydrogène dans les proportions suivantes :

1 volume d'oxygène et 2 volumes d'hydrogène ;
8 grammes — et 1 gramme —

Dans toute autre proportion, il y a un résidu, c'est-à-dire une partie qui échappe à la combinaison.

3° Loi de Dalton ou loi des proportions multiples : *Quand deux corps forment entre eux plusieurs combinaisons, le poids pondérable de l'un restant le même, le poids de l'autre varie dans des rapports simples :* 1 ; 1 1/2 ; 2 ; 3 ; 3 1/2 ; 4 ; 5. En d'autres termes, ces rapports sont proportionnels au nombre d'atomes que fixe l'atome principal ou central de la molécule.

1 atome ou 12 de carbone s'unissent à 1 atome ou à 16 d'oxygène pour former de l'oxyde de carbone ;

1 atome ou 12 de carbone s'unissent à 2 atomes ou à 32 d'oxygène pour former de l'acide carbonique.

Ainsi 12 de carbone se combinent, dans des conditions différentes sans doute, soit à 16, soit à 32, c'est-à-dire dans un rapport très simple 1 et 2.

De même une quantité égale de manganèse peut se combiner avec l'oxygène en 5 proportions différentes :

55	de manganèse	se combinent	avec	16	d'oxygène, Mn O;
55	—	—		24	— Mn^2O^3;
55	—	—		32	— Mn O^2;
55	—	—		48	— Mn O^3;
55	—	—		56	— Mn^2O^7.

Comme on le voit, une même quantité de maganèse peut se combiner avec l'oxygène dans des proportions différentes, c'est-à-dire dans le rapport simple 1, 1 1/2, 2, 3, 3 1/2.

25. **Lois des combinaisons en volume ou lois de Gay-Lussac.** — Cet illustre chimiste reconnut par l'expérience :

1er exemple : Que 1 volume de chlore se combine avec 1 volume d'hydrogène; ils forment 2 volumes de gaz acide chlorhydrique.

2e exemple : Que 1 volume d'oxygène se combine avec 2 volumes d'hydrogène, ils forment 2 volumes de vapeur d'eau.

3e exemple : Que 1 volume d'azote se combine avec 3 volumes d'hydrogène, ils forment 2 volumes de gaz ammoniac. De là les lois suivantes :

1re Loi : *Les volumes des corps qui se combinent à l'état gazeux sont toujours dans un rapport très simple :*

1re *famille*, dans le 1er exemple, la combinaison est dans le rapport de 1 volume à 1 volume.

2e *famille*, dans le 2e exemple, la combinaison est dans le rapport de 1 volume à 2 volumes.

3e *famille*, dans le 3e exemple, la combinaison est dans le rapport de 1 volume à 3 volumes.

2e Loi: *Le volume gazeux d'une combinaison est aussi en rapport simple avec les volumes des gaz composants :*

Dans le 1er exemple ci-dessus, le volume des composants est au volume de la combinaison comme 2 est à 2.

Dans le 2e exemple, le volume des composants est au volume de la combinaison comme 3 est à 2.

Dans le 3e exemple le volume des composants est au volume de la combinaison comme 4 est à 2.

3e Loi : *Les gaz qui se combinent à volumes égaux n'éprouvent généralement pas de contraction, leur volume initial s'ajoute;* dans le 1er exemple cité plus haut il n'y a pas de contraction : 2 volumes se combinent et on obtient 2 volumes.

4e Loi. Les gaz qui se combinent à volumes inégaux éprouvent une contraction :

Dans le 2e exemple, les volumes se réduisent aux $\frac{2}{3}$.

Dans le 3e exemple, les volumes se réduisent aux $\frac{1}{2}$.

26. **Phénomènes qui accompagnent les combinaisons.**

1° *Chaleur et force musculaire.* Toute combinaison est le résultat d'un déplacement d'atomes : dans l'action chimique, il y a destruction et formation de molécules. Or, la chaleur n'étant qu'un effet du mouvement vibratoire des molécules sur nos nerfs, il y a donc bien souvent phénomène calorifique, quand il y a phénomène chimique.

La chaleur animale et la force musculaire elles-mêmes n'ont pas d'autre source ; elles naissent de la combinaison de l'oxygène de l'air avec le carbone et l'hydrogène que renferment les aliments absorbés par les animaux.

2° *Explosion.* Résultat du dégagement de la chaleur et de l'expansion des gaz, ce phénomène prend naissance dans des combinaisons s'opérant dans certaines conditions : par exemple, l'hydrogène et le chlore sous l'action de la lumière ; les poudres soumises à une percussion.

27. **Dissociation.** — La dissociation détruit la combinaison ; elle sépare les éléments unis par l'affinité. Au moyen de la chaleur, M. H. Sainte-Claire-Deville est parvenu à dissocier les corps simples formant l'eau, l'acide carbonique, l'oxyde de carbone, l'acide sulfureux, l'acide chlorhydrique et un grand nombre de sels. On a reconnu que plusieurs composés, l'eau entre autres, se dissocient partiellement, en leurs éléments, à une température au-dessous de celle qui est développée dans la combinaison : la dissociation de l'eau cesse, lorsque l'oxygène et l'hydrogène ont acquis une certaine tension.

28. **Équivalents.** — Par équivalents, on entend les poids pondérables relatifs selon lesquels les corps se combinent ou se remplacent. On sait que l'eau est formée de 1 partie d'hydrogène et de 8 d'oxygène. Or, si l'on fait agir sur l'eau un

métal ayant de l'affinité pour l'oxygène, l'hydrogène est mis en liberté. On expérimente que, pour fixer

8 d'oxygène, il faut	39 de potassium;	il se forme	47 d'oxyde de potass.
8	—	23 de sodium;	—	31 d'oxyde de sodium
8	—	28 de fer;	—	36 d'oxyde de fer
8	—	33 de zinc;	—	41 d'oxyde de zinc.

Ces poids, susceptibles de se *déplacer*, de se *remplacer*, de se *combiner*, de s'*équivaloir*, sont aussi les poids qui se combinent avec 16 de soufre, 35,5 de chlore, etc. Ainsi :

1	est l'*équivalent*	de l'hydrogène;
8	—	de l'oxygène;
39	—	du potassium ;
23	—	du sodium;
28	—	du fer;
33	—	du zinc;
16	—	du soufre;
35,5	—	du chlore.

Ces nombres sont donnés par l'expérimentation, mais ils n'expriment pas la constitution intime des corps comme les *poids atomiques*. On voit les équivalents comparés aux poids atomiques, dans le tableau suivant :

Nos D'ORDRE	NOMS DES CORPS SIMPLES les plus connus	SYMBOLES	POIDS ATOMIQUE	ÉQUIVALENTS	QUOTIENT DU POIDS ATOMIQUE par l'équivalent.
1	Aluminium	Al.	27	13,5	moitié du poids atomique.
2	Antimoine (stibium)	Sb.	122	122	égal au poids atomique.
3	Argent	Ag.	108	108	—
4	Arsenic	As.	75	75	—
5	Azote	Az.	14	14	—
6	Baryum	Ba.	137	68,5	moitié du poids atomique.
7	Bismuth	Bi.	210	105	—
8	Bore	Bo.	11	11	égal au poids atomique.
9	Brome	Br.	80	80	—
10	Cadmium	Cd.	112	56	moitié du poids atomique.
11	Calcium	Ca.	40	20	—
12	Carbone	C.	12	6	—
13	Chlore	Cl.	35,5	35,5	égal au poids atomique.
14	Chrôme	Cr.	53,5	26,3	moitié du poids atomique.
15	Cobalt	Co.	59	29,5	—
16	Cuivre	Cu.	63,5	31,5	—
17	Etain (stannum)	Sn.	118	59	—
18	Fer	Fe.	56	28	—
19	Fluor	Fl.	19	19	égal au poids atomique.
20	Hydrogène	H.	1	1	—
21	Iode	I.	127	127	—
22	Lithium	Li.	7	6,5	—
23	Magnésium	Mg.	24	12	moitié du poids atomique.
24	Manganèse	Mn.	55	27,5	—
25	Mercure (hydrargyrum)	Hg.	200	100	—
26	Nickel	Ni.	59	29,5	—
27	Or (aurum)	Au.	197	98,5	—
28	Oxygène	O.	16	8	—
29	Phosphore	Ph.	31	31	égal au poids atomique.
30	Platine	Pl.	197,5	98,6	moitié du poids atomique.
31	Plomb	Pb.	207	103,5	—
32	Potassium (kalium)	K.	39,1	39,1	égal au poids atomique.
33	Sélénium	Se.	79,2	39,6	moitié du poids atomique.
34	Silicium	Si.	28	14	—
35	Sodium (natrium)	Na.	23	23	égal au poids atomique.
36	Soufre	S.	32	16	moitié du poids atomique.
37	Strontium	Sr.	87,5	43,8	—
38	Tellure	Te.	129	64,5	—
39	Zinc	Zn.	65,2	33	—

29. **Formules des molécules. Calcul de leur poids relatif.** — Les molécules des combinaisons définies se représentent par les symboles des corps simples qui en font partie : l'ensemble de ces symboles est ce qu'on appelle *formule*.

On est convenu d'écrire premier le symbole du corps électro-positif.

Le symbole de chaque corps simple représente le poids relatif d'un atome de ce corps. Ainsi dans la molécule de la chaux CaO,

Ca, symbole de 1 atome de calcium, égale 40
O, — de 1 — d'oxygène, — 16

Poids d'une molécule de chaux... 56

Si, dans la molécule d'un corps composé, il y a plusieurs atomes d'un même corps simple, on les indique dans la formule par un chiffre appelé *exposant chimique*, placé au haut et à droite de la lettre symbolique. Ce chiffre fait connaître le nombre de fois que l'atome entre dans le composé. *Dans l'alcool* C^2H^6O, *par exemple :*

L'atome du carbone y entre deux fois ..... $12+12$ ou $12\times2=24$;
— de l'hydrogène y entre six fois $1+1+1+1+1+1$ ou $1\times6=6$;
— de l'oxygène — une fois ..... $16=16$;

Le poids d'une molécule d'alcool pèse..... 46

Ainsi, on peut dire que, dans 46 grammes d'alcool, il y a 24 grammes de carbone, 6 d'hydrogène et 16 d'oxygène.

Voici une autre disposition du calcul moléculaire :

L'eau..... H^2O
Poids atomique..... $(1\times2)+16$

Poids d'une molécule 18

Ce symbole signifie que l'eau est un composé, formé de 2 atomes d'hydrogène et de 1 atome d'oxygène; et que, dans un poids de 18 gr. d'eau, il y a 2 gr. d'hydrogène et 16 gr. d'oxygène.

Lorsque, dans un composé, un sel par exemple, la molécule de l'acide et celle de la base ne sont pas dans le même rapport, on emploie un chiffre nommé *coefficient*, qu'on place devant cette molécule, acide ou base, composant la molécule du sel ; exemple, le bicarbonate de chaux $CaO,2CO^2$.

30. **Formules par atomes et par équivalents. Leur identité.** — On représente les composés définis par deux sortes de formules.

Par les anciennes formules, dites *par équivalents*, on exprime les quantités en poids suivant lesquelles les corps se remplacent dans les combinaisons.

Par les récentes formules dites *atomiques*, on exprime aussi les quantités en poids, suivant lesquelles les corps se substituent dans les actions chimiques ; de plus, ces dernières formules justifient les lois des combinaisons en volumes, et elles donnent une notion plausible à la constitution intime des corps, c'est-à-dire des molécules.

Ainsi les poids des corps simples en équivalents sont les mêmes que les poids atomiques pour un certain nombre de corps (n° 29, tableau).

D'ailleurs, par équivalents ou par atomes, les deux formules ont pour effet de représenter, d'une manière abrégée, les corps simples et la quantité en poids de chacun dans une combinaison.

Les explications suivantes aideront les personnes familières avec une notation, à passer à l'autre.

Les formules sont identiques :

1° *Lorsque les corps composants ont chacun leur poids atomique égal au poids en équivalents.* Exemples :

L'ammoniaque H^3Az,

L'acide chlorhydrique HCl,

Le chlorure de sodium NaCl.

2° *Quand le composé est formé de corps simples, qui ont chacun leur poids atomique double de leur poids en équivalents.*

Exemples :

L'acide carbonique CO^2,

L'oxyde de magnésium ou magnésie MgO,

Le sulfure de fer FeS.

La formule d'un composé, représenté en équivalents, n'est pas identique à celle du même composé, représenté en poids atomique.

Lorsque l'un des composants a son poids atomique égal à son poids en équivalents et que l'autre n'est pas dans ces conditions, c'est-à-dire, ayant un poids atomique supérieur à celui en équivalents. Exemples :

L'eau H^2O, représentée en formule atomique;

L'eau HO *représentée en formule par équivalents ;*

L'oxyde de sodium Na^2O, exprimé en formule atomique ;

L'oxyde de sodium NaO, *exprimé en formule par équiv. ;*

Le sulfure de potassium K^2S, formulé en poids atomique ;

Le sulfure de potassium KS, *formulé par équivalents.*

Comme on le voit ci-dessus, dans l'eau, formulée en équivalents HO, l'hydrogène y entre, en poids, pour $\frac{1}{1+8} = \frac{1}{9}$.

2.

Dans l'eau formulée en poids atomique, H^2O, l'hydrogène y entre, en poids, pour $\frac{2}{2+16}$ ou $\frac{2}{18} = \frac{1}{9}$.

3e *devoir.*

Afin que chacun puisse suivre les formules qui lui sont familières, nous donnons parallèlement les formules atomiques et les formules en équivalents.

RÉSUMÉ

1. Un *phénomène* est du domaine de la *physique*, lorsqu'il n'altère pas la matière.

2. Le phénomène appartient à la *chimie*, lorsqu'il donne lieu à des composés ayant des propriétés différentes de leurs éléments.

3. La matière, à l'état *solide*, présente une grande résistance au toucher.

La matière, à l'état *liquide*, n'offre qu'une faible résistance au toucher ; sa forme est celle des vases qui la renferment.

La matière, à l'état *gazeux*, ne résiste pas au toucher ; elle est très mobile.

4. Par *corps*, on entend une portion de matière indépendante, caractérisée par son volume.

5. Une *molécule* est une portion de la matière très petite ; elle est cependant formée d'atomes. Toutes les molécules d'un même corps sont semblables.

La *cohésion* est la force qui maintient les molécules unies.

On appelle *pores* les intervalles entre les molécules.

6. Les atomes et les molécules sont continuellement en mouvement à la faveur de l'éther.

7. Presque tous les objets peuvent passer par les trois états, *solide*, *liquide*, *gazeux*, sans changer de nature.

8. On appelle *dissolution* l'absorption d'un corps solide ou gazeux par un liquide.

Un liquide est *sursaturé*, lorsqu'il contient plus de sel qu'il pourrait en dissoudre à la température où il se trouve.

9. La *cristallisation* est le phénomène par lequel un corps passe de l'état liquide ou gazeux à l'état solide ayant des formes géométriques régulières.

10. Il y a 6 formes typiques :

1er Type, système cubique.
2e — quadratique.
3e — orthorhombique.
4e — rhomboédrique.
5e — clinorhombique.
6e — anorthique.

11. On nomme corps *dimorphes* (deux formes) ceux qui possèdent propriété de cristalliser sous deux formes incompatibles.

12. L'*isomorphisme* (forme égale) est le phénomène par lequel des corps, composés d'éléments divers, cristallisent de la même manière, leurs molécules ayant la même charpente.

13. Sous l'influence de la chaleur un même corps peut acquérir des formes et des propriétés différentes : ce phénomène est connu sous le nom d'*allotropie*.

14. On connaît aussi des composés formés des mêmes éléments et en quantité égale, qui n'ont pas les mêmes propriétés : on les compare à certains mots formés des mêmes lettres ayant un sens tout différent, *Marie* et *aimer* : c'est l'*isomérie*.

15. L'*atome* est une particule matérielle impénétrable, invisible même chimiquement.

On appelle *chaleur atomique* la chaleur nécessaire pour élever d'un même nombre de degrés la température d'un atome des corps.

16. Un *corps simple* est celui dont on ne peut tirer qu'une seule espèce de matière. On en connaît 68.

17. Les corps simples se divisent en métalloïdes et en métaux.

Les *métalloïdes* ne possèdent pas de reflet métallique et sont mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité.

Les *métaux* ont des propriétés contraires.

18. Par *combinaison*, on entend l'effet chimique des corps les uns sur les autres. De ces actions, résultent des composés qui n'ont pas les mêmes propriétés que les corps mis en contact. Dans un *mélange*, les molécules des corps unis ne sont pas altérées ; elles ne sont que juxtaposées. Aussi conservent-elles leurs propriétés primitives.

19. L'*atomicité* est la capacité de combinaisons des atomes.

20. L'*affinité* est la cause des combinaisons chimiques ; son énergie se manifeste par un dégagement de chaleur.

21. Les *influences favorables aux combinaisons* sont :

1° L'état liquide ou gazeux.

2° L'état naissant.

3° La dissolution.

4° La chaleur, la lumière et l'électricité.

22. Les atomes qui, au moment d'une combinaison, se chargent d'électricité négative, comme l'oxygène, le soufre et les acides, sont appelés *corps électronégatifs*.

Ceux qui se chargent d'électricité positive, comme le carbone et les métaux, sont *électropositifs*.

23. On appelle *électrolyse* la décomposition des corps par l'électricité.

24. Les *lois des combinaisons en poids* se réduisent aux trois suivantes :

1re Loi : Le poids d'une combinaison est égal aux poids des corps qui se sont combinés.

2e Loi : Les quantités pondérables des corps qui entrent en combinaison, pour former des composés doués de propriétés identiques, sont dans un rapport défini, invariable.

3e Loi : Quand deux corps forment entre eux plusieurs combinaisons, le poids pondérable de l'un restant le même, le poids de l'autre varie dans des rapports : 1; 1 1/2; 2; 3; 3 1/2; 4; 5.

25. Les *lois des combinaisons en volumes* se formulent ainsi :

1re Loi : Les volumes des corps qui se combinent à l'état gazeux, sont toujours dans un rapport très simple :

1 volume à 1 volume.
1 volume à 2 volumes.
1 volume à 3 volumes.

2e Loi : Le volume gazeux d'une combinaison est aussi en rapport simple avec les volumes des gaz composants :

2 volumes sont produits par 2 volumes.
2 — 3 volumes.
2 — 4 volumes.

3e Loi : Les gaz qui se combinent à volumes égaux n'éprouvent généralement pas de contraction ; leur volume initial s'ajoute.

4e Loi : Les gaz qui se combinent à volumes inégaux éprouvent une contraction.

26. Les combinaisons sont généralement accompagnées de *chaleur* ; il y a quelquefois *explosion*.

27. La *dissociation* détruit la combinaison, en séparant les éléments.

28. Par *équivalents*, on entend les poids pondérables relatifs selon lesquels les corps se combinent ou se remplacent.

29. Les molécules des combinaisons définies se représentent par les symboles des corps simples, c'est la *formule*. On écrit premièrement le symbole du corps électropositif.

30. Les formules atomiques ou en équivalents expriment la proportion en poids d'après laquelle les corps se combinent. La notation en atomes a l'avantage d'exprimer aussi le volume d'après lequel les gaz se combinent. Elle donne encore une notion plausible de la constitution des molécules.

1er DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 1 à 7.) Différences entre la chimie et la physique. — Propriétés des solides, des liquides, des gaz. — Nommez 5 corps solides, 5 corps liquides, 5 corps gazeux. — Molécules, cohésion, pores. — Qu'est-ce qui produit le phénomène de la chaleur ?

2° *Calcul.* Problème 1. A quelle température peut-on porter 5 gr. d'eau déjà à 12°, par la chaleur développée dans la combustion de 0 gr. 008 de phosphore, fixé au bout d'une allumette : 1 gr. de phosphore produit, en brûlant 5 calories, 1747.

Une calorie est la chaleur nécessaire pour élever de 1 degré 1 kilog. d'eau.

Probl. 2. Le bois d'une allumette pèse 0 gr. 125. On demande la quantité d'eau dont on pourrait élever la température de 10° à 11° 1/2. Un gramme de charbon de bois produit 8 calories.

Probl. 3. — On estime que le nombre d'atomes contenus dans un cube de métal, ayant 0m,002 de côté, serait représenté par 20,000,000^3. Calculez, au

moyen des tables de logarithmes, si vous voulez, le nombre d'années qu'il faudrait pour détacher tous ces atomes : supposez qu'on puisse détacher un milliard d'atomes par seconde.

2e DEVOIR

1° *Rédaction* (voir nos 8 à 16). Dissolution, sursaturation, phénomènes qu'elles présentent. — Expliquer comment se produit la cristallisation. Systèmes cristallins. — Dimorphisme. — Isomorphisme. — Allotropie. — Isomérie. — Chaleur atomique. — Corps simples.

2° *Calcul.* Probl. 4. — Un cristal de forme cubique a un volume de $0^m,000,000,027$: trouver la surface que présenterait ce cube développé.

Probl. 5. — Quel serait le volume d'un cristal orthorhombique 3e type? Le losange de la base a pour diagonales $0^m,005$ et $0^m,0035$; la hauteur du prisme est de $0^m,004$.

Probl. 6. — Calculer le poids atomique du potassium, sa chaleur spécifique étant 0, 1655.

3e DEVOIR

1° *Rédaction* (voir nos 17 à 30). Combinaison et mélange, leur différence. — Atomicité et affinité, leur différence. Qu'appelle-t-on corps électropositifs, électronégatifs. — Lois des combinaisons, phénomènes qui accompagnent les combinaisons. — Dissociation. — Formules; similitude entre la notation atomique et la notation en équivalents.

2° *Calcul.* Probl. 7. — A 18°, 400 gr. d'eau dissolvent la molécule $FeO,SO^3,7H^2O$ pesant autant de grammes qu'elle contient d'unités atomiques : cette dissolution absorbe 1 cal. 1/2. Quelle quantité de sulfate de fer dissoudrait 2 kilog. 1/2 d'eau? Combien absorberait de calories cette dissolution?

Probl. 8. — Combien de calories dégageraient 0 gr. 02 de soufre fixés à une allumette, 1 atome de soufre se combinant avec 2 atomes d'oxygène? On sait que 32 gr. de soufre brûlé produisent 71 calories. Formulez ce composé en atomes et en équivalents.

Probl. 9. 12 gr. de carbone, en charbon de bois, brûlés dans 16 gr. d'oxygène produisent 30 calories ; la même quantité de carbone brûlé dans 32 gr. d'oxygène produit 94 cal. Formulez ces deux composés et calculez la quantité de chaleur dégagée par 250 gr. de carbone brûlé dans ces deux conditions.

Probl. 10. — 1 atome d'oxygène se combine avec 2 atomes de potassium, 2 atomes de sodium ; avec 1 atome de calcium, ou 1 atome de manganèse. Formulez et calculez les molécules de ces 4 composés en notation atomique et en équivalents.

LIVRE PREMIER

NOMENCLATURE CHIMIQUE ET HYDROGÈNE

CHAPITRE PREMIER

ANHYDRIDES, ACIDES ; LEUR NOMENCLATURE

31. **Anhydrides, acides ; leur formation.** — Les *anhydrides* ou acides anhydres sont des composés où le radical est électronégatif (Exp. 25).

En fixant les éléments de l'eau, ces composés deviennent des acides basiques, c'est-à-dire des acides qui peuvent se combiner plus facilement avec une base. Alors on peut les appeler des *acides hydratés* ou même des sels d'hydrogène (Exp. 26).

Par *acides*, on entend des composés dans lesquels l'hydrogène est uni à un radical électronégatif. C'est par l'intermédiaire de l'oxygène que l'hydrogène se fixe à l'acide. Cette acétification se produit par l'oxhydryle, OH, nom du résidu de l'eau de laquelle s'est détaché un atome d'hydrogène. Ce radical joue un rôle tout spécial dans un grand nombre d'acides où l'on ne peut plus supposer l'existence de l'eau toute formée.

Tel est l'*acide azotique :*

$$Azo^2,HO = AzHO^3 \text{ formule atomique.}$$
$$AzO^5,HO \text{ formule en équivalents.}$$

Les acides rougissent la teinture bleue de tournesol. Exp. (27 et 28).

Exp. 25. Faites brûler un fragment de soufre dans un ballon rempli d'oxygène (Exp. 43). Après la combustion, vous reconnaîtrez un gaz d'une odeur suffocante, provoquant la toux : c'est l'anhydride sulfureux SO^2 : vous constaterez qu'il rougit le papier de tournesol.

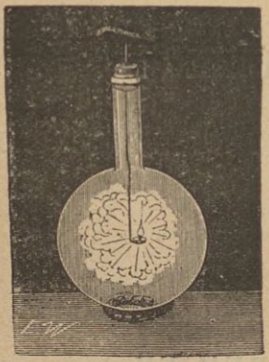


Fig. 32. — Combustion du soufre dans l'oxygène.

26. Versez un peu d'eau dans le flacon où il s'est formé de l'anhydride sulfureux (Exp. 25) : vous obtiendrez de l'acide sulfureux $SO^2+H^2O=SO^3H^2$, qui restera en solution dans l'eau.

Exposé à l'air et à la lumière, l'acide sulfureux s'oxyde et se transforme en acide sulfurique :

$SO^2H^2O+O=SO^3,H^2O$ form. atom.
$SO^2,HO+O=SO^3,HO$ form. en équiv.

27. Dans un verre d'eau acidulée par quelques gouttes de vinaigre, trempez une bande de papier coloré avec la teinture de tournesol : elle rougira.

28. Rougir du papier de tournesol avec l'air venant des poumons.

32. **Acides, terminaison ique.** — Quand un corps simple, combiné avec l'oxygène ou un autre corps, ne forme qu'un acide, la terminaison de l'adjectif spécifiant l'acide est en **ique :**

Acide borique { H^3BoO^3 form. atom.
{ $BoO^3,3HO$ form. en équiv.

33. **Plusieurs acides formés par le même corps. Terminaison ique et eux.** — Plus ou moins oxydé, le même corps simple peut produire divers acides, différents de propriétés ; car un de ses atomes peut s'unir à 1, 2, 3, 4 atomes d'oxygène.

Si le corps simple combiné avec l'oxygène produit deux acides, le plus riche en oxygène se termine en **ique**, l'autre en **eux**. Ainsi, le soufre forme avec l'oxygène deux combinaisons :

Dans l'une, 1 atome de soufre s'unit à 2 atomes d'oxygène :

Acide sulfureux anhydre.... { SO^2 form. atom.
{ SO^2 form. en équiv.
Acide sulfureux hydraté.... { SO^2,H^2O form. atom.
{ $SO^2.HO$ form. en équiv.

Dans l'autre combinaison, 1 atome de soufre s'unit à 3 atomes d'oxygène :

Acide sulfurique anhydre... { SO^3, form. atom. / SO^3, form. en équiv.

Acide sulfurique hydraté.... { SO^3,H^2O, form. atom. / SO^3,HO, form. en équiv.

34. **Préfixes hypo, per.** — Quand, avec l'oxygène, un corps forme quatre acides, on place devant l'adjectif la préposition **hypo** (sous, dessous), pour désigner l'acide le moins riche en oxygène.

S'il existe une combinaison acide plus oxygénée que celle qui est terminée par **ique,** on la distingue par la préposition **per,** qui désigne la plus oxygénée :

Acide hypochloreux hydraté { ClHO, form. atom. / ClO,HO, form. en équiv.

Acide chloreux hydraté.... { $ClHO^2$, form. atom. / ClO^3,HO, form. en équiv.

Acide chlorique hydraté..... { $ClHO^3$, form. atom. / ClO^5,HO, form. en équiv.

Acide perchlorique hydraté.. { $ClHO^4$, form. atom. / ClO^7,HO, form. en équiv.

35. **Terminaison hydrique.** — Les acides étant des composés dans lesquels l'hydrogène est uni à un radical électronégatif, il arrive que l'hydrogène seul peut, avec un élément fortement négatif, produire des composés très acides : l'acide chlorhydrique, bromhydrique, etc.

Ces combinaisons portent le nom générique d'*acide*, qu'on fait suivre du nom du corps combiné avec l'hydrogène; on le termine par **hydrique :**

Acide chlor**hydrique** HCl, form. atom. et en équiv.

RÉSUMÉ

31. On appelle *anhydrides* des composés où le radical est électronégatif. Unis à l'eau, ils forment des *acides hydratés*, qui se combinent facilement aux bases.

Un acide est donc un composé où l'hydrogène est uni à un radical électronégatif.

Il rougit la teinture bleue de tournesol.

32. Si un corps simple ne forme qu'un acide, on le désigne par la terminaison **ique.**

33. Lorsque le corps simple forme deux acides, le plus oxygéné se termine par **ique** et l'autre par **e**

34. Quand le corps donne lieu à quatre acides, on place la pre position **hypo** (sous) pour désigner le moins riche ; la préposition **per** pour nommer le plus oxygéné.

35. La terminaison *hydrique* désigne les composés où l'hydrogène seul est uni à un élément électronégatif.

4e DEVOIR.

1° *Rédaction* (n° 31). Anhydrides, acides ; leur formation.

2° *Exercices* 1. Exprimez en formule atomique et en équivalents les composés suivants :

1° Acide sulfureux, *gaz impropre à la combustion*, formé de 1 atome de soufre et 2 atomes d'oxygène ;

2° Acide sulfurique anhydre, *masse blanche et soyeuse*, combinaison de 1 atome de soufre et 3 d'oxygène ;

3° Acide sulfurique, *liquide incolore*, formé de l'acide sulfurique anhydre et de l'eau ;

4° Acide hyposulfurique, *liquide sirupeux très acide*, composé de 2 atomes de soufre, 5 atomes d'oxygène et d'eau ;

5° Acide sulfurique fumant, *liquide oléagineux et brun*, combinaison d'acide sulfurique anhydre et d'acide sulfurique ;

6° Acide sulfhydrique, *gaz incolore, produisant une odeur d'œufs pourris*, combinaison de 2 atomes d'hydrogène et 1 de soufre.

5e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 32 à 35). Nomenclature des acides.

2° *Exercices*. 2. Écrivez la formule en poids atomiques et en équivalents des composés suivants ; nommez-les et ajoutez l'adjectif qui manque :

1° 2 atomes d'azote combinés avec 2 atomes d'oxygène ;
2° 2 — — — 5 —
3° 2 — d'arsenic combinés avec 2 —
4° 2 — — — 5 —
5° 2 atomes d'antimoine combinés avec 2 —
6° 2 — — — 5 —

7° L'acide ....., *liquide dangereux, qui attaque et corrode le verre*, formé de 1 atome de fluor et 1 d'hydrogène ;

8° L'acide ....., *aiguilles d'un rouge foncé*, combinaison de 1 atome de chrome et 3 d'oxygène ;

9° L'acide ....., *gaz incolore, qui répand à l'air d'épaisses fumées blanches*, composé de 1 atome d'iode et 1 d'hydrogène ;

10° L'acide ....., *cristaux en tables hexagonales*, formé de 1 atome d'iode, 1 d'hydrogène et 3 d'oxygène ;

11° L'acide ....., composé de 2 atomes d'iode et 1 d'oxygène ;
12° — ....., — 2 — 3 —
13° — ....., — 2 — 5 —
14° — ....., — 2 — 7

15° L'acide ....., *gaz impropre à la combustion*, formé de 1 atome de carbone et 2 atomes d'oxygène.

CHAPITRE II

OXYDES, BASES, HYDRATES; LEUR NOMENCLATURE

36. **Oxyde, hydrate, base; leur formation.** — La plupart des métaux attirent l'oxygène, le fixent; en d'autres termes, ils s'oxydent : le composé résultant de cette action se nomme *oxyde* (Exp. 29).

Par *hydrate*, on entend un composé uni à l'eau en proportion définie. Il n'est pas nécessaire que l'eau existe toute formée dans le composé, pour qu'il porte le nom d'hydrate; il suffit que 1 atome d'hydrogène soit lié par l'oxygène à un radical métallique ou métalloïque: cet élément est l'oxhydryle OH (n°. 31.)

Si l'oxhydryle est uni à un anhydride, à un radical électronégatif, l'hydrate est un *acide*. Quand l'oxhydryle est uni à un oxyde métallique, l'hydrate est une combinaison où l'eau joue le rôle d'acide : l'ensemble compose une base.

Les *bases* sont donc des hydrates métalliques susceptibles de faire une double décomposition avec les acides. (Exp. 32 et 33.)

Les bases ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide (Exp. 30).



Fig. 33. — Oxydation du potassium dans l'oxygène.

Exp. 29. Dans un ballon rempli d'oxygène (Exp. 49), suspendez un fragment de potassium; et laissez-le quelques heures dans cet état. De brillant, qu'il était

le métal se transforme en une matière blanche, *oxyde de potassium* très soluble dans l'eau. Introduisez de l'eau dans le flacon, vous aurez une lessive :

Hydrate de potasse { $K^2O + H^2O = 2KHO$, form. atom.
KO,HO, form. en équiv.

C'est une puissante base, bleuissant le papier de tournesol rougi par un acide.

30. Versez quelques gouttes d'acide sulfurique sur un morceau de drap, puis trempez-le dans une dissolution de potasse, le drap reprendra sa couleur primitive.

37. **Corps neutres.** — Certains composés sont appelés neutres, parce qu'ils sont incapables de s'unir aux acides et aux bases pour former des sels : tel est l'oxyde de carbone.

Oxyde de carbone CO, form. atom. et en équiv.

38. **Oxydes; leur nomenclature.** — Tous les composés de l'oxygène avec un métal portent le nom générique d'*oxyde*, suivi de la préposition *de* et du nom du métal oxydé :

Oxyde de magnésium, MgO, form. atom. et en équiv.

39. **Terminaison eux, ique.** — Quand 1 atome de métal se combine en deux proportions avec l'oxygène, on change en adjectif, terminé par **eux**, le nom du métal dans l'oxyde le moins riche en oxygène; et en **ique** dans le plus riche :

Oxyde cuivreux { Cu^2O, form. atom.
CuO, form. en équiv.
Oxyde cuivrique { CuO, form. atom.
CuO^2, form. en équiv.

On désigne aussi la combinaison la moins oxygénée par le mot *protoxyde*, la plus oxygénée par *bioxyde;* ou par *peroxyde;* ou par l'un et l'autre, s'il existe plus de deux oxydes : chaque expression est suivie du nom du métal. Ainsi, les oxydes de cuivre indiqués ci-dessus peuvent être énoncés comme suit :

Protoxyde de cuivre { Cu^2O, form. atom.
CuO, form. en équiv.
Bioxyde ou **peroxyde** de cuivre { CuO, form atom.
CuO^2, form. en équiv.

Si un métal forme plusieurs oxydes, l'oxyde composé de

2 atomes de métal et de 3 atomes d'oxygène est désigné par le mot *sesquioxyde :*

Sesquioxyde de manganèse Mn^2O^3, form. atom. et en équiv.

Après avoir appris le résumé, faites le 6e devoir.

RÉSUME

36. On appelle *oxyde* le composé résultant de l'action de l'oxygène sur un métal.

Un *hydrate* est un composé formé d'un acide ou d'une base unie à l'eau.

L'hydrate est *basique*, lorsque l'oxhydryle est uni à un oxyde métallique.

Les bases ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide.

37. Un composé qui ne s'unit ni aux acides ni aux bases est appelé *neutre*.

38. Tous les composés de l'oxygène avec un métal portent le nom générique d'*oxyde*.

39. Quand 1 atome de métal forme deux combinaisons avec l'oxygène, la moins oxygénée est désignée par **eux** ou *protoxyde ;* la plus oxygénée, par **ique** ou *bioxyde*.

Si 2 atomes de métal se combinent avec 3 atomes d'oxygène, le composé porte le nom de *sesquioxyde*.

6e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 36 à 39). Formation des oxydes, des hydrates et des bases. — Nomenclature des oxydes.

2° *Exercices*. 3. Exprimez le nom, la formule, en poids atomique et en équivalents, des oxydes suivants.

1° 1 atome de zinc combiné avec 1 atome d'oxygène;

2° 1 atome de baryum, strontium, étain, plomb, chacun combiné d'abord avec 1 atome d'oxygène ; puis combiné avec 2 ;

3° 2 atomes de potassium, sodium, lithium, argent, unis à 1 atome d'oxygène ;

4° 2 atomes d'antimoine, silicium, chrome, bismuth, or, combinés avec 3 atomes d'oxygène ;

5° 1 atome de fer uni à 1 atome d'oxygène;

6° L'hydrate ferrique ou rouille, combinaison de deux fois le sesquioxyde de fer et 3 fois la molécule d'eau ;

7° L'hydrate de potassium ou potasse caustique, formé de 1 atome de potassium, 1 atome d'hydrogène et 1 atome d'oxygène;

8° L'hydrate de calcium ou chaux éteinte, combinaison d'oxyde de calcium CaO et d'eau.

CHAPITRE III

COMPOSÉS NON OXYGÉNÉS; LEUR NOMENCLATURE

40. **Leur formation.** — Les métalloïdes, autres que l'oxygène, peuvent se combiner entre eux ou avec les métaux.

Exp. 31. Mélangez intimement 75 gr. de limaille de fer avec 50 gr. de fleur de soufre. Avec 50 gr. d'eau environ, humectez le tout dans une terrine que vous placerez à un endroit chaud : l'eau s'évaporera. Après une heure, vous aurez une poudre noire, qui sera une combinaison des deux corps, du *sulfure de fer*.

41. **Leur nomenclature.** — Ces combinaisons se désignent par le nom des deux corps, le premier terminé en **ure**.

On est convenu d'énoncer, d'abord, le nom du corps qui joue le rôle électronégatif, bien que, dans la formule, il soit écrit le second (nos 22 et 23).

42. **Terminaisons eux, ique.** — Si un métalloïde avec un autre métalloïde ou avec un métal forment deux combinaisons, on ajoute au premier nom la terminaison **ure**; le deuxième nom se termine par **eux** dans le composé où le corps entre pour la plus petite proportion, et par **ique** dans le composé où ce même corps entre pour a plus grande proportion:

Chlorure mercureux { Hg^2Cl, form. atom. / Hg^2Cl, form. en équiv.

Chlorure mercurique { $HgCl^2$, form. atom. / HgCl, form. en équiv.

43. **Mono, bi, tri, tétra, penta.** — 1 atome d'un métal s'unit quelquefois à 1, 2, 3, 4, 5, 6 atomes d'un métalloïde.

On met alors, devant le nom terminé en **ure**, les particules **mono, bi, tri, tétra, penta,** selon le cas :

Monochlorure de potassium KCl, form. atom. et en équiv.

Bichlorure d'étain { $SnCl^2$, form. atom. / SnCl, form. en équiv.

Trichlorure de phosphore $PhCl^3$, form. atom. et en équiv.

Tétrachlorure d'étain { $SnCl^4$, form. atom. / $SnCl^2$, form. en équiv.

Pentachlorure d'antimoine $SbCl^5$, form. atom et en équiv.

44. **Terminaison é.** — Pour désigner les composés de l'hydrogène non acides, on change, en adjectif terminé par **é**, le nom du corps uni à l'hydrogène :

Hydrogène carboné { CH^4, form. atom. / C^2H^4, form. en équiv.

Après avoir appris le résumé, faites le 7e devoir.

RÉSUMÉ

40. Les métalloïdes autres que l'oxygène peuvent se combiner entre eux ou avec les métaux.

41. Ces combinaisons se désignent par le nom des deux corps : on nomme le corps électronégatif premier, et on le termine par **ure**.

42. Lorsqu'il se forme deux combinaisons, on termine par **eux** le deuxième nom, celui du corps électropositif, pour désigner la plus petite proportion ; par **ique**, pour désigner la plus grande proportion.

43. Il peut se faire que l'atome de métal s'unisse à plusieurs atomes d'un métalloïde. Alors on place les particules **mono, bi, tri, tétra, penta,** pour désigner 1, 2, 3, 4, 5, atomes du métalloïde.

44. Pour désigner les composés de l'hydrogène non acides, on change en adjectif terminé par **é** le nom du corps uni à l'hydrogène.

7e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 40 à 44). Nomenclature des composés non oxygénés. — Terminaisons *eux, ique.* — Particules *mono, bi, tri, tétra, penta.* — Adjectif terminé en *é.*

2° *Exercices.* 4. Écrivez le nom, la formule atomique et en équivalents des combinaisons suivantes :

1° 1 atome de chlore et 1 atome de sodium : *cristaux cubiques, sel de cuisine,*

2° 2 atomes de chlore et 1 atome de baryum, plus 2 molécules d'eau : *lames nacrées;*

3° 2 atomes de chlore et 1 atome de calcium, plus 6 molécules d'eau : *cristaux blancs;*

4° 6 atomes de chlore et 2 atomes d'aluminium : *cristaux blancs;*

5° { 2 atomes de chlore et 1 atome de fer : *sel blanc;*
6 — et 2 — de fer : *sel brun-jaune;*

6° 6 atomes de chlore et 2 atomes de chrome : *paillettes blanches;*

7° 2 atomes de chlore et 1 atome de plomb : *poudre blanche;*

8° { 2 atomes de chlore et 2 atomes de cuivre : *aiguilles vertes;*
2 atomes de chlore et 1 atome de cuivre, plus 2 molécules d'eau : *sel bleuâtre;*

9° { 1 atome de chlore et 1 atome d'or : *poudre insoluble dans l'eau;*
3 atomes de chlore et 1 atome d'or : *masse rouge foncé;*

10° { 2 atomes de chlore et 1 atome de platine : *poudre verte, sel de Magnus*
4 atomes de chlore et 1 atome de platine : *masse rouge foncé;*

11° { 3 atomes de chlore et 1 atome d'antimoine : *beurre d'antimoine;*
5 atomes de chlore et 1 atome d'antimoine : *liquide jaune;*

12° { 1 atome de soufre et 1 atome de fer : *masse noirâtre;*
2 atomes de soufre et 1 atome de fer : *pyrite très répandue;*

13° { 1 atome de soufre et 1 atome d'étain : *masse cristalline gris-plomb*
2 atomes de soufre et 1 atome d'étain : *or mussif pour bronzer;*

14° 1 atome de soufre et 1 atome de mercure : *vermillon, poison violent;*

15° 1 atome de soufre et 2 atomes d'argent : *minéral gris d'acier;*

16° { 3 atomes de soufre et 2 atomes d'antimoine : *cristaux;*
5 atomes de soufre et 2 atomes d'antimoine : *se trouve mêlé à des terrains anciens;*

17° 2 atomes d'hydrogène avec 1 atome de soufre : *gaz puant;*

18° 3 atomes d'hydrogène et 1 atome de phosphore : *gaz fort-léger.*

CHAPITRE IV

SELS; FORMULES ET NOMENCLATURE

45. **Sels; leur formation.** — Les sels résultent de l'action des acides sur les bases ou de l'union d'un corps fortement électronégatif avec un métal, c'est-à-dire avec un élément électropositif. Dans ce dernier cas, le sel est appelé *haloïde*, parce qu'il dérive d'un corps halogène : formé ainsi de deux éléments, c'est un composé binaire (Exp. 33), au lieu que les sels dérivant d'un acide et d'une base sont ternaires (Exp. 32).

Lorsqu'un acide et une base sont en contact, les molécules de l'hydrate s'électrisent positivement en vertu des propriétés électropositives du métal ; celles de l'acide se chargent négativement. Bientôt l'action chimique commence et se continue (n° 22). Le métal se substitue à l'hydrogène de l'acide; il y a formation d'un sel, de l'eau et dégagement de chaleur.

Exp. 32. Introduisez dans un verre à pied un peu d'acide azotique ; et versez par gouttes, en agitant continuellement, une solution étendue de potasse : il faut cesser lorsque la liqueur ne produit aucun effet sur le papier de tournesol ; car alors il n'y a plus d'acide ni de base : le résultat, c'est de l'azotate de potassium et de l'eau :

$$HAzO^3 + HKO = KAzO^3 + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$AzO^5,HO + KO,HO = KO,AzO^5 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

33. Dans une solution concentrée de potasse caustique, versez, par gouttes, de l'acide chlorhydrique. Il y aura formation d'un sel haloïde, *chlorure de potassium*, et d'eau; remarquez la chaleur produite :

$$HKO + HCl = KCl + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$KO,HO + HCl = KCl = 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

46. **Nomenclature.** — La formule du sel se compose

des symboles de l'acide et de ceux de la base réunis. On écrit d'abord la base qui renferme le radical électropositif; l'acide, qui contient l'élément électronégatif, est écrit le dernier, bien qu'énoncé le premier. On les sépare par une virgule ou bien on les réunit en additionnant les exposants du métalloïde commun à l'acide et à la base.

Le nom de l'acide et le nom ou l'adjectif qui désigne la base forment le nom du **sel.**

Les acides en **ique** produisent des sels terminés en **ate;** ceux en **eux** donnent des sels terminés en **ite.** Ainsi :

L'acide sulfu**rique** produit des sulf**ates ;**

L'acide sulfu**reux** forme des sulf**ites.**

On ajoute le nom du métal qui caractérise la base : sulfate de cuivre, etc.; sulfite de soude, etc. (1).

Carbonate de chaux CaO,CO^2, form. atom. et en équiv.

Sulfite de soude { Na^2O,SO^2 form. atom. / NaO,SO^2, form. en équiv.

Faites le 8e *devoir.*

47. **Saturation des acides.** — Un acide est saturé, lorsque son hydrogène basique, c'est-à-dire remplaçable, est totalement remplacé par une quantité équivalente du métal de la base. Dans cette action chimique, il y a une double décomposition : l'hydrate perd son radical; l'acide, son hydrogène : il y a déplacement, substitution. Le métal remplace l'hydrogène et réciproquement : la molécule de l'acide devient une molécule de sel; celle de l'hydrate est convertie en eau.

Exr. 34. Versez avec précaution de l'acide sulfurique, par gouttes, sur une petite quantité d'une solution concentrée de potasse. Remarquez la chaleur produite ; après refroidissement, vous constaterez un dépôt salin :

$$SO^3,H^2O + 2HKO = K^2O, SO^3 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$

(1) Au lieu de désigner les sels seulement par le nom particulier que forme le métal oxydé, comme *chaux*, *soude*, etc., on peut les nommer en énonçant le métal lui-même ou par l'adjectif dérivant du même métal. On peut donc dire indifféremment :

Carbonate *calcique*, carbonate de *calcium*, carbonate de *chaux*,

Sulfite *sodique*, sulfite de *sodium*, sulfite de *soude*.

La raison de ces dénominations vient :

1° De ce qu'il existe des sels formés de deux éléments : chlorure de sodium, etc.;

2° De ce qu'un grand nombre de sels de trois éléments ne se partagent pas, lorsqu'on les soumet à l'action de l'électrolyse ou des métaux, en acide et en base oxydée, mais en métal et en groupe oxygéné. Ainsi, le sulfate de cuivre (n° 271-3° et n° 271-4°) se partage en Cu et SO^4, et non CuO et SO^3.

$SO^3,HO + KO,HO = KO,SO^3 + 2HO$ form. en équiv.

Faites le 9e devoir.

RÉSUMÉ

45. Résultat de l'action d'un acide sur une base, un sel est une combinaison ternaire.

Un sel peut être la combinaison d'un corps fortement électronégatif avec un élément électropositif : c'est alors un composé binaire.

46. La formule d'un sel se compose des symboles de l'acide et de ceux de la base réunis : on écrit d'abord la base qui renferme le radical électronégatif. On les sépare par une virgule, ou bien on les réunit en additionnant les exposants du métalloïde communs à l'acide et à la base.

47. Un acide est saturé lorsque son hydrogène basique, c'est-à-dire remplaçable, est totalement remplacé par le métal de la base. Dans ce phénomène, il se produit une double décomposition : le métal remplace l'hydrogène et réciproquement.

8e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 45 et 46). — Formation d'un sel. — Nomenclature des sels.

2° *Exercices.* 5. Écrivez le nom et la formule, en poids atomiques et en équivalents, des sels formés par la combinaison des oxydes et des acides suivants, formulés en poids atomique :

1° L'oxyde ..... Na^2O avec l'acide... CO^2 forment..... : *sel blanc très soluble;*
2° L'oxyde ..... HgO avec l'acide... CO^2 forment..... : *sel amorphe ou cristallisé;*
3° L'oxyde ..... FeO avec l'acide... CO^2 forment..... : *fer spathique;*
4° L'oxyde ..... MnO avec l'acide... CO^2 forment..... : *poudre blanche;*
5° L'oxyde ..... PbO avec l'acide... SO^3 forment..... : *poudre blanche insoluble;*
6° L'oxyde ..... PbO avec l'acide ... CO^2 forment ..... : *poudre blanche;*
7° L'oxyde ..... K^2O avec l'acide ... CrO^3 forment ..... : *prismes rhomboïdaux*
8° L'oxyde ..... PbO avec l'acide ... CrO^3 forment..... : *plomb rouge de Sibérie;*
9° L'oxyde ..... SrO avec l'acide ... SO^3 forment ..... : *célestine insoluble.*

Exercices. 6. Donnez le nom et la formule en poids atomique et en équivalents de la base et de l'acide de chacun des sels suivants, formules en poids atomique :

Carbonate de potasse K^2O,CO^2 : *potasse du commerce;*
Carbonate de baryte BoO,CO^3 : *withérite;*
Azotate de baryte $BaAzO^3$: *cristaux octaèdres;*
Carbonate de chaux CaO,CO^2 : *spath ou aragonite dIslande;*
Azotate de plomb $PbAz^2O^6$: *octaèdres réguliers;*
Sulfate mercureux HgO^2SO^3 : *poudre blanche;*
Sulfate mercurique HgO,SO^3 : *poudre blanche;*
Azotate d'argent $(AgAzO^3)^2 \frac{Ag^2Az^2O^6}{2} = AgAzO^3$: *pierre infirnale;*
Carbonate de strontiane SrO,CO^2 : *il se trouve dans la nature;*

Sulfate de baryte BaO,SO^3 : *spath pesant;*
Sulfate de potasse K^2O,SO^3 : *très soluble;*
Bichromate de potasse $K^2Cr^2O^7$: *sel rouge soluble.*

9e DEVOIR.

1° *Rédaction* (n° 47). Saturation des acides.

2° *Calcul.* Problème 11 (66). — Si l'atome de l'hydrogène était 1 gramme, le poids de la molécule de l'acide sulfurique H^2SO^4 serait 98 grammes, celui de l'acide azotique $HAzO^3$, 63 grammes. Or, la molécule de chacun des oxydes suivants, K^2O, Na^2O, BaO, CaO, ZnO, CuO, Ag^2O, sature celle de l'acide sulfurique, qui a 2 atomes d'hydrogène H^2; leur demi-molécule sature l'acide azotique, qui n'a que 1 atome d'hydrogène H. On demande le poids de la molécule et de la demi-molécule de chacun de ces oxydes.

Probl. 12 (67). Quel poids faudrait-il de chacun des oxydes du problème précédent, pour saturer : 1° 100 gr. d'acide sulfurique ; 2° 100 gr. d'acide azotique?

Probl. 13 (68). Quelle quantité d'eau se formera-t-il, dans la combinaison de la molécule d'un des oxydes du problème 11 avec : 1° 100 gr. d'acide sulfurique; 2° 100 gr. d'acide azotique?

CHAPITRE V

DE L'HYDROGÈNE

Symbole	H
Poids atomique ou de 2 volumes d'hydrogène	1
Poids en équivalents	1
Poids de 1 molécule HH ou de 2 volumes d'hydrogène	2
Densité de l'hydrogène rapportée à l'air	0,0693

48. **Historique et état naturel.** — Au dix-septième siècle, on avait recueilli et brûlé de l'hydrogène, mais il ne fut connu et étudié qu'en 1766 par Cavendish, chimiste anglais.

(Hydrogène : *hydro*, préfixe équivalant à *eau;* et *gène*, suffixe signifiant *j'engendre.*)

L'hydrogène est très répandu dans la nature. Il entre pour 1/9 dans la composition de l'eau, si abondante sur notre globe. Toutes les substances organiques en renferment : avec le carbone, l'hydrogène forme un grand nombre de combinaisons organiques très importantes : essences de térébenthine, de benzine, etc. ; caoutchouc, gaz des marais, etc.

On a constaté la présence de l'hydrogène libre dans les fumerolles d'Islande et de Toscane.

49. **Préparation.** — L'hydrogène se prépare en décomposant l'eau par des corps très avides d'oxygène, tels que le potassium, le zinc, le fer, le carbone, etc.

1° *Par le zinc, l'eau et l'acide sulfurique :*

Exp. 35. Dans un flacon F, à 2 tubulures, on introduit 50 gr. de grenailles de zinc ou de fer. On verse de l'eau jusqu'aux 3/4 du flacon. Par l'ouverture en entonnoir *e*, on verse peu à peu de l'acide sulfurique. Le flacon s'échauffe et une effervescence se produit dans le liquide.

En présence du zinc, l'acide sulfurique étendu d'eau se décompose l'oxygène de l'eau du vitriol se porte sur le zinc, et forme un oxyde

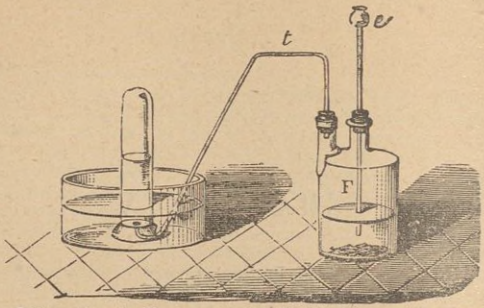


Fig. 34. — Préparation de l'hydrogène par le zinc, l'eau et l'acide sulfurique.

qui s'unit bientôt à l'acide sulfurique, pour composer un sulfate zinc : l'hydrogène se rend par *t* dans l'éprouvette pleine d'eau :

$$Zn + SO^3,H^2O = H^2 + ZnO,SO^3, \text{ form. atom.}$$
$$Zn + SO^3,HO = H + ZnO,SO^3, \text{ form. en équiv.}$$

Préparé ainsi, l'hydrogène a une odeur fétide, due au zinc, qui n'est presque jamais pur. On peut le purifier en le faisant passer par une série de tubes en U, contenant de l'acétate de plomb et de la potasse caustique : l'acétate retient l'hydrogène sulfuré, et la potasse, l'hydrogène arsénié.

2° *Par le fer et la vapeur d'eau :*

Exp. 36. Faites un paquet de fils de fer que vous introduirez dans un tube de

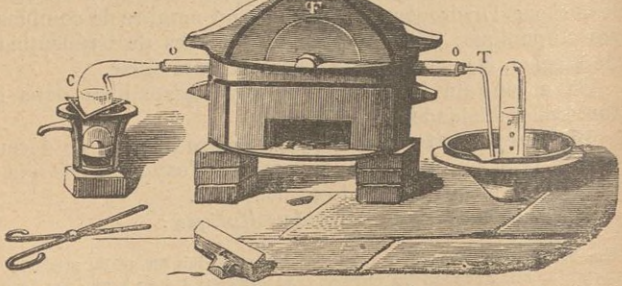


Fig. 35. — Préparation de l'hydrogène par le fer et la vapeur d'eau.

porcelaine OO. Chauffez-le au rouge dans le fourneau F ; chauffez

également l'eau de la cornue C, jusqu'à l'ébullition. L'eau réduite en vapeur est décomposée par le fer, qui retient l'oxygène : il y a formation d'oxyde de fer magnétique et dégagement d'hydrogène par le tube T.

$$4H^2O + {}^3Fe = Fe^3O^4 + 2H^2, \text{ form. atom.}$$
$$4HO + 3Fe = Fe^3O^4 + 2H^2, \text{ form. en équiv.}$$

Faites le 10e devoir.

50. **Propriétés physiques.** — L'hydrogène est un gaz simple, incolore, sans saveur ni odeur. C'est le plus léger des corps connus : on le transvase de bas en haut. Il pèse 14 fois 1/2 moins que l'air (Exp. 38).

C'est au poids et au volume de son atome que sont rapportés les atomes des corps simples. L'hydrogène est le plus réfringent des gaz.

Sa solubilité est faible, 0,019 ; aussi le recueille-t-on et le conserve-t-on sur l'eau.

Plusieurs chimistes classent l'hydrogène parmi les métaux, parce qu'en effet il en a quelques caractères : il conduit bien la chaleur et l'électricité ; il se substitue souvent aux métaux dans les combinaisons.

Par suite de son extrême légèreté, l'hydrogène traverse facilement les enveloppes reconnues imperméables aux autres gaz (Exp. 37 et 38).

Il traverse la terre poreuse (Exp. 39) et les métaux portés au rouge ; il se condense dans les pores des métaux ; le palladium en absorbe jusqu'à 936 fois son volume.

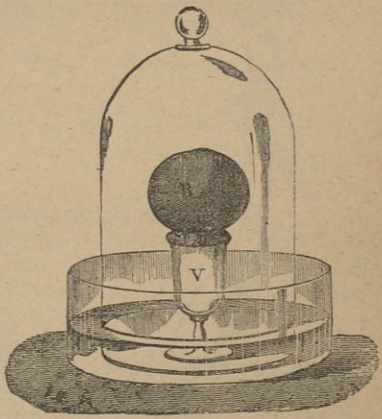


Fig. 36. — Propriété endosmotique de l'hydrogène (Exp. 38).

Exp. 37. Fermez, avec une feuille de papier, une éprouvette pleine d'hydrogène ; retournez-la de manière que son orifice soit en haut ; présentez une allumette enflammée au-dessus de la feuille de papier : l'hydrogène brûlera avec une flamme pâle.

38. Remplissez d'hydrogène une grande cloche où vous aurez disposé un

petit ballon en caoutchouc mince : l'hydrogène pénètre dans le ballon, qui, quelques heures après, se trouve gonflé.

39. M. Sainte-Claire-Deville a fait une expérience pour démontrer la propriété *endosmotique* de l'hydrogène : reproduisez-la. Dans un large tube en verre, disposez un tube plus long en terre poreuse. Bouchez le tube en verre de manière à laisser passer celui qui est en terre et un autre petit tube en verre : C communique à un dégagement rapide

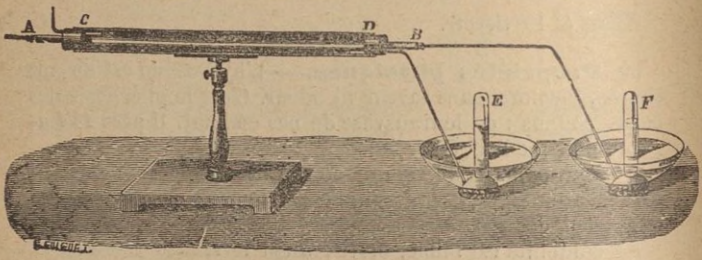


Fig. 37. — Propriété endosmotique de l'hydrogène.

d'acide carbonique et A à un appareil produisant de l'hydrogène. On ne tarde pas à constater que, dans l'éprouvette E, il y a de l'hydrogène et que F renferme de l'acide carbonique.

40. Transvasez l'hydrogène d'une éprouvette, et remplissez une vessie d'hydrogène.



Fig. 38. — Transvasement de l'hydrogène et des gaz plus légers que l'air.

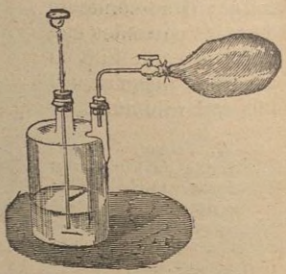


Fig. 39. — Gonflement d'une vessie avec l'hydrogène.

43. Remplies de gaz hydrogène, les bulles de savon s'élèvent promptement



Fig. 40. — Inflammation des bulles de savon gonflées par l'hydrogène

dans l'air : expérimentez-le. Vous pouvez les enflammer avec une bougie.

Faites le 11e devoir.

51. **Propriétés chimiques.** — Bien qu'impropre à la respiration, l'hydrogène n'est pas délétère; un animal peut vivre un certain temps dans une atmosphère formée d'un mélange de ce gaz et d'oxygène proportionnel à celui où sont l'azote et l'oxygène dans l'air.

L'hydrogène brûle avec une flamme pâle, qui est excessivement chaude : lumière et chaleur, tels sont les effets du choc des atomes d'oxygène sur ceux d'hydrogène (Exp. 42 et 43).

Le produit de la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène est l'eau (Exp. 48).

L'hydrogène n'entretient pas la combustion (Exp. 45).

L'hydrogène entre en combinaison avec tous les métalloïdes,

excepté le silicium et le bore ; ses affinités sont peu énergiques. Il ne se combine directement qu'avec le chlore, et encore cette combinaison doit-elle être favorisée par la lumière.

Exp. 42. Fixez un morceau de bougie à un fil de fer ; allumez-le, et approchez-le d'une éprouvette pleine d'hydrogène (fig. 41).

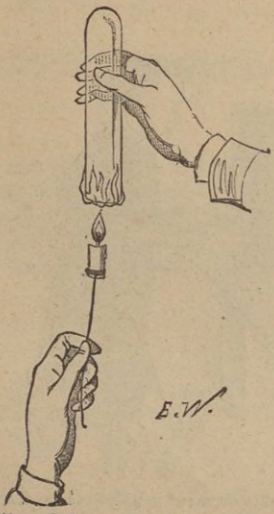


Fig. 41. — Inflammation de l'hydrogène.

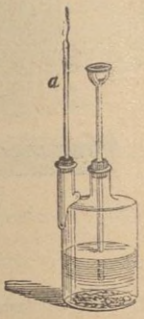


Fig. 42. — Lampe philosophique

43. Placez un tube effilé au flacon (fig. 42). Enflammez le gaz après quelques instants de dégagement. Il faut que l'air du flacon et du tube soit entièrement expulsé : car un mélange d'oxygène et d'hydrogène est explosif.

La flamme devient lumineuse, lorsqu'on y projette du poussier de charbon.

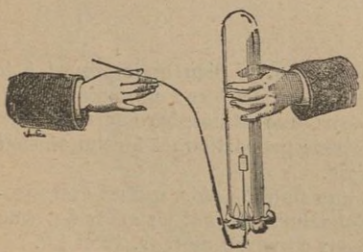


Fig. 43. — L'hydrogène n'entretient pas la combustion (Exp. 45).

44. La flamme aurait encore plus d'éclat, si l'on introduisait un peu de benzine dans le flacon où s'engendre l'hydrogène : expérimentez-le.

45. Plongez dans une éprouvette remplie d'hydrogène une bougie que vous aurez allumée : elle s'y éteindra.

46. Dans une large éprouvette (fig. 44), introduire du zinc ; puis verser de l'acide chlorhydrique : une vive effervescence se produit ; approchez une allumette avec précaution : le torrent d'hydrogène s'enflamme :

$$2HCl + Zn = ZnCl^2 + H^2, \text{ form. atom. et en équiv.}$$

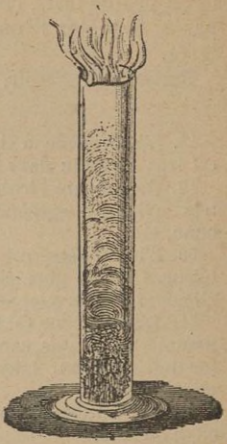


Fig. 44. — Inflammabilité du gaz hydrogène (Exp. 46).

47. Loin d'éteindre la flamme qui s'en dégage, l'eau qu'on y verse l'active en chassant l'hydrogène à l'orifice de l'éprouvette. Expérimentez-le. Projetez aussi sur cette flamme du poussier de charbon.

48. Pour démontrer que les vapeurs d'eau sont bien un produit de la combustion de l'hydrogène et non entraînées par le gaz, faites-le passer dans le tube T où vous aurez mis du chlorure de calcium. Ce sel, très avide d'eau, desséchera le gaz.

Après que l'air de l'appareil aura été expulsé par le dégagement de l'hydrogène, enflammez ce gaz et maintenez la cloche C au-dessus de la flamme : les vapeurs s'y condenseront et l'eau coulera.

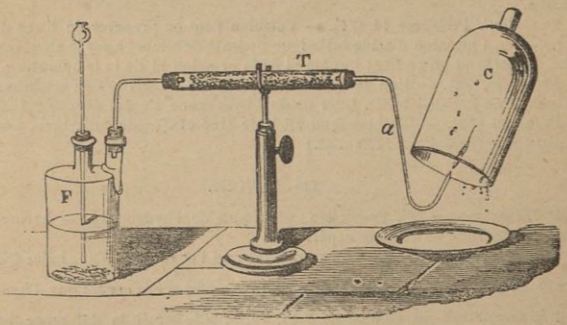


Fig. 45. — La combustion de l'hydrogène produit de l'eau (Exp. 48).

52. **Usages.** — En raison de sa faible densité, l'hydrogène est quelquefois employé pour gonfler des ballons en baudruche et de petits ballons rouges en caoutchouc. On utilise sa puissance calorifique, dans le chalumeau oxyhydrique, courant d'hydrogène et d'oxygène (n° 256).

Éminemment combustible, il serait à désirer qu'on pût isoler, à peu de frais, l'hydrogène de l'oxygène. Alors on n'aurait pas à redouter l'épuisement des houilles dans le sein de la terre.

Faites le 12e devoir.

RÉSUMÉ

48. L'hydrogène a été connu et étudié par Cavendish. Ce corps est très répandu dans la nature.

49. On prépare l'hydrogène en décomposant l'eau par des corps très avides d'oxygène : tels que le potassium, le fer, le carbone, etc.

50. L'hydrogène est un gaz simple, incolore, sans saveur ni odeur. C'est le plus léger des corps connus. Aussi traverse-t-il facilement des enveloppes reconnues imperméables.

51. L'hydrogène est impropre à la respiration. Il brûle avec une flamme pâle, mais excessivement chaude. Le produit de sa combustion est l'eau. L'hydrogène se combine avec presque tous les métalloïdes.

52. L'hydrogène n'a guère d'usages que dans le chalumeau oxyhydrique.

10e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 48 et 49). Historique de l'hydrogène. — Son état naturel. — Comment peut-on l'isoler ? — Développer le procédé à suivre pour préparer ce gaz.

2° *Calcul.* Problème 14 (71). — Combien peut-on préparer de litres d'hydrogène, avec 1 gramme d'acide sulfurique hydraté décomposé par le zinc ? (Exp. 35.) Pas de perte et on ne tient compte ni de la pression ni de la température.

Probl. 15 (72). — Une analyse d'eau a donné 1 kilogr. 1/2 de cristaux de sulfate de zinc $ZnSO^4+7H^2O$. Quel poids d'hydrogène s'est-il dégagé ? (Exp. 35.)

Probl. 16 (73). — Combien faudrait-il de zinc et d'acide sulfurique, pour préparer 5 gr. d'hydrogène ? (Exp. 35.)

11e DEVOIR.

1° *Rédaction* (n° 50). Propriétés physiques de l'hydrogène. — Accompagnez chaque propriété de quelque expérience.

2° *Calcul.* Problème 17. — En supposant que l'enveloppe d'une bulle sphérique d'eau de savon (densité 1) ait $\frac{}{3000}$ de millimètre d'épaisseur ; que l'hydrogène qui la remplit ait un volume de 0 lit. 75, quelle serait la différence entre le poids de la bulle et celui de l'air déplacé ?

Probl. 18. Le palladium absorbant 936 fois son volume d'hydrogène, combien un fil de ce métal pesant 1 gr. 0667 absorbera-t-il de cent. cubes d'hydrogène ? (n° 50.)

12e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 51 et 52). — Propriétés chimiques. — Développez-les par les expériences que vous connaissez. — Usages de l'hydrogène.

2° *Calcul.* — Probl. 19. — Combien faudrait-il brûler de litres d'hydrogène pour

produire 10 gr. d'eau, à la même température et sous la même pression ? (Exp. 48.)

Probl. 20 (693). — Quelle quantité d'eau à 11° porterait-on à 100°, avec 30 lit. d'hydrogène, dont la moitié se combine avec le chlore, et l'autre moitié avec l'oxygène? Combiné avec le chlore, 1 gr. d'hydrogène dégage 23 cal. 783 ; combiné avec l'oxygène, 1 gr. d'hydrogène dégage 34 cal. 462. (Voir Probl. 2.)

Probl. 21 (693). — Le 15 août 1869, M. Glorieux fit une ascension aérostatique, à Lille. Le gonflement de son ballon avec le gaz d'éclairage, au prix de 0 fr. 25, coûta 300 fr. Le même volume d'hydrogène, préparé par l'acide sulfurique du commerce à 0 fr. 20 le kilogr. et renfermant 13,8 0/0 d'acide sulfurique monohydraté H^2SO^4, aurait-il coûté plus cher? (Exp. 35.)

LIVRE II

CHIMIE INORGANIQUE

PREMIÈRE PARTIE : MÉTALLOIDES

CHAPITRE PREMIER

DE L'OXYGÈNE (1), DE LA COMBUSTION, DE L'OZONE

OXYGÈNE

Symbole	O
Poids atomique ou de 1 volume (densité par rapport à l'hydrogène)	16
Poids en équivalents	8
Poids de la molécule OO ou de 2 vol	$16 \times 2 = 32$
Densité par rapport à l'air	1,1056

53. **Historique et état naturel.** — L'oxygène fut isolé en 1777 par Priestley, en Angleterre. Deux ans après Lavoisier en fit une étude à Paris ; lui reconnaissant la propriété de produire les acides, il le nomma oxygène (*oxy*, préfixe si-

(1) Il semble qu'on eût dû traiter des corps dans l'ordre naturel des familles ; mais nous sommes obligé de nous écarter de cette règle. Nous avons étudié d'abord l'hydrogène, dont les atomes servent de mesure à l'atomicité. Puis, vu l'importance de l'oxygène, nous nous occupons de ce corps et de ses congénères. De sorte que la 2e famille passe avant la 1re. Nous suivons ensuite l'ordre tracé M. Dumas.

gnifiant *acide*, et *gène*, suffixe signifiant (j'*engendre*.) Toutefois il existe des acides qui ne sont pas oxygénés.

L'oxygène est le plus abondant des corps simples. Mélangé à l'azote, il forme l'air atmosphérique. Ses combinaisons avec les autres corps sont innombrables; il entre pour les 8/9 dans la composition de l'eau; presque ou es les substances minérales, végétales et animales en renferment.

54. **Préparation.** — On prépare l'oxygène avec des composés d'où ce gaz se dégage facilement : 1 kg. de chlorate de potasse peut en donner environ 274 litres; 1 kg. de bioxyde de manganèse n'en fournit que 85 litres.

1° *Par le chlorate de potasse :*

Exp. 49. Mélangez 50 gr. de chlorate de potasse avec autant de bioxyde de manganèse. Sous l'influence d'une chaleur très douce, desséchez le mélange et la cornue en verre qui doit vous servir.

Chauffez avec une lampe à alcool ou avec le gaz; tenez d'abord la lampe

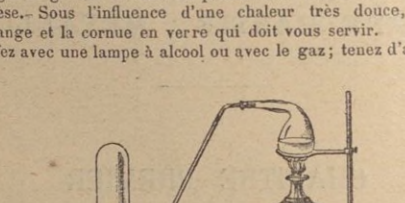


Fig. 46. — Préparation de l'oxygène par le chlorate de potasse.

éloignée de la cornue, puis rapprochez-la peu à peu, pour opérer lentement la fusion du chlorate. Quand l'ébullition se manifeste, le gaz se dégage : une partie du chlorate se décompose ainsi :

$$KClO^3 = KCl + 3O, \text{ form. atom.}$$
$$KO,ClO^5 = KCl + 6O, \text{ form. en équiv.}$$

L'autre partie s'oxyde et donne du perchlorate de potasse

$$2\,KClO^3 = KCl + KClO^4 + O^2, \text{ form. atom.}$$
$$2KO,ClO^5 = KCl + KO,ClO^7 = 2O^2, \text{ form. en équiv.}$$

La matière s'épaissit. Augmentez alors la chaleur, en rapprochant la lampe. L'opération est terminée et le dégagement finit lorsque la matière est sèche.

La réaction pourrait s'accélérer et devenir explosible, si l'on ne réglait convenablement la température.

2° *Par le bioxyde de manganèse :*

Exp. 50. Mettez du bioxyde de manganèse et un peu d'acide sulfurique remplissant les 2/3 de la capacité d'une cornue en grès A, que vous placerez en B, laboratoire du fourneau. Posez le dôme ; à l'ouverture, vous pouvez

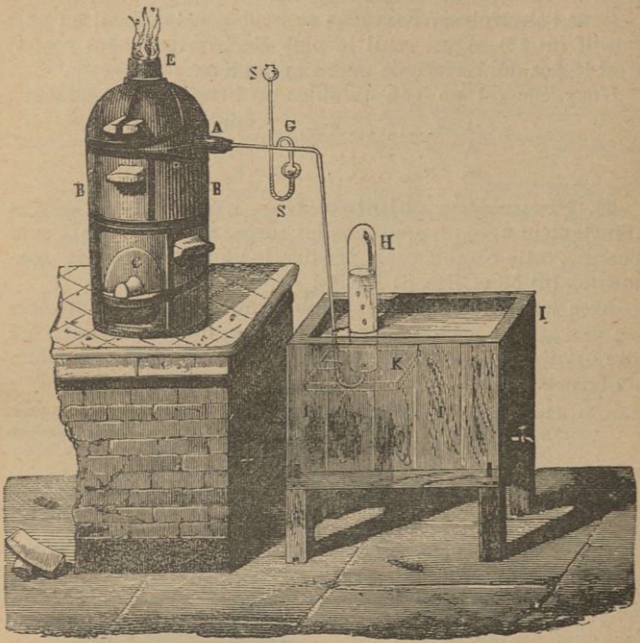


Fig. 47. — Préparation de l'oxygène par le bioxyde de manganèse

disposer un tuyau qui fasse la fonction de cheminée ; chauffez, le gaz se rendra dans l'éprouvette H, posée sur la planchette K, dans la cuve I.

La force élastique des gaz de la cornue diminuant avec la température, l'eau de la cuve, pressée par l'atmosphère, pourrait remonter. On prévient cet inconvénient en versant un peu d'eau dans le tube Welter SG.

$$MnO^2 + SO^3,H^2O = MnO,SO^3 + H^2O + O, \text{ form. atom.}$$
$$MnO^2 + SO^3,HO = MnO,SO^3 + HO + O, \text{ form. en équiv.}$$

Industriellement on le prépare, en grande quantité, soit avec le bioxyde de baryum, soit avec le chlorure de cuivre.

55. **Propriétés physiques.** — L'oxygène est un gaz simple, incolore, inodore, sans saveur.

Rapportée à l'air 1, sa densité est 1,1056.

C'est le plus magnétique de tous les gaz : l'action magnétique de la terre lui est due tout entière.

Dans l'électrolyse, l'oxygène se rend constamment au pôle positif (n° 23). Aussi est-il le plus électronégatif des corps; c'est le gaz qui réfracte le moins la lumière.

L'oxygène est un peu soluble; un litre d'eau en dissout :

A 0°	$0^{lit},041$.
A 10°	0, 032.
A 20°	0, 026.

56. **Propriétés chimiques.** — L'oxygène se combine directement avec presque tous les corps. S'accomplissant avec énergie, cette combinaison produit le phénomène de la COMBUSTION (n° 58 et EXP. 51 à 55).

Avec les métalloïdes, l'oxygène forme des acides anhydres ou des oxydes *neutres;* avec les métaux, il donne naissance à des oxydes qui sont la plupart basiques, c'est-à-dire capables de former des sels.

EXP. 51. Placez le tube courbé et effilé (fig. 2) à la cornue (fig. 46), pendant que se produit le dégagement de l'oxygène. Présentez-y un objet en ignition : la combustion sera plus vive. Vous pouvez y faire brûler du fer.

52. Recueillir de pleines éprouvettes d'oxygène; tourner l'orifice en haut; y plonger une baguette de bois présentant un bout en ignition : elle s'allumera et se consumera promptement.

53. Disposez au bouchon du ballon (fig. 48) un fil de fer courbé et sur-

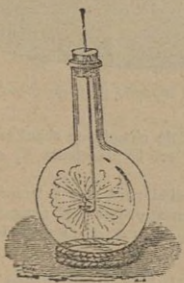


FIG. 48. — Combustion du charbon dans l'oxygène.



FIG. 49. — Combustion du fer dans l'oxygène.

monté d'un cône de charbon de bois. Remplissez d'oxygène le ballon

et introduisez-y le charbon présentant un point en ignition : le charbon brûlera vivement.

54. Dans le flacon (fig. 49), rempli d'oxygène, comme il est dit ci-dessus, introduire une spirale de montre au bout de laquelle sera placé un petit morceau d'amadon allumé : des étincelles, oxyde de fer, se détacheront de tous côtés.

55. Faire la même expérience avec du soufre, du magnésium, du phosphore; prendre de grandes précautions avec ce dernier corps.

57. **Usages.** — L'oxygène est l'agent nécessaire aux combustions et à la respiration. Seul il n'a pas d'application bien connue. Par un courant d'oxygène et d'hydrogène, *chalumeau oxyhydrique* (n° 256), on produit des températures excessivement élevées.

Drummond eut l'idée de diriger le dard de cette flamme sur un cylindre de chaux : il obtint une lumière qui n'a de supérieures que la lumière solaire et la lumière électrique : elle porte le nom de *lumière Drummond.*

Apprenez les nos 53 à 57, et faites le 13e devoir.

COMBUSTION

58. **Combustion vive.** — On donne le nom de combustion vive à une combinaison qui présente les trois phénomènes suivants :

1° Formation de composés nouveaux, doués de propriétés toutes différentes de celles que possèdent leurs éléments;

2° Chaleur, résultant du mouvement moléculaire;

3° Lumière, produite par la collision des atomes.

Tous les jours, on peut constater ces phénomènes chimiques dans nos foyers où se consument le bois, la houille, l'huile, le pétrole, le gaz d'éclairage, etc. Les métaux eux-mêmes sont susceptibles de brûler (Exp. 53 à 55).

Les circonstances favorables aux combustions vives sont :

1° L'enlèvement des produits de la combustion par les cheminées;

2° L'abondance d'oxygène amené au foyer par courant d'air, ventilateur, etc.;

3° L'état de division du combustible;

4° L'élévation de température.

59. **Combustion lente.** — A côté de ces combustions

vives se placent les oxydations appelées *combustions lentes*.

Deux phénomènes les caractérisent : combinaisons et production de chaleur : telle est la respiration des animaux (n° 70).

Ne sont pas considérés comme des combustions, les phénomènes lumineux et calorifiques produits par la rencontre de métaux, parce qu'il n'y a pas là de combinaison.

Après avoir appris les nos 58 et 59, faites le 14e devoir.

OZONE

Formule atomique et en équivalents	OO^2
Poids atomique	48
Poids en équivalents	24

60. **Historique.** Vers 1780, van Maran avait remarqué l'odeur caractéristique que prenait l'oxygène renfermé dans un tube en verre, lorsqu'on le soumettait à de longues et nombreuses étincelles électriques. En 1840, Schœnbein fit une étude particulière de ce composé qu'il appela *ozone*, c'est-à-dire *avoir une odeur*. Quelques chimistes le nomment aussi péroxyde d'oxygène; et, par suite, ils infèrent que l'oxygène libre est un oxyde d'oxygène OO : l'ozone ne serait qu'un état allotropique de l'oxygène.

Exp. 56. Mêlez du permanganate de potassium avec du bioxyde de baryum dans un mortier; introduisez ce mélange dans une éprouvette à pied ; arrosez-le avec de l'acide sulfurique : l'odeur de l'ozone se manifestera. Un papier imprégné d'amidon et d'iodure de potassium bleuit promptement, lorsqu'il est placé au-dessus de cette réaction; car l'iode, mis en liberté par l'ozone, réagit sur l'amidon.

61. **Propriétés.** L'ozone est de l'oxygène modifié, condensé. C'est un gaz incolore, doué d'une odeur particulière et très pénétrante.

On le constate dans les endroits où la foudre vient d'éclater. Il est dangereux de le respirer.

L'ozone est plus lourd que l'air. A 15°, 1 litre d'eau n'en dissout que 1 centigr. C'est un agent puissant d'oxydation. Grand nombre de corps qui résistent à l'action de l'oxygène sont attaqués par l'ozone.

Le tableau suivant de M. Houzeau présente d'une manière frappante la différence des propriétés de l'ozone et de l'oxygène :

PROPRIÉTÉS DE L'OXYGÈNE A +15° :	PROPRIÉTÉS DE L'OZONE A +15° :
Gaz incolore, inodore,	Gaz incolore, très odorant,
Sans action sur l'indigo bleu,	Décolore l'indigo bleu,
N'agit pas sur le caoutchouc,	Corrode le caoutchouc,
N'oxyde pas l'argent,	Oxyde l'argent,
Ne décompose pas l'iodure de potassium,	Agit rapidement sur l'iodure de potassium et met l'iode en liberté,
Sans action sur l'ammoniaque,	Brûle spontanément l'ammoniaque et la transforme en azotate,
Sans action sur l'hydrogène phosphoré ou bicarboné,	Brûle instantanément l'hydrogène phosphoré ou bicarboné avec émission de lumière.
Ne réagit pas sur l'acide chlorhydrique,	Décompose l'acide chlorhydrique et met le chlore en liberté,
Est un oxydant faible,	Est un agent puissant d'oxydation et un chlorurant énergique,
Très stable à toutes les températures.	Est détruit vers +80°.

Dans ces oxydations, un tiers seulement de l'oxygène contenu dans l'ozone se montre actif ; les deux autres tiers deviennent libres sous forme d'oxygène ordinaire.

62. **Génération naturelle de l'ozone.** L'ozone se forme et existe dans l'atmosphère, mais son action, en un même point, n'est pas constante.

Dans les campagnes, l'air en renferme davantage, parce qu'il y circule mieux que dans les villes. Au maximum, il en contient $\frac{1}{450\,000}$ de son poids. La fréquence de sa manifestation est très grande au printemps, assez forte en été, faible en automne, et plus faible encore en hiver.

Les pluies, les vents, les orages et toutes les grandes perturbations atmosphériques en augmentent la quantité ; mais la source la plus grande de ce corps singulier est l'électricité atmosphérique, surtout celle qui se répand en effluves obscurs.

Il est probable que la présence de l'ozone exerce une influence sur les phénomènes de la vie des animaux et des plantes qui le respirent.

Apprenez 60 *à* 62 *du résumé, et faites le* 15e *devoir.*

RÉSUMÉ

53. C'est vers la fin du dix-huitième siècle que l'*oxygène* a été connu et étudié. Engendrant les acides, ce gaz reçut de Lavoisier le nom qu'il porte.

L'oxygène est le plus abondant des corps simples.

54. On le prépare avec des composés qui abandonnent facilement leur oxygène : chlorate de potasse, bioxyde de manganèse.

55. L'oxygène est un gaz simple, incolore, inodore, sans saveur,

un peu soluble. Il est très magnétique. C'est le plus électronégatif des corps.

56. L'oxygène entre directement en combinaison avec presque tous les corps. Avec les métalloïdes il forme des *acides* ; avec les metaux, des *oxydes*.

57. C'est l'agent nécessaire aux combustions et à la respiration. Il reçoit des applications dans le chalumeau oxyhydrique et dans la lumière Drummond.

58. Une combustion vive présente les trois phénomènes suivants :

1° *Formation de composés nouveaux*, doués de propriétés toutes différentes de celles que possèdent leurs éléments ;

2° *Chaleur*, résultant du mouvement moléculaire ;

3° *Lumière*, produite par la collision des atomes.

59. Les *combustions lentes* sont caractérisées par deux phénomènes : combinaison et production de chaleur.

60. L'étude de l'*ozone* a été faite particulièrement, en 1840, par Schœnbein : ozone signifie : *je sens*.

61. L'ozone, oxygène modifié et condensé, est un gaz incolore, doué d'une odeur pénétrante. C'est un puissant agent d'oxydation.

62. L'ozone se forme dans l'atmosphère. Les perturbations atmosphériques en augmentent la quantité. Ce composé exerce une influence sur les phénomènes de la vie.

13e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 53 à 57). Historique de l'oxygène. — Sa préparation. — Propriétés physiques et chimiques. — Prouvez expérimentalement ces dernières.

2° *Calcul*. Problème 22 (96). Combien produirait-on de litres d'oxygène, en chauffant : 1° 1 kg. de chlorate de potasse ; 2° 1 kg. de obixyde de manganèse ? (Exp. 48 et 49 ; n° 35.)

Probl. 23 (97). En ignition et plongée dans le gaz oxygene, une spirale en fer perd 13 gr. 05 de son poids : dites le volume d'oxygène qui s'est combiné avec le fer : $Fe + O = FeO$. (Exp. 53 et n° 55.)

Probl. 24 (98). Dans un ballon de $0^m,25$ de diamètre, rempli d'oxygène, on introduit allumés : 1° du charbon ; 2° du soufre ; 3° du phosphore. A la 1re expérience, 2 atomes d'oxygène se fixent à 1 atome de charbon ; à la 2e, 2 atomes d'oxygène, à 1 de soufre ; à la 3e, 5 d'oxygène, à 2 de phosphore. A chaque combustion, tout l'oxygène disparait et produit un acide anhydre. Quels en sont le nom, la formule et le poids ? (Exp. 52 et 54 ; nos 32 et 30.)

Probl. 25 (634). Au moyen de la chaleur, on oxyde et désoxyde la baryte ; 1 kg peut prendre et rendre, à chaque opération, 6 litres 1/2 d'oxygène. En exécutant, sur 100 kg de baryte, pendant 24 heures, 4 opérations, quel volume d'oxygène obtiendrait-on ? et quel volume d'air céderait cet oxygène ? (Nos 55-64.)

14e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 58 et 59). Combustion vive et lente.

2° *Calcul*. Problème 26 (105). Dans une expérience, M. Reiset a placé un mouton de 65 kg. dans une atmosphère confinée pesant 631 gr. 628. A la fin de

l'expérience, le poids de l'atmosphère de l'appareil était de 621 gr. 324; 318 gr. 3 d'oxygène avaient été amenés dans l'appareil, et 452 gr. 555 d'acide carbonique en furent recueillis. Faites connaître le poids de l'animal, après l'expérience. Il ne reçut aucune nourriture, mais on trouva 334 gr. d'excréments.

Probl. 27 (**107**). Un porc de 135 kg. a été enfermé, pendant 13 h. 30 m. On demande : 1° le volume d'oxygène consommé, par heure et par kg. de l'animal ; 0,82 d'oxygène, en volume, se retrouvent dans l'acide carbonique ; 2° le poids de l'acide carbonique produit. Il s'est brûlé 240 gr. de carbone tout employé à former de l'acide carbonique.

Probl. 28 (**108**). Dans diverses expériences, on a reconnu qu'en moyenne, par heure et par kg. du poids de l'animal, l'espèce ovine consomme 0 gr. 4755 d'oxygène ; l'espèce bovine, 0 gr. 454 ; l'espèce porcine, 0 gr. 470 ; la volaille, 0 gr. 689. Sur les 100 volumes d'oxygène consommé, les moutons en emploient 98,22 à faire de l'acide carbonique ; les bœufs, 86,84 ; les porcs, 83,95 ; la volaille, 73,66 ; le reste est fixé à l'animal. Faire connaître par heure et par kg. de chaque espèce d'animal : 1° le volume de l oxygène fixé ; 2° le poids de l'acide carbonique formé.

15° DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 60 à 62). Propriétés de l'ozone. — Sa génération naturelle.

2° *Calcul.* Problème 29. 3 atomes ou 3 vol. d'oxygene se condensant en 2 vol. pour former l'ozone, on demande : 1° la densité de l'ozone ; 2° le poids réel de 1 litre de ce gaz.

Probl. 30. L'air renfermant 0.000,001 d'ozone, quel serait le poids de ce gaz dans l'atmosphère d'une salle, qui aurait 9 mèt. de longueur, 8 mèt. de largeur et 4m,80 de hauteur ? Pression ordinaire, température 19° ; le coefficient de la dilatation de l'air est 0.003,670. (Tableau pages 14 et 15.)

CHAPITRE II

DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE, DE LA RESPIRATION

63. **Historique.** — En 1640, Galilée avait démontré que l'air est pesant ; mais ce ne fut qu'en 1774 que Lavoisier parvint à connaître la nature de l'air, que jusque-là on avait regardé comme un élément. Voici son expérience :

Exp. 57. Il introduisit du mercure dans le matras (1), dont le tube recourbé aboutissait sous une cloche P reposant sur la cuve à mercure RS. Il le chauffa jusqu'à l'ébullition qu'il maintint pendant 12 jours. Rien de

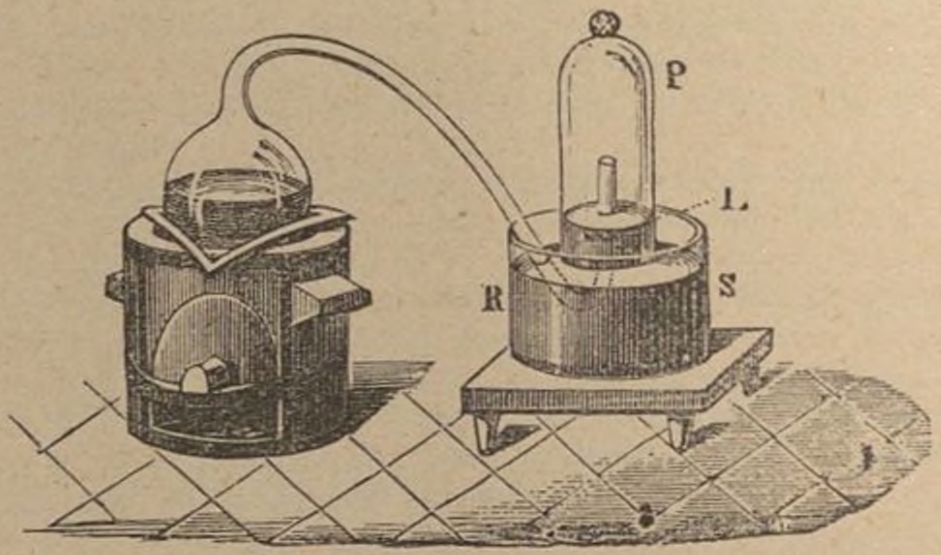


Fig. 50. — Appareil de Lavoisier pour montrer la composition de l'air.

remarquable n'attira son attention le 1er jour ; mais, dès le 2e, il vit de petites pellicules rouges surnager à la surface du mercure. Les pellicules augmentèrent en nombre et en volume jusqu'au 7e jour. Aucun phénomène n'attirant plus son attention, le 12e jour, il cessa

(1) Les anciens chimistes appelaient *enfer de Boyle* les vaisseaux où l'on faisait bouillir le mercure.

le feu. Le niveau du mercure de la cloche s'était élevé : de 50 pouces cubes d'air soumis à l'expérience, le volume s'était réduit à 43 pouces. L'air qui restait dans l'appareil n'était plus propre à la combustion et à la respiration : *c'était de l'azote.*

Lavoisier recueillit soigneusement la matière rouge formée HgO ; il la chauffa dans une petite cornue munie d'un tube abducteur qui conduisait les produits dans une éprouvette placée aussi sur le mercure. Les pellicules se décomposèrent promptement en mercure liquide et en gaz très propre à la combustion et à la respiration : *c'était de l'oxygène.*

L'illustre chimiste parisien alla plus loin : il mélangea les deux gaz que lui avaient donnés ces deux opérations. Il constitua ainsi l'air ordinaire : *c'en était la synthèse.*

Ainsi furent trouvés les éléments de l'air : l'*oxygène* et l'*azote*.

64. **Composition.** — D'autres expériences analytiques ont démontré depuis que l'air est essentiellement un mélange (Exp. 62, 63, 64, 65).

	En volume	En poids
Oxygène.....	20,9	23,1
Azote.....	79,1	76,9
	100,0	100,0

On reconnaît que l'air est un mélange, et non une combinaison, aux remarques suivantes :

1° Les volumes des gaz composant l'air ne sont pas dans un rapport simple ;

2° Lorsqu'on met en contact l'oxygène et l'azote pour recomposer l'air, il ne se produit ni lumière ni chaleur ;

3° Le mélange des deux gaz, c'est-à-dire l'air, ne donne aucune propriété nouvelle ;

4° Chaque gaz se dissout dans l'eau comme s'il était seul.

En outre l'air contient une très petite quantité d'acide carbonique (Exp. 58, 59) et une proportion variable de vapeur d'eau (Exp. 59, 60).

Exp. 58. Un autre moyen de reconnaître l'acide carbonique de l'atmosphère, c'est d'exposer à l'air, pendant quelques jours, une large surface d'eau de chaux (Exp. 354) dans une assiette. On recueille une pellicule qui est un carbonate de chaux, formé par l'acide carbonique de l'air et l'oxyde de calcium en dissolution dans l'eau.

On aurait plus tôt constaté la présence de CO^2 dans l'air en faisant barboter dans l'eau de chaux au moyen d'un soufflet. Faites l'une et l'autre de ces expériences.

59. Disposez un appareil semblable à celui de la figure 51. Les tubes en *a, b* et *e, f* renferment de la pierre ponce imbibée d'acide sulfurique concentré ; ceux du milieu *cd* contiennent de la pierre ponce imbibée de potasse caustique. On place un thermomètre dans le *flacon aspirateur* F, plein d'eau. Le flacon V est jaugé : supposons qu'il ait une capacité de 10 lit. au-dessous du trait O.

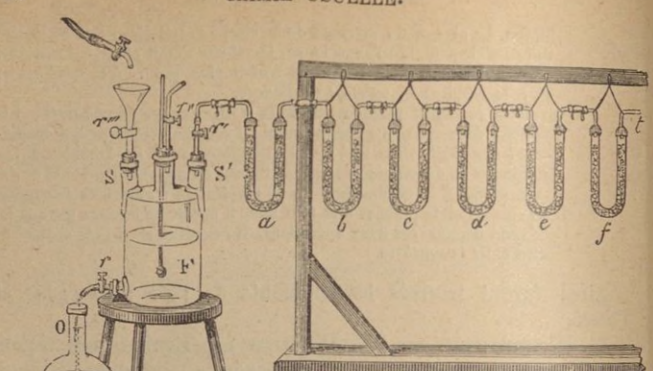


Fig. 51. — Appareil pour déterminer la quantité d'acide carbonique et de vapeur d'eau contenue dans l'air.

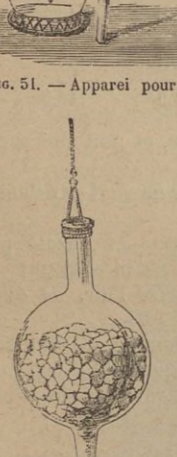


Fig. 52. — Appareil pour constater la présence des miasmes dans l'air.

Fermez les robinets r''' et r''; ouvrez r' et r : l'air entrant par t traversera les tubes et remplacera l'eau du flacon qui aura coulé en V: il abandonnera sa vapeur d'eau en c, f; a et b retiendront celle qui pourrait refluer du flacon ; c et d ont absorbé l'acide carbonique. Les différences de poids des tubes, pesés avant et après l'expérience, donneront la quantité de vapeur d'eau et d'acide carbonique de l'air qui aura passé.

60. La présence des vapeurs d'eau dans l'atmosphère est démontrée par les brouillards, la pluie et la neige.

On constate la vapeur d'eau dans une salle sur les vitres lorsque l'air extérieur est plus froid que celui des appartements. Le même phénomène apparaît sur une bouteille d'eau froide, quelle que soit la température extérieure. Expérimentez-le.

61. Avec un ballon à tubulures opposées ainsi qu'il est représenté dans la figure 52, on constate non seulement la vapeur, mais les miasmes, dans une salle où respirent un grand nombre de personnes. Après l'avoir rempli de glace, le ballon sera suspendu au milieu de la salle. Vous constaterez les miasmes entraînés par les gouttelettes, en soumettant l'eau recueillie dans le flacon à une température de 25 à 30°.

Faites le 16e devoir.

65. **Propriétés physiques.** — L'air est un corps gazeux, inodore, sans saveur. Vu en petite quantité, il est incolore; en masse, il présente un aspect bleuâtre. Sous le nom d'*atmosphère*, l'air forme autour de la terre une couche d'une épaisseur d'environ 70 km.

L'air est pesant, et sa pression est évaluée à 1 kg. 033 par centimètre carré des objets pressés, autant qu'une colonne d'eau de $10^m,33$ ou une colonne de mercure de $0^m,76$.

A la surface de la terre, sous la pression ordinaire $0^m,76$, 1 litre d'air sec pèse 1 g^r, 293. Son poids est à celui de l'eau : : 1 : 773 = $\frac{1}{773}$. Vers 500 mètres au-dessus du sol, le poids de 1 lit. d'air ne dépasse pas 1 gr.; à 1 km., il pèse à peine 0 gr. 8.

C'est à la densité de l'air, prise pour unité, qu'on compare la densité des autres gaz.

66. **Propriétés chimiques.** — L'air n'étant qu'un mélange, ses composants y conservent leurs propriétés, moins l'intensité. Ainsi, affaibli par l'azote, l'oxygène y est très propre à la respiration des animaux et des plantes. C'est par ce comburant que s'opèrent les combustions nécessaires pour le chauffage et l'éclairage, pour l'oxydation des métaux, etc., etc.

67. **Analyse de l'air.** — Dans l'analyse de l'air atmosphérique, on peut se proposer de déterminer soit le poids, soit le volume.

Le volume : 1° *Par le phosphore à froid :*

Introduisez un bâton de phosphore dans un grand verre à pied (fig. 53 contenant de l'eau jusqu'à moitié. Placez ensuite au-dessus du phosphore une éprouvette graduée renfermant une quantité d'air limitée par l'eau : notez-le. Des fumées blanches se formant autour du phosphore vous indiqueront la formation d'acide phosphoreux, lequel se dissout dans l'eau. Quand le phosphore n'est plus lumineux et qu'il ne s'y forme plus de vapeurs, c'est signe que l'oxygène est absorbé. Par l'ascension de l'eau dans l'éprouvette, vous pouvez constater que 0,21 de l'air ont disparu.



Fig. 53. — Analyse de l'air par le phosphore à froid.

2° *Par le phosphore chauffé :*

Exp. 63. Dans une cloche en verre reposant sur l'eau, faites passer, au moyen d'un fil de fer, un petit fragment de phosphore. Chauffé avec une lampe à alcool ou toute autre source de chaleur, le phosphore s'enflamme et absorbe

promptement l'oxygène de l'air. Comme dans l'expérience précédente

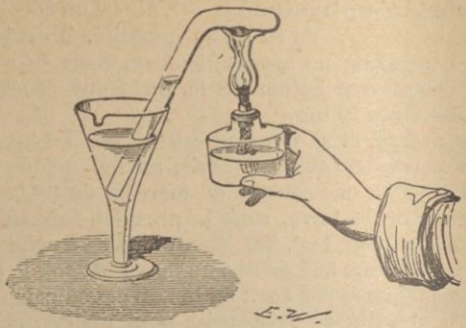


Fig. 54. — Analyse de l'air par le phosphore à chaud.

vous constaterez que le volume de l'air enfermé dans la cloche a diminué de 1/5.

3° *Par l'acide pyrogallique :*

Exp. 64. Sur la cuve à mercure, mesurez, dans un tube gradué, 100 vol. d'air; faites-y passer une solution concentrée de potasse caustique et de l'acide pyrogallique, substance cristalline, blanche. Bouchez, avec le pouce, l'extrémité du tube, et agitez vivement. La solution alcaline absorbera l'acide et noircira : tout l'oxygène sera promptement absorbé. Débouchez un peu le tube sous le mercure : l'ascension du liquide, dans le vide qui s'est fait dans le tube, vous fera connaître la quantité d'oxygène absorbé.

4° *Par l'eudiomètre :*

Exp. 65. Disposez sur la cuve à mercure *a* un tube long de 0m,60 et large de

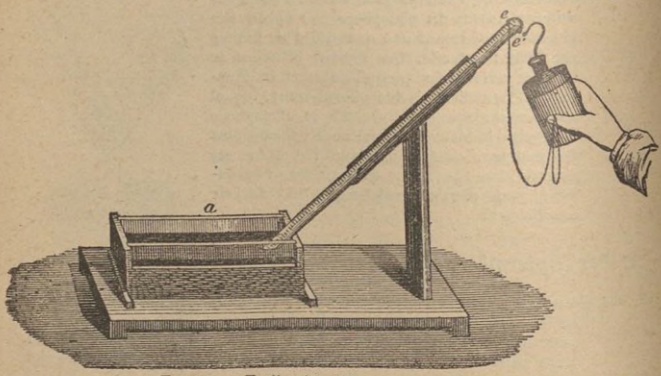


Fig. 55. — Eudiomètre à mercure de Bunsen.

0m,07. Faites-y parvenir 100 vol. d'air et 100 vol. d'hydrogène. Aux œillets de platine *e*, *é*, provoquez l'étincelle électrique avec une bouteille de Leyde *f*. Des 200 vol. de gaz parvenus dans l'eudiomètre, il reste 137 vol. ; donc 63 vol. se sont combinés pour former de la vapeur d'eau. Tout l'oxygène ayant disparu, et l'eau étant composée de 2 vol. d'hydrogène et de 1 vol. d'oxygène, total 3 vol., l'air est formé d'un mélange de $\frac{63}{3} = 21$ vol. d'oxygène et de $100 - 21 = 79$ vol. d'azote.

Le poids. L'analyse de l'air en volume est une opération facile, mais souvent incertaine. MM. Dumas et Boussingault ont déterminé avec la balance les proportions des gaz formant l'air. Voici leur appareil.

Exp. 66. Le tube *tt* est en porcelaine ou en verre peu fusible ; on y introduit de la tournure de cuivre qui a déjà été oxydée et réduite par l'hydrogène. Le ballon en verre M a de 10 à 15 litres de capacité. Au moyen

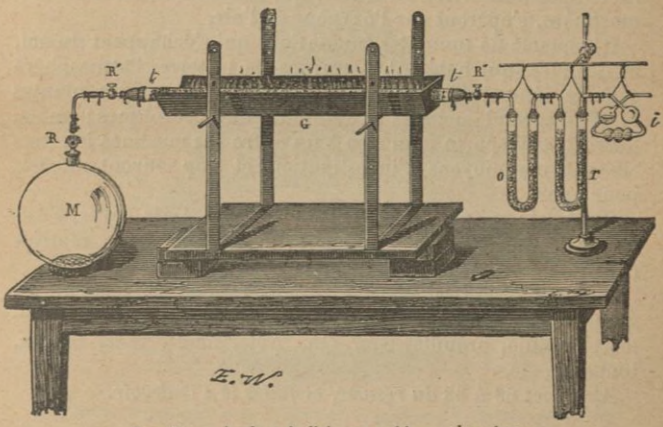


Fig. 56. — Analyse de l'air, au poids, par le cuivre.

de la machine pneumatique, on fait séparément le vide dans l'un et dans l'autre, et on détermine avec soin leur poids particulier.

Placé sur une grille à combustion, le tube *t* communique avec le ballon et une série de tubes. A l'entrée de l'appareil, dans des boules de Liebig se trouve de la potasse caustique ; à la suite, d'autres tubes sont remplis de pierre ponce imprégnée de potasse caustique : tous ces tubes, qu'on ne voit pas dans la figure, sont destinés à absorber l'acide carbonique de l'air qui y passe.

Le tube à boules *i* renferme de l'acide sulfurique concentré ; *r* et *o* sont remplis de pierre ponce imbibée d'acide sulfurique. Dans ces trois

tubes, l'air perd son humidité, car l'acide sulfurique est très avide d'eau.

Quand tout est disposé, on chauffe le cuivre jusqu'au rouge et on ouvre lentement le robinet R''; l'air entre et cède son oxygène au cuivre dans le tube. Ensuite, on ouvre successivement les robinets R' et R, ce dernier est muni d'un cadran. Lorsqu'on ne voit plus passer de bulles d'air aux boules de Liebig, on ferme les robinets. Après refroidissement, on pèse le tube et le ballon.

Admettons que le ballon, ayant une capacité de 12 lit., pèse 15 gr, 0 de plus, depuis qu'il est plein d'azote; que l'azote qu'on retire du tube pèse 0 gr, 75; que le poids de l'oxygène fixé au cuivre égale 4 gr, 75 : donc dans 100 d'air, l'oxygène y entre pour $\frac{4,75 \times 100}{4,75+15,07+0,75}$ = 23,1 (excès).

68. **Usages de l'air.** — L'air est le principe vital de tous les êtres organisés; il est absolument nécessaire au développement et à l'entretien des animaux et des végétaux. Toutes les combustions vives ou lentes, qui ont lieu au sein de l'atmosphère, s'opèrent par l'oxygène de l'air.

Réceptacle de toutes les émanations qui s'échappent du sol, et des êtres qui habitent la surface de la terre, l'atmosphère sert de véhicule aux éléments de reproduction des plantes et d'un grand nombre d'animaux microscopiques; mais, aussi, il transporte d'un lieu à un autre les miasmes inaccessibles à nos moyens d'investigation et trop souvent mortels pour nous.

C'est l'air qui nous transmet les vibrations des corps, c'est-à-dire le son. En mouvement, il devient une force motrice capable de déplacer les vaisseaux sur l'Océan.

Dans ce grand laboratoire atmosphérique se passent un grand nombre de phénomènes, connus sous le nom de météores : pluie, brouillards, rosée, grêle, neige, vent, éclairs, tonnerre, etc.

Apprenez 66 *à* 68 *du résumé, et faites le* 17e *devoir.*

RESPIRATION ET CIRCULATION DU SANG

69. **Respiration.** — La respiration est la fonction par laquelle les êtres vivants s'emparent de l'air, altèrent chimiquement ce gaz et le rendent ainsi modifié à l'atmosphère. Chez les animaux, elle se compose de deux mouvements distincts : l'*inspiration* et l'*expiration*.

Le premier mouvement amène l'air dans les poumons par la bouche, le nez, le pharynx, le larynx, la trachée-artère, et les bronches. Par *endosmose*, l'oxygène de l'air passe à travers les membranes et s'unit au sang. Il opère dans les poumons une oxydation, une combustion lente qui se continue dans les artères et surtout dans les capillaires : c'est là la source de la chaleur animale. Ainsi le sang se purifie, répare ses pertes au contact de l'air.

Par l'expiration, l'animal rend à l'atmosphère l'air qu'il a



Fig. 57. — Expérience pour démontrer la présence de l'acide carbonique dans les gaz expirés (Exp. 67).

inspiré : mais une partie de l'oxygène absorbé a été transformé en acide carbonique. Ce gaz, produit de la combustion lente, se dégage par *exosmose* (Exp. 67).

La suspension de la respiration produit un ensemble de phénomènes qui donnent la mort : c'est ce qu'on appelle *asphyxie*, c'est-à-dire interruption de la respiration.

70. **Circulation.** — La fonction respiratoire est essentiellement liée à la circulation du sang, qu'on divise en deux :

1° *Grande circulation.* — Elle consiste dans le trajet que fait le sang du cœur aux membres et des membres au cœur. Refoulé dans l'aorte par le ventricule gauche du cœur, le sang rouge est distribué par les artères dans tout le corps. Après avoir traversé les capillaires, il revient par les veines à l'oreillette droite du cœur.

2° *Petite circulation.* — Elle comprend le trajet que fait le sang du cœur aux poumons et des poumons au cœur. Parvenu à l'oreillette droite du cœur, le sang noir passe au ventricule droit qui le refoule dans les poumons. Là le sang dégage de l'acide carbonique, et absorbe de l'oxygène. Quand il s'est purifié, il revient à l'oreillette gauche, puis au ventricule gauche, et la grande circulation recommence.

Exp. 67. Avec un tube de verre ou mieux avec un chalumeau, soufflez de l'air sortant des poumons dans de l'eau de chaux bien claire (Exp. 354). Vous constaterez la formation d'un abondant précipité de CaO,CO^2.

68. La production de la vapeur d'eau, dans la respiration, se prouve en respirant au-dessus d'un verre bien sec : essayez-le.

Faites le 18e devoir.

RÉSUMÉ

63. En 1640, Galilée démontra la pesanteur de l'air ; en 1774, Lavoisier reconnut sa nature.

64. L'air est un mélange de 20,9 d'oxygène et de 79,1 d'azote. Il contient en outre une petite quantité d'acide carbonique et de vapeurs d'eau.

65. L'air est un corps gazeux, inodore, sans saveur : 1 litre d'air pèse 1 gr, 293. C'est à son poids, pris pour unité, qu'on rapporte la densité des autres gaz.

66. N'étant qu'un mélange, les gaz qui le composent y conservent leurs propriétés, moins l'intensité.

67. On fait l'analyse de l'air en *volume :*

1° Par le phosphore à froid ;

2° Par le phosphore à chaud ;

3° Par l'acide pyrogallique.

68. L'air est le principe vital de tous les êtres organisés. C'est par son oxygène que s'opèrent les combustions *vives* ou *lentes.*

69. La *respiration* est la fonction par laquelle les êtres vivants s'emparent de l'air, l'altèrent et le rendent à l'atmosphère.

70. La *circulation* du sang est la fonction qui s'accomplit dans les animaux, par l'organe du cœur.

16e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 63 et 64). Expérience mémorable de Lavoisier. — A quo reconnaissez-vous que l'air n'est qu'un mélange de matières gazeuses? — Expériences qui font reconnaître dans l'air des vapeurs d'eau et de l'acide carbonique.

2° *Calcul.* Problème 31 (**103**). Pour faire une expérience de respiration, M. Reiset a placé une brebis dans un appareil en tôle fermé hermétiquement. A la fin de l'expérience, l'appareil contenait 72 lit. 863 d'oxygène et 381 lit. 72 d'azote. Dans quel rapport 0/0 était le volume de ces deux gaz?

Probl. 32 (**106**). Un mouton a consommé, en 12 h. 56 m., 318 gr, 8 d'oxygène pur. Quel volume d'air aspirerait-il pendant le même temps, pour recevoir autant d'oxygène?

Probl. 33 (**111**). 20 vaches ou bœufs pesant, en moyenne, 400 kg. ont, dans une écurie, 11^{m3} d'air, par tête. Chaque animal consomme, par heure et par kg. de son poids, 0 gr, 428 d'oxygène. On demande, par heure : 1° le volume d'air ordinaire que la ventilation amène; 2° le poids de l'acide carbonique produit; 3° le poids du carbone exhalé. On suppose que tout l'oxygène absorbé se retrouve dans l'acide carbonique, et qu'au bout de 10 heures, l'atmosphère de l'étable renferme, en volume, 5/100 d'acide carbonique; au commencement elle n'en renfermait que 12/1000. Chaque animal exhale encore, par heure, 4 litres 182 d'hydrogène carboné, *densité* 0,559, dont les 3/4 du poids sont de carbone.

17e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 65 à 68). Atmosphère; sa pression à la surface de la terre; poids de 1 lit. d'air. — Propriétés chimiques de l'air. — Son analyse. — Usages.

2° *Calcul.* Problème 34. Trouver le poids de 1^{m3} d'air à la surface de la terre, sous la pression 0^m,745 à la température 16°.

Probl. 35 (**109**). Dans une salle de classe de 8 m. de longueur, 4 m. de largeur, 83 m. de hauteur, il y a, outre le maître, 45 élèves de 9 à 14 ans. En moyenne, chacun respire 20 fois par minute et introduit, à chaque inspiration, 0 lit. 25 d'air, qui, rendu à l'atmosphère, par l'expiration, perd 0,041 de son volume d'oxygène. Supposé qu'il n'y ait aucune ventilation, quelle sera, en volume, la proportion d'oxygène de l'air de la classe, au bout d'une heure? Avant l'entrée, l'air renfermait, en volume, 0,209 d'oxygène.

Probl. 36 (**112**). 2 pervenches ont été placées dans une atmosphère artificielle composée de : 4109 cm^3 d'azote, 1116 cm^3 d'oxygène et 431 cm^3 d'acide carbonique. Après l'expérience, l'atmosphère du récipient, où avaient séjourné les fleurs, était composée de : 4338 cm^3 d'azote, et 1408 cm^3 d'oxygène. Quelle est l'augmentation, en poids, des deux plantes, qui n'ont pu s'accroître que par les éléments de l'air qui les entourait?

18e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 69 et 70). Respiration, ses deux onctions principales. — Circulation du sang; la grande et la petite.

2° *Calcul.* Problème 37 (**110**). 92 élèves, de 12 à 18 ans, couchent dans un dortoir de 75 mètres de long, 7,5 de large et 3 mètres de haut; ils respirent, en moyenne, 18 fois par minute et introduisent, à chaque inspiration, 0 litre 3 d'air. Avant le coucher, l'air renferme, en volume, 0,209 d'oxygène; celui qui est expiré n'en renferme que 0,16. On demande : 1° le poids du carbone brûlé; 2° la proportion d'acide carbonique, en poids, de l'air du dortoir, au bout de 8 heures. On admet que l'air ordinaire renferme 0,0005 d'acide carbonique.

Probl. 38 (**113**). Sous une température de 27°, pendant un mois, dans de la ponce calcinée, 2 grains de haricot, l'un de 0 gr, 926, croissant dans l'obscurité, a produit une tige de 0^m,44 de long; le poids de la plante, tige comprise, était de 0 gr, 566. L'autre de 0 gr, 922, croissant à la lumière, pesait, tige comprise, 1 gr, 293. On demande : 1° le volume d'acide carbonique exhalé par le grain, végétant dans l'obscurité, la déperdition étant toute de carbone; 2° le volume d'acide carbonique décomposé par l'autre, son augmentation étant toute de carbone aussi.

CHAPITRE III

DE L'EAU, DE L'EAU OXYGÉNÉE

EAU

Formule atomique	H^2O
Poids atomique de la molécule	18
Formule en équivalents	HO ou H^2O^2
Poids en équivalents	9 (1)
Densité de la vapeur rapportée à l'air	0,622

71. **Historique et état naturel.** — L'eau a été longtemps regardée comme un des quatre éléments de la nature. A la fin du siècle dernier, on reconnut qu'elle est composée d'hydrogène et d'oxygène. Lavoisier trouva la proportion des deux éléments qui la composent.

Résultat de l'action de l'oxygène sur l'hydrogène, l'eau est un vrai *oxyde d'hydrogène* (Exp. 48).

L'eau se présente sous les trois états : solide, elle nous apparaît sous forme de neige, de grêle ou de glace; liquide, elle séjourne dans les mers, les lacs, etc., ou elle coule dans les fleuves et les rivières; à l'état de vapeur, elle forme les nuages qui se promènent majestueusement dans l'atmosphère.

On trouve de l'eau dans tous les êtres organiques. Les minéraux eux-mêmes en renferment dans leurs pores.

72. **Propriétés physiques.** — L'eau pure est inodore

1) C'est la densité de la vapeur d'eau rapportée à l'hydrogène.
En d'autres termes, au même volume et aux mêmes conditions de température, la vapeur d'eau est 9 fois plus dense que l'hydrogène.

et sans saveur. Vue sous de faibles épaisseurs, elle est incolore; en masse, elle présente un aspect bleu-indigo; elle est verdâtre, quand elle tient des matières organiques en dissolution.

A 100°, sous la pression $0^m,76$, l'eau entre en ébullition et se vaporise rapidement (Exp. 69, 70).

1 kg. de glace, laquelle est toujours à 0°, absorbe 79 calories pour se liquéfier, produire de l'eau à 0°; de même, pour se glacer, 1 kg. d'eau à 0° doit perdre les 79 calories de chaleur latente qui la maintenaient liquide (Exp. 71).

1 kg. d'eau à 0° absorbe 100 calories pour parvenir à l'ébullition, c'est-à-dire pour vaincre la pression atmosphérique, égale à 0,76.

Quand ce kg. est à 100°, il faut encore 537 calories pour le transformer en vapeur à 100°. Toute employée à maintenir les molécules en vapeur, cette chaleur ne produit aucun effet thermométrique; mais, en reprenant sa forme primitive, l'eau restitue la chaleur latente qu'elle avait absorbée.

L'eau cristallise en jolis prismes hexagonaux qu'on distingue très bien dans la neige. Contrairement aux autres



Fig. 58. — Cristaux de neige.

corps, l'eau augmente de volume en se solidifiant. La densité de l'eau glacée égale 0,918; celle de l'eau, à la même température, c'est-à-dire, à 0°, est de 0,999. De sorte que la dilatation de l'eau, en passant à l'état de glace, égale 0,999 — 0,918 = 0,081.

Exp. 69. Introduisez de l'eau dans les 2/3 d'un ballon; disposez-y un thermomètre; faites bouillir, et observez : 1° les bulles d'air qui se dégagent; 2° le bruissement que fait l'eau; 3° la température de l'eau pendant qu'elle bout.

70. Otez le thermomètre, bouchez hermétiquement, puis replacez le ballon et chauffez. La pression de la vapeur fera bientôt cesser l'ébullition. Pressez alors au-dessus du ballon une éponge bien imbibée d'eau froide : l'ébullition recommencera.

71. Mettez un kg. de glace dans un vase en verre ou en faïence, de 3 à 4 litres de capacité. Versez-y ensuite 1 kg. d'eau à 79°, vous aurez 2 kg. d'eau à 0°.

73. **Propriétés chimiques.** —L'eau n'est décomposable par la chaleur qu'à une température excessivement élevée.

En revanche, un grand nombre de corps se combinent avec un de ses éléments et mettent l'autre en liberté. Les uns, comme le chlore, s'emparent de l'hydrogène et dégagent l'oxygène; les autres, bien plus nombreux, charbon, potassium, fer, etc., se combinent avec l'oxygène et rendent l'hydrogène libre (Exp. 36).

L'eau pure est un composé neutre; cependant, avec les acides forts, elle joue le rôle de base (Exp. 72, 73).

Ainsi, lorsqu'on met en contact de l'acide sulfurique et de l'eau, il y a dégagement de chaleur et l'acide s'hydrate.

De même avec les puissantes bases, l'eau se conduit comme un acide. Leur combinaison se fait en dégageant de la chaleur, comme on le constate très bien, quand on verse de l'eau sur la chaux vive qu'on veut hydrater (Exp. 74, 75).

On sépare les deux éléments de l'eau par la pile électrique (N° 23 et Exp. 78).

Exp. 72. Faites brûler du phosphore au-dessous d'un verre dont les parois soient mouillées : l'acide phosphorique se combinera avec l'eau.

73. Versez quelques gouttes d'acide sulfurique concentré dans un peu d'eau; agitez avec une baguette : l'acide s'hydratera davantage. Une preuve qu'il y a combinaison, c'est la production de chaleur.

74. Mettez un fragment de potasse dans une soucoupe; absorbant la vapeur d'eau de l'atmosphère, elle deviendra déliquescente.

75. Disposez quelques fragments de chaux vive sur une assiette et versez-y quelques gouttes d'eau : il se formera un hydrate de chaux.

Faites le 19e devoir.

74. **Pouvoir dissolvant.** — Les anciens appelaient l'eau le *grand dissolvant de la nature.* En effet, évaporée par la chaleur, l'eau s'assimile l'air et les autres gaz qu'elle rencontre dans l'atmosphère; lorsqu'elle retombe en pluie, elle n'est déjà plus pure. En coulant sur le sol et en s'infiltrant dans les terres, elle dissout et enlève une foule de matières minérales et organiques; c'est de sa propriété dissolvante, singulièrement favorisée par la chaleur, que l'eau tire ses bonnes ou ses mauvaises qualités.

75. **Qualités d'une bonne eau.** — Limpide, incolore, fraîche, aérée, d'une saveur faible, mais agréable; amollissant les légumes; dissolvant le savon : tels sont les caractères d'une bonne eau potable.

Une eau remplit ces conditions, quand, par litre, elle renferme : 1° 30 à 40 centimètres cubes d'oxygène ou azote auxquels se joint toujours un peu d'acide carbonique ; 2° 0 gr, 1 à 0 gr, 4 de phosphate et bicarbonate de chaux, iode, chlorure de sodium, etc.

Privée d'air, l'eau est lourde, fade, d une digestion difficile : l'eau résultant de la fonte de la glace est dans ces conditions. M. Boussingault attribue à cette cause l'affection du goitre dont sont atteints les habitants voisins des glaciers.

Une eau qui ne contiendrait ni phosphate ni bicarbonate serait peu propre à former la partie osseuse des animaux ; ainsi les eaux pluviales, bien qu'aérées et assez pures, surtout quand elles tombent après que l'atmosphère a été balayée, lavée pendant quelque temps par la pluie, ne renferment pas de sels minéraux : elles ne sont pas potables ; mais elles cuisent bien les légumes et sont propres au lessivage.

76. **Gaz dissous dans l'eau.** — En contact avec un mélange gazeux formant une atmosphère indéfinie, les liquides dissolvent les gaz. Leur température étant ramenée à 0° et sous la pression normale qu'ils exercent sur l'eau à 0° aussi, voici le coefficient de leur solubilité, par litre d'eau :

Hydrogène	0 lit. 019
Azote	0, 020
Oxygène	0, 041
Gaz des marais	0, 054
Oxyde de carbonne	0, 033
Acide carbonique	1, 797

470 avant Jésus-Christ, Diogène d'Apollonie avait constaté dans l'eau la présence de l'air indispensable aux poissons.

Exp. 76. Remplissez entièrement d'eau un ballon de la capacité de 2 litres environ. En introduisant le bouchon, faites en sorte que l'eau remplisse le tube jusqu'à l'éprouvette pleine de mercure. Chauffez modérément. Vers 50 ou 60°, vous verrez de petites bulles se dégager et se rendre dans l'éprouvette. A l'ébullition, tout l'air est entraîné par les vapeurs d'eau.

77. **Eaux dures, crues, séléniteuses, lourdes.** — Les eaux ont ces mauvaises qualités lorsqu'elles sont fortement chargées en sels calcaires et surtout en sulfate de chaux : elles se troublent par l'ébullition. Outre leur dureté, qui les rend d'une digestion difficile, elles sont impropres à la cuisson des légumes et au lessivage : *à la cuisson des légumes,*

parce que, séparées de l'acide par l'ébullition, les bases forment avec d'autres acides, qui existent dans les plantes, des sels qui restent fixés aux légumes ; *au lessivage*, car, en contact avec les savons, ces sels se décomposent aussi : leurs bases se combinent avec les acides gras du savon et forment un sel calcaire insoluble.

« Le carbonate calcique, presque insoluble dans l'eau pure, se dissout plus facilement dans l'eau chargée d'acide carbonique; il y existe donc à l'état de bicarbonate. Lorsqu'on porte à l'ébullition une eau ainsi chargée de bicarbonate de calcium, ce sel se décompose : du gaz carbonique se dégage et

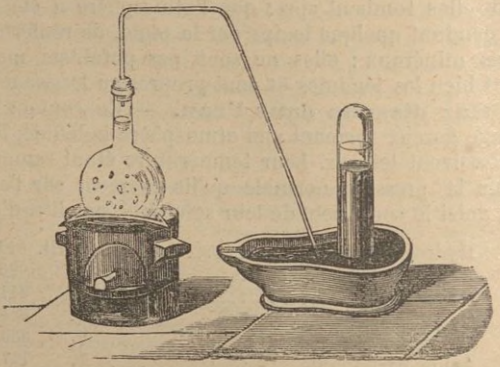


Fig. 59. — Appareil pour dégager les gaz dans l'eau (Exp. 76).

du carbonate neutre se précipite. Quand la proportion de bicarbonate de calcium contenue dans une eau de source est notable, il peut arriver que celle-ci, perdant du gaz carbonique, laisse déposer du carbonate de calcium à la température ordinaire. Cet effet est favorisé par le mouvement tumultueux qu'éprouvent les eaux de source soit dans un lit fortement incliné, soit dans des tuyaux de conduite. Le carbonate forme alors un dépôt cristallin qui couvre les parois de ceux-ci et, en général, les objets plongés dans de telles eaux ; on les nomme pour cette raison *eaux incrustantes*. Le ruisseau de Saint-Allyre, en Auvergne, en offre un exemple bien connu.

La présence de petites quantités de bicarbonate calcique, dans les eaux qui doivent servir de boisson, peut être consi-

pérée comme une bonne condition au point de vue hygiénique, car l'organisme a besoin de sels calcaires pour le développement et pour la nutrition du système osseux. » (Wurtz.)

Exp. 77. Faites la tare d'une grande capsule en porcelaine ; mettez-y 2 litres d'eau. Chauffez modérément jusqu'à ce qu'il ne reste plus de liquide dans le vase. Enfin, avant de peser le résidu, chauffez-le un peu plus fort pendant quelques minutes.

78. **Moyen de purifier les eaux.** — On rend les eaux séléniteuses propres à tous les besoins domestiques en y ajoutant, quelque temps avant d'en faire usage, une quantité suffisante de carbonate de soude.

Voici la réaction qui s'opère :

$$CaO,SO^3 + Na^2O,CO^2 = Na^2O,SO^3 + CaO,CO^2, \text{form. atom.}$$
$$CaO,SO^3 + NaO,CO^2 = NaO,SO^3 + CaO,CO^2, \text{form. en équiv.}$$

Comme on le voit, de ces deux sels, décomposés par leur contact, il s'en forme deux autres : du sulfate de soude, qui reste en dissolution dans l'eau, sans lui communiquer de mauvaises propriétés ; du carbonate de chaux, qui se décompose bientôt, comme il est dit ci-dessus : l'acide carbonique se dégage et la chaux se dépose.

1 gramme de carbonate de soude sec ou 2 gr, 5 de carbonate en cristaux du commerce suffisent pour purifier 1 litre d'eau, quelque séléniteuse qu'elle soit.

Quant aux eaux de mares ou de nouvelles citernes, qui ont une odeur infecte, causée par la putréfaction de matières organiques, et qui tiennent aussi en dissolution des sels calcaires, M. Girardin les a dépurées, avec un grand succès, en y jetant 1 kilog. de noir animal par 20 hectol. d'eau.

Faites le 21e devoir.

79. **Analyse ou décomposition de l'eau.** — On décompose l'eau de plusieurs manières :

1° *Par l'électrolyse :*

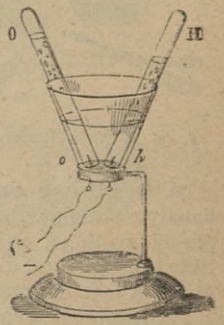


Fig. 60. — Appareil pour la décomposition de l'eau par la pile.

Exp. 78. Prenez un grand verre à pied percé de deux trous où vous ferez passer deux fils de platine que vous scellerez avec du mastic. Introduisez, jusqu'à moitié du verre, de l'eau acidulée par quelques gouttes de vitriol ; et placez deux éprouvettes, pleines d'eau, au-dessus des deux fils que vous met-

trez en communication avec les deux pôles d'une pile électrique. Vous ne tarderez pas à voir auprès des fils des bulles se former et s'élever dans les éprouvettes (1). Au moyen d'une allumette vous constaterez que l'éprouvette au-dessus du pôle positif renferme de l'oxygène O. Le gaz de l'éprouvette au-dessus du pôle négatif renferme de l'hydrogène H et a un volume double, comme vous pouvez vous en assurer.

2° *Par le fer ou le charbon :*

Exp. 79. Dans un tube en porcelaine T, disposez soit des copeaux de fer, soit du charbon de bois ; et montez l'appareil suivant (fig. 61).

Chauffez au rouge la matière du tube ; vaporisez aussi l'eau de la cornue C. Le fer ou le charbon s'empare de l'oxygène de l'eau : il se forme de l'oxyde de fer magnétique Fe^3O^4 ou de l'oxyde de carbone CO ; l'hydrogène se dégage en abondance.

On se sert quelquefois de ce procédé pour préparer l'hydrogène.

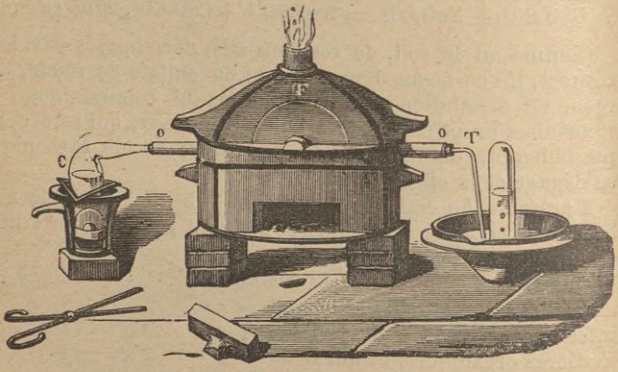


Fig. 61. — Appareil pour la décomposition de l'eau par le fer ou le charbon.

80. **Synthèse ou recomposition de l'eau.** — Par l'analyse chimique, on désassocie les éléments d'un corps ; par la synthèse, on réunit les mêmes éléments et on reconstitue le corps. C'est d'ailleurs le travail de la nature, qui détruit et refait incessamment :

1° Synthèse de l'eau en volume par l'eudiomètre de Volta :

Exp. 80. Dévissez le tube mesureur OE (fig. 62) ; ouvrez les robinets ; et plongez le reste de l'appareil dans la cuve à eau. Puis fermez le robinet supérieur et soulevez l'appareil que vous poserez sur une planchette percée

(1) M. Wurtz affirme qu'il n'y a que l'eau d'hydratation de l'acide sulfurique qui soit décomposée.

et disposée dans la cuve à eau, de manière que le pied baigne. Dans le tube OE que vous dévissez, mesurez les volumes de gaz hydrogène et oxygène que vous introduisez dans le cylindre de verre AB, par le pied de l'appareil. Fermez le robinet inférieur. Portez à la boule *t* une étincelle électrique au moyen d'une bouteille de Leyde. Le mélange gazeux s'enflammera avec détonation. De l'eau se pro-

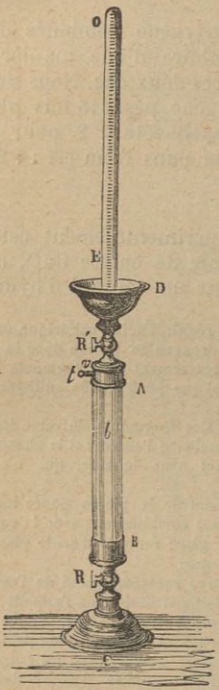


Fig. 62. — Eudiomètre à eau.

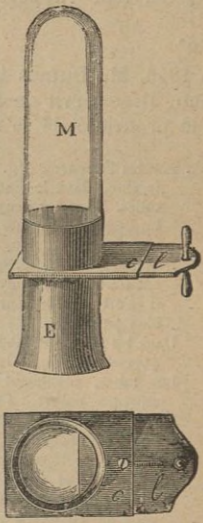


Fig. 63. — Jauge de l'eudiomètre.

duit sous forme de vapeur. On la voit bientôt ruisseler en forme de gouttelettes.

Il n'y a pas d'autre résidu que de l'eau, si le mélange est dans le rapport de 2 vol. d'hydrogène et 1 vol. d'oxygène.

Dans le cas contraire, il y a un résidu gazeux. Pour en mesurer le volume, il suffit d'ouvrir le robinet inférieur, l'eau se précipite dans le cylindre AB où la combinaison des gaz a produit un vide. On ouvre ensuite le robinet supérieur et le gaz passe dans le mesureur.

Pour éviter la dissolution des gaz dans l'eau, il faudrait se servir de la cuve à mercure.

2° *Synthèse de l'eau, en poids.* — Étant connu le rapport en volume de l'hydrogène et de l'oxygène combinés et constituant l'eau, connaissant aussi les densités de ces gaz, on peut déduire leur rapport en poids dans ce liquide. Le rapport $= \frac{0{,}0693 \times 2}{1{,}1056} = \frac{1}{8}$.

Du volume d'hydrogène et d'oxygène combinés dans la constitution de l'eau, on peut déduire d'une manière plus simple la proportion en poids de ces deux gaz. Nous avons vu que, sous le même volume, l'oxygène pèse 16 fois plus que l'hydrogène. Or, le vol. d'hydrogène étant 2 pour 1 vol. d'oxygène, leur rapport en poids dans l'eau est : : 2 : 1 ou $\frac{2}{16} = \frac{1}{8}$.

En 1846, M. Dumas trouva expérimentalement cette proportion. Il se servit de l'oxyde noir de cuivre CuO, qui possède la propriété de se réduire par un courant d'hydrogène.

Exp. 81. Montez l'appareil (fig. 64). Faites réagir l'acide sulfurique étendu sur le zinc, dans le flacon A. L'hydrogène se purifie dans la série des tubes. Dans les deux premiers renfermant des fragments de verre imprégnés d'acétate de plomb, le gaz perd l'acide sulfhydrique qu'il entraînait.

Dans le 3e tube U, qui contient des fragments de verre imbibés de sulfate d'argent, l'hydrogène abandonne l'arsenic et le phosphore dont il s'est souillé par son contact avec le zinc, qui n'est jamais bien pur.

Dans les 4e et 5e tubes U renfermant de la pierre ponce imbibée de potasse caustique, le gaz laisse ses combinaisons avec le carbone.

Les tubes, plongeant dans de la glace remplie d'acide phosphorique anhydre, enlèvent l'humidité du gaz.

Enfin le tube plus petit que les autres renferme aussi de l'acide phosphorique ; comme son poids ne doit pas varier, on l'appelle *témoin*. Il est là pour témoigner de la pureté ou non du gaz.

Ainsi purifié et desséché, l'hydrogène arrive au ballon renfermant de l'oxyde de cuivre CuO, qu'on chauffe. L'hydrogène qui y arrive s'empare de l'oxygène avec lequel il se combine et forme des vapeurs d'eau qui vont se condenser dans le second ballon. Les vapeurs entraînées par un excès d'hydrogène sont retenues dans les autres tubes, qui renferment du chlorure de calcium et de la pierre ponce imbibée d'acide sulfurique.

On doit ensuite faire les pesées et faire les calculs. M. Dumas a trouvé que

1 d'hydrogène
8 d'oxygène } se sont combinés ;

ils ont formé 9 d'eau.

Arrivé ici, faites le 22e *devoir.*

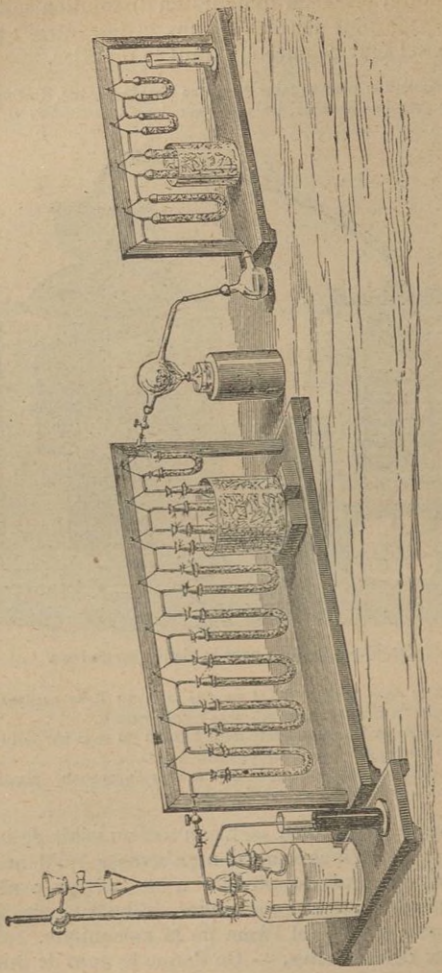


Fig. 64. — Appareil pour la synthèse de l'eau (Exp. 81).

81. **Eau distillée.** — Parfaitement pure, l'eau ne renferme que les deux corps indiqués par la formule H^2O. Or,

dans la nature, elle tient toujours en dissolution soit des gaz, soit des sels; le plus souvent les uns et les autres : pour s'en procurer à cet état de pureté, il faut la distiller.

Exp. 82. La distillation peut se faire dans une simple cornue. Ordinairement on se sert d'un alambic. On met l'eau dans la *cucurbite* O. La vapeur

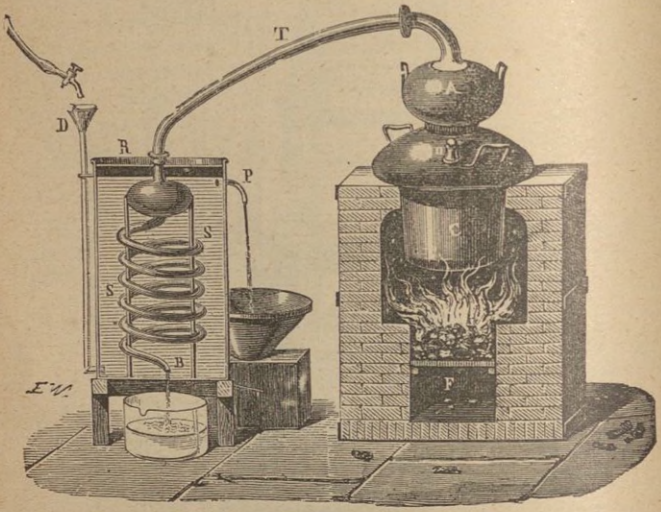


Fig. 63. — Appareil pour la distillation de l'eau.

s'élève dans le *dôme* A, et va, par le tuyau T, se condenser dans le *serpentin* S, placé dans un vase *réfrigérant* R.

Un filet d'eau froide D arrive dans le fond du vase par le tuyau. Cette eau sort en P : l'eau distillée coule en B.

Pour éviter les projections, il faut arrêter l'opération, quand les trois quarts du liquide ont été distillés.

82. **Usages de l'eau.** — L'eau est un véhicule indispensable. Ses applications sont si nombreuses qu'il ne se fait presque pas d'opérations où elle n'intervienne : alimentation, médecine, usages domestiques, industrie, etc. A l'état liquide ou gazeux, elle est l'âme de la mécanique.

83. **Eaux minérales.** — On donne le nom de minérales, et quelquefois thermales, aux eaux qui, en raison de leur température ou des principes qu'elles tiennent en dissolution, exercent une action marquée sur l'économie animale. C'est à

leur composition chimique qu'est due leur classification comme suit :

1° *Eaux sulfureuses.* — L'odeur fétide qu'elles exhalent et la propriété de noircir les pièces d'argent qu'on y plonge, sont dues à l'acide sulfhydrique qu'elles renferment.

Sont sulfurées sodiques celles de Barèges (Hautes-Pyrénées), etc. ;

Sont sulfurées calciques celles d'Allevard (Isère), etc.

2° *Eaux chlorurées.* — Caractérisées par une saveur salée, due à la présence de divers sels, elles se divisent en :

Chlorurées sodiques, comme celles de Bourbon-l'Archambault (Allier), Wiesbaden (Allemagne), etc. ;

Chlorurées sodiques bicarbonatées, celles de Bourbon (Puy-de-Dôme), etc.

3° *Eaux bicarbonatées.* — Elles se reconnaissent à une odeur urineuse, savonneuse et à un dégagement d'acide carbonique lorsqu'on les agite.

Sont bicarbonatées sodiques les eaux de Vichy (Allier), Vals (Ardèche).

Sont bicarbonatées calciques les eaux d'Aix (Bouches-du-Rhône), etc.

4° *Eaux sulfatées.* — C'est à la présence de sulfates de soude, de chaux, de magnésie qu'elles doivent leurs propriétés médicamenteuses.

Sont sulfatées sodiques les eaux de Plombières (Vosges), Baden (Allemagne), etc. ;

Sont sulfatées calciques les eaux de Contrexeville, Baden (Allemagne), etc.

Sont sulfatées magnésiques les eaux de Sermaize (Marne), Epsom (Angleterre), Sedlitz (Bohême), etc.

5° *Eaux ferrugineuses.* — Outre le fer indiqué par leur nom, ces eaux contiennent quelquefois du manganèse et certains acides organiques.

Sont ferrugineuses bicarbonatées les eaux de Bagnères-de-Luchon (Haute-Garonne), Spa (Belgique), etc.

Sont ferrugineuses sulfatées les eaux de Passy (Seine), etc.

Sont ferrugineuses magnésiennes les eaux de Luxeuil (Haute-Saône), etc.

EAU OXYGÉNÉE

Form. atom..... H^2O^2.
Form. en équiv. HO^2 ou H^2O^4.

84. **Historique; préparation.** — L'eau oxygénée a été découverte par Thénard en 1818. On l'appelle aussi *bioxyde* ou *peroxyde* d'oxygène.

Exp. 83. Dans un mortier, triturez de l'oxyde de baryum avec de l'eau, de manière à en faire une bouillie claire.

Disposez de la glace autour d'un grand verre où vous mettrez ensuite environ 2 décil. d'eau et 60 gr. d'acide chlorhydrique concentré. Versez-y enfin la bouillie de baryum : vous aurez de l'eau oxygénée. Voici la réaction :

$$BaO^2 + 2HCl = BaCl^2 + H^2O^2, \text{ form. atom.}$$
$$BaO^2 + HCl = BaCl + HO^2, \text{ form. en équiv.}$$

85. **Propriétés.** — L'eau oxygénée est un liquide incolore, d'une saveur métallique désagréable. A son maximum de concentration, elle est sirupeuse, très instable et sa densité égale 1,452.

Elle tend toujours à abandonner la moitié de son oxygène et à revenir ainsi à l'état d'eau ordinaire. Elle se décompose quand on l'agite avec de l'air ou un gaz inerte. A 20°, sa décomposition s'opère ; à 100°, elle s'accomplit avec une vive effervescence. Elle se décompose encore en opérant trois genres de réactions :

1° L'eau oxygénée oxyde certains corps, tels que l'arsenic, le sélénium, le potassium, le sodium ; les protoxydes de baryum, de strontium, de calcium, de fer, etc. ; le sulfure de plomb, etc.

Cette propriété de transformer le sulfure de plomb, qui est noir, en sulfate de plomb, qui est blanc, fait employer l'eau oxygénée à la restauration des vieux tableaux, noircis peu à peu par l'acide sulfhydrique.

2° Elle se décompose par le simple contact des corps qu'elle n'oxyde pas, surtout quand ils sont pulvérulents, tels que l'or, le platine, l'argent, le charbon.

3° Elle se décompose au contact d'autres corps qui se décomposent eux-mêmes. Ainsi l'oxyde d'argent en poudre projeté dans l'eau oxygénée se réduit à l'état métallique : l'un et l'autre composé perdent leur oxygène. De là on conclut, comme dans la for-

mation de l'ozone, que l'oxygène naissant a de l'affinité pour l'oxygène naissant et forme une molécule 00.

Faire le 23e devoir.

RÉSUME

71. La nature de l'eau a été reconnue au siècle dernier. Résultat de l'action de l'oxygène sur l'hydrogène, l'eau est un *oxyde d'hydrogène.*

72. L'eau pure est inodore, sans saveur. A 100°, elle entre en ébullition et se vaporise rapidement : 1 kilog. de glace absorbe 79 colories pour se liquéfier; de même, pour se glacer, 1 kilog. d'eau à 0° doit perdre 79 calories de chaleur latente.

73. L'eau est décomposable par l'électricité, ou par la chaleur à une très haute température. Elle cède facilement son hydrogène au chlore ; son oxygène au charbon, au potassium, au fer. Avec les acides et les bases, elle forme des hydrates.

74. L'eau dissout presque toutes les matières. Aussi n'est-elle jamais pure.

75. Limpide, incolore, fraîche, amollissant les légumes, dissolvant le savon, tels sont les caractères d'une bonne eau.

76. Dissolvant plus d'oxygène que d'azote, l'eau renferme un air plus riche que celui de l'atmosphère.

77. On appelle *eaux dures, crues, séléniteuses,* celles qui sont chargées en sels calcaires, surtout en sulfate de chaux. Elles sont peu propres à la cuisson des légumes et au lessivage.

78. Les eaux séléniteuses s'améliorent au moyen du carbonate de soude ; les eaux infectes, avec le noir animal.

79. On analyse l'eau : 1° par l'électrolyse ; 2° par le charbon ou le fer.

80. La synthèse de l'eau se fait :

1° En volume, par l'eudiomètre de Volta ;

2° En volume, par la combinaison de l'hydrogène avec l'oxygène.

81. L'eau n'est parfaitement pure que lorsqu'elle est distillée : cette opération se fait dans un alambic.

82. L'eau est un véhicule indispensable : ses applications sont innombrables en alimentation, médecine, usages domestiques.

83. On appelle *eaux minérales,* celles qui par les principes qu'elles tiennent en dissolution, exercent une action marquée sur l'économie animale.

84. L'eau oxygénée ou peroxyde d'hydrogène a été découverte par Thénard.

85. L'eau oxygénée est un liquide incolore, d'une saveur métallique. Tendant toujours à abandonner son oxygène, c'est un oxydant remarquable.

19e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 71 à 73). États naturels de l'eau. — Sous quelles influences passe-t-elle d'un état à l'autre ? Développer ces phénomènes. — Propriétés chimiques de l'eau.

2° *Calcul.* Probl. 39 (70). — Avec 160 grammes d'hydrogène, quel volume d'eau pourrait-on faire ?

Probl. 40 (101). — Quel volume d'oxygène et d'hydrogène faudrait-il à 0° pour faire 125 gr. d'eau ?

Probl. 41. — Une calorie équivaut à 425 kilogrammètres ; un kilogrammètre est la force nécessaire pour élever 1 kg. à 1 mètre de hauteur ; dites à quel nombre de kgm. équivaut la fonte de 3 kg. d'eau glacée ?

Probl. 42. — A quelle quantité de kgm. équivaut la chaleur perdue par l'eau qui de 4° s'est glacée dans un étang de 12 hectares ; la glace a une épaisseur moyenne de $0^m,06$ et $0^m,918$ de densité.

20e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 74 à 76). Pouvoir dissolvant de l'eau. — Ses qualités.

2° *Calcul.* Probl. 43 (80). — Le chlorure de sodium que l'eau de mer contient, par kg. égale :

Mer du Nord, 23 gr. 58,	*densité de l'eau*	1,0234
Océan Atlantique, 25 gr. 18,	—	1,0286
Méditerranée, 29 gr. 424	—	1,0258
Mer Morte, 110 gr. 03	—	1,09916

Quel volume d'eau de chaque mer faudrait-il faire évaporer, pour obtenir 100 kg. de sel de cuisine ? On suppose qu'il n'y a pas de perte.

Probl. 44 (81). — A quel poids se réduit 1 litre d'eau, pesant 1 kg. 02, de laquelle on a expulsé l'air qu'elle tenait en dissolution ? Cet air, égal au 1/25 du volume d'eau, est composé, en volume aussi, de : 0,32 d'oxygène, 0,04 d'acide carbonique, le reste est d'azote.

Probl. 45 (82). — L'eau thermale de Bourboule contient, par kg., 1 lit. 237 d'acide carbonique libre et 6 gr, 1148 de différents sels. Si l'acide carbonique libre CO^2 se combinait avec de la chaux, CaO, qu'on introduirait dans l'eau, combien cette eau renfermerait-elle de sels 0/0 ?

21e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 77 et 78). Eaux séléniteuses. — De quelle manière le carbonate de chaux se dissout-il dans l'eau ? — Moyens d'améliorer les eaux.

2° *Calcul.* Probl. 46 (79). — Un nid rempli d'oisillons pesant 144 gr. a été placé sur le passage de l'eau de Saint-Allyre (Puy-de-Dôme), laquelle tient en dissolution, par litre, 4 gr, 63 de bicarbonates, chlorures, etc. Après l'incrustation, le nid pesait 220 gr. En admettant que l'eau cède les 2/3 des matières qu'elle tient en dissolution, quel volume en faudrait-il, pour fournir cette augmentation du poids du nid ?

Probl. 47 (68). — Les sels de chaux et de magnésie, en dissolution dans les eaux, sont neutralisés par le savon.

Pour 1^{m3} d'eau de pluie, il faut 350 gr. de savon :

— 1 — de la Loire et de la Garonne 550 gr. ;
— 1 — du Rhône, 1550 gr. ;
— 1 — de la Seine, 1700 gr. ;
— 1 — de l'Escaut, 2450 gr.

A Tours, Toulouse, Lyon, Paris, Valenciennes, en se servant de l'eau du fleuve qui y passe, quelle quantité de savon faudrait-il, pour faire le même travail, à un blanchisseur qui, quand il a de l'eau de pluie à sa disposition, emploie journellement 20 kilog. de savon ?

Probl. 48 (87). — Les eaux des puits, à Paris, tiennent en dissolution du sulfate de chaux, qui se précipite par un équivalent de carbonate de soude, $CaSO^4 + Na^2CO^3 = Na^2SO^4 + CaCO^3$. Combien faut-il de carbonate de soude, pour rendre ainsi propre à la cuisson des légumes et au savonnage, 1 hectol. d'eau d'un puits qui contient par litre 2 gr. 43 de sulfate de chaux ?

22e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 79, 80). Analyse de l'eau. — Synthèse. — Développez l'eudiomètre de Volta et la méthode de M. Dumas.

2° *Calcul.* Probl. 49 (99). — Dans deux éprouvettes, placées dans un verre plein d'eau, contenant chacune 2 décil. 1/2, parviennent les deux éléments de l'eau décomposée par une pile. L'éprouvette communiquant avec le pôle négatif, contient de l'hydrogène aux 3/4 de sa capacité. On demande le poids de l'eau décomposée.

Probl. 50 (100). — Deux volumes d'hydrogène se combinent, pour former l'eau. Or, on a 125 gr. d'oxygène et 30 gr. d'hydrogène qu'on enflamme dans un tube de fort calibre ; calculer le volume du gaz qui est en excès.

Probl. 51 (102). — La combustion de l'hydrogène produit de l'eau. Or, on a introduit dans un tube de $0^m,60$ de long sur $0^m,02$ de diamètre intérieur, 100 volumes d'hydrogène et 100 vol. d'air ordinaire. Au moyen d'une étincelle électrique, on enflamme le mélange ; tout l'oxygène disparaît : 1° Quelle est la quantité d'eau formée ? 2° De quoi est composé le mélange restant dans l'eudiomètre ?

23e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 81 à 85). Distillation de l'eau. Ses usages. — Eaux minérales. — Eau oxygénée. Sa facile décomposition. — Genres d'oxydation qu'elle produit.

2° *Calcul.* Probl. 52 (33). — 1 kg. d'eau de Seltz (à 41 kilom. au nord de Mayence) tient en dissolution 2 gr, 74 d'acide carbonique ; 2 gr, 04 de chlorure de sodium NaCl ; 0 gr, 999 de bicarbonate de soude NaH,CO^3. On demande le poids du sodium et le volume d'acide carbonique qu'un homme a absorbés y compris le CO^2 combiné avec le sodium. Cet homme boit 15 litres de cette eau, dont la densité égale 1.005,779.

Probl. 53 (34). — L'eau saline et thermale de Vichy contient, en poids, 0.002,268 d'acide carbonique libre CO^2 ; 0.003,813 de carbonate de chaux $CaCO^3$; 0.000,045 de carbonate de magnésie $MgCO^3$. Quel est le poids du carbone de cette eau ?

Probl. 54 (77). — Une des meilleures eaux sulfureuses est celle d'Allevard (Isère) : 1 litre contient 24 mc³,75 d'acide sulfhydrique H^2S ; 0 gr. 535 de sulfate de soude Na^2,SO^4 ; 0 gr, 523 de sulfate de magnésie $MgSO^4$; 0 gr, 298 de sulfate de chaux $CaSO^4$. Quel est le poids du soufre contenu dans 1 litre d'eau ?

Probl. 55 (78). — Le peroxyde d'hydrogène ou eau oxygénée H^2O^2 a une densité de 1,462 ; il se prépare en dissolvant le bioxyde de baryum dans l'acide chlorhydrique, $BaO^2 + 2HCl = BaCl^2 + H^2O^2$. 1° Combien faut-il de bioxyde de baryum BaO^2 et d'acide chlorhydrique HCl, pour préparer 1 litre d'eau oxygénée ? 2° Quel sera le poids du chlorure de baryum obtenu ? On suppose qu'il n'y a aucune perte.

CHAPITRE IV

SOUFRE, DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS HYDROGÉNÉS ET OXYGÉNÉS; DU SÉLÉNIUM ET DU TELLURE

SOUFRE

Symbole	S
Poids atomique, densité rapportée à l'hydrogène $\frac{2,22}{0,0693} = \ldots$	32
Poids en équivalents	16
Densité de la vapeur de soufre rapportée à l'air	2,22 (1)

86. **Historique et état naturel.** — De tout temps, on a parlé du soufre; mais autrefois on s'en faisait une fausse idée; on désignait par ce mot toutes les matières inflammables et combustibles.

Ce n'est qu'à la fin du dix-huitième siècle qu'on reconnut sa véritable nature et qu'il fut rangé parmi les corps simples.

Le soufre est très répandu dans la nature. On le trouve dans les trois règnes. Parmi les végétaux qui en contiennent une partie notable, il faut citer les radis, la moutarde, l'oignon, le chou, le navet, les fleurs d'oranger et de sureau. Presque toutes les substances animales en renferment : œufs, cheveux, laine, poil, crin, etc. Dans les minéraux, le soufre affecte toutes les formes : combiné avec les métaux, il fait partie des pyrites; à l'état natif, il se trouve en gisements appelés *solfatares*, qu'on exploite et qui font l'objet d'un commerce important, en Italie.

(1) A 860° environ; à 500°, la densité de sa vapeur est 6,654.

87. **Extraction du soufre.** — C'est de ces solfatares qu'on extrait le soufre. La Sicile possède 200 carrières où sont employés 5,000 mineurs, 10,000 enfants ; 5,000 autres per-

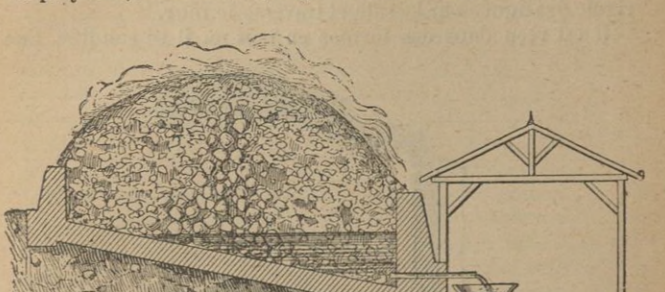


Fig. 66. — Extraction du soufre par fusion.

sonnes sont occupées au traitement du minerai, qui se fait très simplement.

1° *Procédé des calcarones*, d'après M. Kuhlmann fils. — Sur un plan circulaire incliné (fig. 66), en maçonnerie, entouré de murs

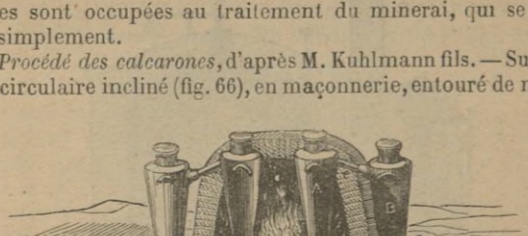


Fig. 67. — Extraction du soufre par distillation.

solides de 1m,50 de hauteur, on dispose en forme de cône 250 à 600 mèt. cub. de minerai. Les plus gros morceaux se placent sur la sole du calcarone. On ménage une cheminée au milieu. A mesure qu'on s'élève, on emploie du minerai plus

fin ; on recouvre le tout de poussières que l'on tasse un peu.

On l'allume sur plusieurs points à la fois. Le feu se propage à l'intérieur. Une partie du soufre fond et coule dans une rigole pratiquée sur la sole et traverse le mur.

Il est reçu dans des formes en bois où il se solidifie. Une

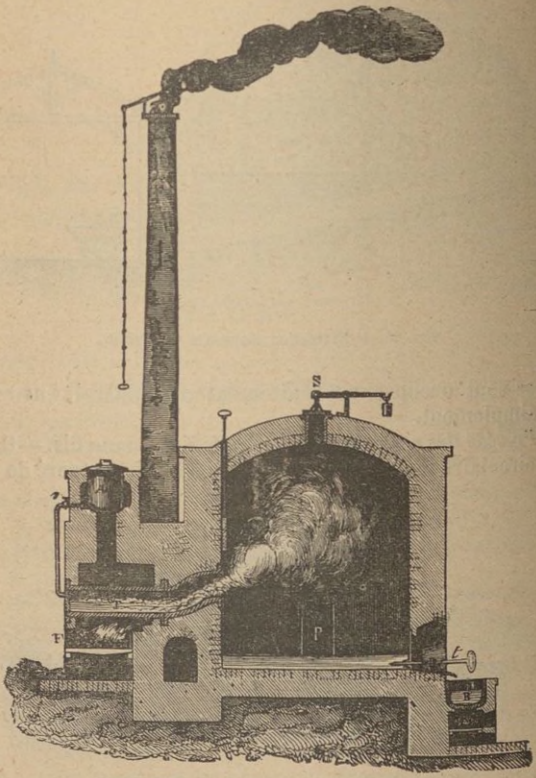


Fig. 68. — Raffinage du soufre.

maisonnette facilite le travail des ouvriers. Par ce procédé une grande quantité de soufre brûle et se répand dans l'air au grand dommage de l'agriculture et de la santé des ouvriers.

Le rendement du soufre varie entre 12 et 15 p. 100 des

minerais, qui en contiennent 40 p. 100. Quelquefois il s'élève jusqu'à 22 p. 100 avec les minerais les plus riches.

2° *Procédé par distillation.* — On introduit le minerai dans des pots de terre A, de 20 litres de capacité, rangés sur deux files dans un fourneau (fig. 67). Ces vases, au nombre d'une vingtaine, communiquent par un tube à d'autres pots B placés en dehors du fourneau. Sous l'influence de la chaleur les terres gagnent le fond des vases A, et le soufre réduit en vapeur se rend en B où il se condense et coule dans des baquets contenant de l'eau : c'est là qu'on le recueille solidifié.

88. **Raffinage du soufre.** — On obtient ainsi un *soufre brut* qui renferme encore 3 p. 100 de matières terreuses. Voici comment on le purifie. On introduit le soufre brut dans une chaudière A en tôle, autour de laquelle circulent les produits de la combustion du foyer F, avant qu'ils s'échappent par la cheminée (fig. 68). Là le soufre se fond et se purifie, car les matières terreuses, plus denses que le soufre, tombent au fond de la chaudière. En ouvrant le robinet R, le soufre s'écoule dans la cornue en fonte T. Sous l'action de la chaleur, il se vaporise et va se condenser dans la chambre en maçonnerie P, dont le sol est un peu incliné vers l'ouverture ; il se dépose en forme de neige appelée *fleur de soufre*. On tire la tige *t* et on fait tomber le soufre dans la chaudière B, chauffée à part. Avec de grandes cuillers, on le verse dans des moules coniques en bois pour faire des *canons de soufre*. Quand l'appareil est refroidi, on ouvre une porte murée pour recueillir ce qui reste de soufre dans la chambre.

La soupape S, au-dessus de la voûte, permet aux gaz intérieurs de s'échapper lorsqu'ils acquièrent trop de tension.

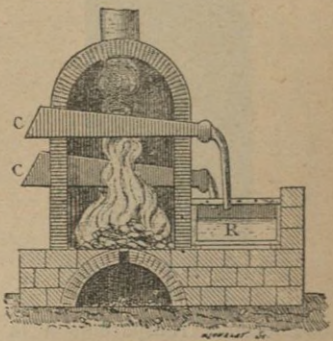


FIG. 69. — Extraction du soufre des pyrites.

89. **Extraction du soufre des pyrites.** — Dans les pays où le soufre n'existe pas à l'état natif, on l'extrait du bisulfure de fer. On introduit les pyrites dans des cornues en grès C qui portent un tube de dégagement (fig. 69). Le soufre

mis en liberté par la chaleur va se condenser dans de l'eau que contient un récipient en fonte R :

$$3FeS^2 = 2S + Fe^3S^4$$

90. **Propriétés physiques.** — Le soufre est un corps solide, d'un jaune citron, inodore et sans saveur. On le livre dans le commerce en canon ou en fleur de soufre.

Comme ses molécules ont peu de cohésion, il conduit mal la chaleur et l'électricité. Dilatées par la chaleur, ses molécules superficielles se séparent, par un petit craquement, de celles qui sont plus intérieures. (Exp. 84 et 85.)

Le soufre s'électrise négativement, lorsqu'on le frotte.

Insoluble dans l'eau, ce corps se dissout dans certaines huiles essentielles, surtout dans le sulfure de carbone.

91. **Divers états du soufre.** — 1° *Cristallin octaédrique.* C'est la forme du soufre natif et du soufre qui se dépose de sa

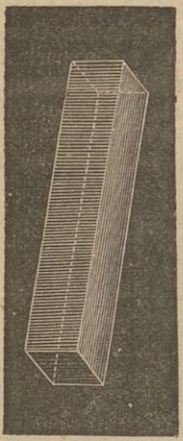


Fig. 70. — Cristal de soufre obtenu à chaud.

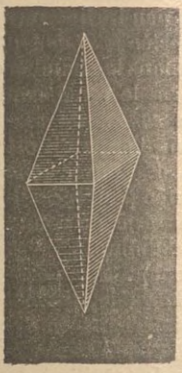


Fig. 71. — Cristal de soufre obtenu à froid.

dissolution. Transparents à la température ordinaire, ces cristaux deviennent opaques entre 100° et 111°.

2° *Soufre prismatique.* — C'est la forme du soufre qui cristallise par voie sèche, c'est-à-dire du soufre fondu et refroidi. Au-dessous de 100°, les belles aiguilles formées ainsi perdent

leur transparence et leur forme prismatique : elles se transforment en une série de petits octaèdres.

3° *Soufre amorphe.* — On en obtient comme résidu lorsqu'on fait dissoudre du soufre en fleur ou en canon dans du sulfure de carbone. Il s'en produit aussi quand on refroidit brusquement le soufre au-dessus de 160°; il commence à fondre: c'est le soufre *mou*.

4° *Soufre fondu.* — Le soufre fond à 111°. Au point de la fusion, 120°, c'est un liquide très fluide, transparent et jaune clair. Au fur et à mesure que sa température s'élève, il épaissit, et sa couleur devient plus foncée. A 220°, il est coloré en rouge-brun, et sa viscosité est telle qu'on peut retourner le vase qui le contient sans qu'il en tombe une goutte. Depuis 250° jusqu'à son ébullition, 440°, il semble se liquéfier ; mais il conserve sa couleur rouge. (Exp. 86.)

Refroidi brusquement dans l'eau, le soufre épais reste mou, transparent, élastique, et conserve sa belle couleur rouge. On peut l'étirer en fils minces. (Exp. 87.) Peu à peu il perd cette élasticité et devient cassant. (Exp. 88.)

En refroidissant par degrés, le soufre repasse par les mêmes états de couleur et de fluidité. Vers 230°, 180° et 140° le thermomètre reste stationnaire, par suite d'un dégagement de chaleur latente.

Exp. 84. Serrez dans les mains un bâton de soufre d'environ 0m,1, vous entendrez un craquement appelé *cri du soufre*.

85. Plongé dans l'eau chaude, il craque plus fort : expérimentation du tube d'essai.

86. Introduisez du soufre dans un tube d'essai et chauffez ; il fondra à 111° et coulera comme de l'huile à 120°. Continuez à chauffer, il rougira s'épaissira et deviendra pâteux à 220°. Enfin, si vous continuez, il redeviendra liquide et entrera en ébullition vers 440°.

87. Versez dans l'eau tiède du soufre que vous aurez fait fondre et devenir pâteux (Exp. 86) : il restera mou pendant quelques jours. C'est dans cet état qu'il est coulé dans des moules, pour en prendre l'empreinte.

88. Faites fondre du soufre, et versez-le dans l'eau ; il redeviendra cassant comme il l'était auparavant.

89. Faites dissoudre du soufre dans de la benzine ou du sulfure de carbone, dans un tube que vous scellerez à la lampe. Chauffez le tube jusqu'à 100°, et laissez-le refroidir lentement : les premiers cristaux qui se formeront seront des prismes obliques. A la température ordinaire, les cristaux seront des octaèdres droits.



Fig. 72. — Soufre dissous. (Exp. 74.)

92. **Propriétés chimiques.** — Le soufre est analogue à l'oxygène par ses affinités et son atomicité diatomique : avec l'hydrogène, il forme l'hydrogène sul-

furé H^2S dont la formule est semblable à celle de l'eau H^2O; avec le carbone, il donne naissance au sulfure de carbone CS^2, composé analogue à l'acide carbonique CO^2.

A l'air, il brûle avec une flamme bleuâtre et produit l'anhydride sulfureux. (Exp. 90.)

En combinaison avec les métalloïdes, il donne naissance, comme l'oxygène, à un grand nombre d'acides.

Il s'unit facilement aux métaux et forme avec eux des sulfures remarquables. (Exp. 91, 92.)

Exp. 90. Faites tomber le phosphore de deux allumettes bien soufrées. Portez-en une sur du charbon en ignition, une autre sur du fer chauffé, mais non rougi ; observez les divers phénomènes.

91. Remarquez l'odeur du gaz, produit par la combustion du soufre : c'est de l'acide sulfureux, combinaison de soufre et d'oxygène.

92. Faites bouillir du soufre dans un tube d'essai (fig. 73). Quand il sera plein de vapeur, plongez-y une lame de cuivre bien mince ; vous remarquerez qu'elle deviendra d'abord incandescente, puis elle perdra son éclat. Ce composé nouveau est du sulfure de cuivre, plus cassant et plus pesant que la lame.

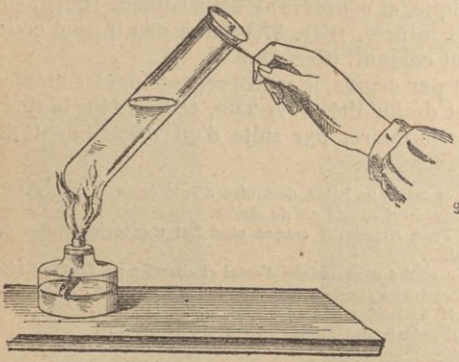


Fig. 73. — Sulfuration d'une lame de cuivre.

92. Pesez 75 gr. de limaille de fer et 50 gr. de fleur de soufre. Au moyen d'environ 50 gr. d'eau, liez intimement ces deux corps : laissez ce mélange dans la terrine où vous l'avez fait. Le soufre et le fer se combinent et forment du sulfure de fer : la température s'élève ; elle peut même aller jusqu'à l'incandescence.

93. **Usages du soufre.** — Le soufre sert à la fabrication des allumettes, de la poudre, des acides sulfureux et sulfurique. On en fait des médailles et d'autres empreintes. C'est par le soufre qu'on combat l'oïdium et la pousse des vins, etc.

Faites le 24e devoir.

HYDROGÈNE SULFURÉ

Formule atomique	H^2S
Poids atomique de la molécule (2 vol.)	34
Formule en équivalents	HS
Poids en équivalents, densité rapportée à l'hydrogène	17
Densité rapportée à l'air	1,1912

94. **Historique ; état naturel.** — L'hydrogène sulfuré a été reconnu par Rouelle, étudié par Scheele qui en détermina la composition. On l'a appelé *acide sulfhydrique, sulfure d'hydrogène, air puant, acide hydrosulfurique*. L'hydrogène sulfuré se dégage d'une manière permanente des entrailles de la terre,

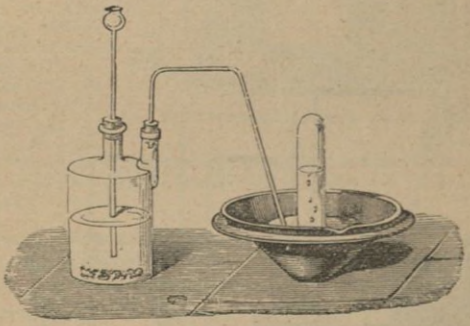


Fig. 74. — Préparation de l'acide sulfhydrique par le sulfure d'antimoine.

dans les terrains volcaniques, et notamment dans le voisinage du lac d'Agnano et à la solfatare de Pouzzoles. Mêlé à des vapeurs d'eau, il constitue des fumées épaisses qu'on appelle *fumerolles*. C'est à ce gaz qu'il faut attribuer la *malaria* ou *mauvais air*, qui rend si dangereux les bords de quelques rivières sur la côte occidentale de l'Afrique. Ce gaz se dégage aussi des eaux sulfureuses minérales.

L'acide sulfhydrique prend naissance dans la putréfaction des matières organiques qui renferment du soufre : albumine, fumier, immondices des rues, vases des marais et des fossés, etc. Par suite de la digestion, il s'en forme aussi dans les intestins de l'homme et des animaux.

C.

95. Préparation de l'acide sulfhydrique :

1° *Par le sulfure d'antimoine :*

Exp. 93. Introduisez du sulfure d'antimoine dans le flacon F (*fig.* 74). Après que vous aurez disposé tout l'appareil, versez de l'acide chlorhydrique. On le reçoit sous le mercure ou sous l'eau. Voici la réaction.

$$Sb^2S^3 + 6HCl = 2SbCl^3 + 3H^2S \text{ form. atom.}$$
$$Sb^2S^3 + 3HCl = SbCl^3 + 3HS \text{ form. en équiv.}$$

Le dégagement entraîne quelquefois de l'acide chlorhydrique. Si on voulait l'éviter, on disposerait un laveur renfermant une dissolution alcaline.

2° *Par le sulfure de fer;* dissolution de H^2S dans l'eau.

Exp. 94. Introduisez dans le ballon B du sulfure de fer et de l'acide sulfurique

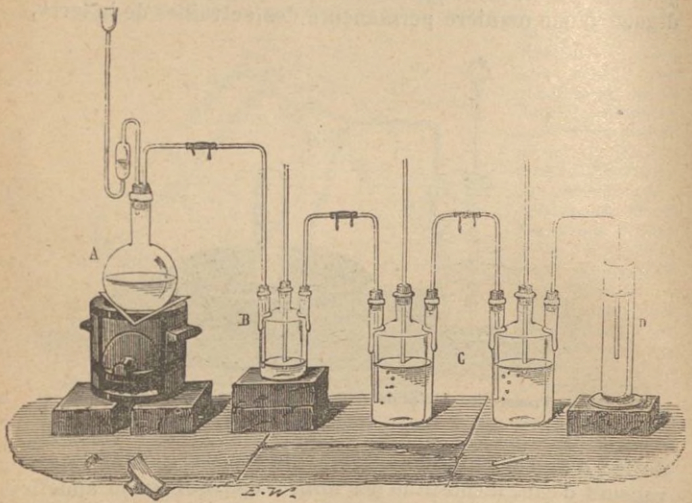


Fig. 75. — Préparation de l'acide sulfhydrique par le sulfure de fer. — Dissolution de ce gaz dans l'eau.

hydraté. L'eau de l'acide se décomposera : son hydrogène se combinant avec le soufre du sulfure produira de l'acide sulfhydrique. Le fer formera avec l'acide sulfurique un sulfate de fer.

$$FeS + SO^3,H^3O = H^2S + FeO,SO^3 \text{ form. atom.}$$
$$FeS + SO^3,HO = HS + FeO,SO^3 \text{ form. en équiv.}$$

Le laveur renferme de l'eau bouillie jusqu'au tiers de sa capa-

rité ; le flacon E doit contenir de l'eau jusqu'aux deux tiers. A la température ordinaire, l'eau dissout 3 fois son volume d'acide sulfhydrique.

96. Préparation continue d'hydrogène sulfuré gazeux :

Exp. 95. On se sert de deux flacons de 7 ou 8 litres, réunis par un gros tube en caoutchouc. Dans le flacon A, sur un charbon de bois, corps inerte, on dispose des fragments de sulfure de fer. On met de l'acide sulfurique étendu dans le flacon B, de manière que le niveau dans les deux flacons soit au-dessus du sulfure. Bientôt il se forme de l'hydrogène sulfuré, qui, par sa force expansive, chasse d'abord l'air de l'appareil et se dégage par le tube. Si l'on ferme le robinet, le gaz refoule le liquide dans le flacon B ; le liquide ne baignant plus le sulfure, la formation du gaz cesse et le flacon A devient un réservoir de gaz.

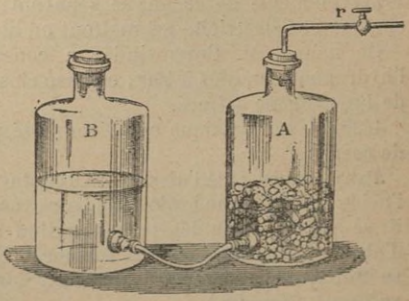


Fig. 76. — Préparation continue d'acide sulfhydrique.

97. **Propriétés physiques.** — L'hydrogène sulfuré est un gaz incolore, d'une saveur acide et sucrée tout à la fois. Il se caractérise surtout par une odeur fétide, rappelant celle des œufs pourris ; et en effet les matières animales et les œufs en putréfaction *puent* surtout par l'hydrogène sulfuré qui s'y forme.

Il est soluble dans l'eau.

L'acide sulfhydrique se liquéfie sous une pression de 17 atmosphères et se solidifie à — 85°. (Exp. 96.)



Fig. 77. — Liquéfaction de l'acide sulfhydrique.

Exp. 96. Introduisez du bisulfure d'hydrogène dans l'une des branches d'un tube en verre recourbé (fig. 77). Fermez l'autre avec la lampe. A la température ordinaire, le bisulfure se décompose spontanément en soufre et en acide sulfhydrique :

$$H^2S^2 = H^2S + S, \text{ form. atom.}$$
$$HS^2 = HS + S, \text{ form. en équiv.}$$

Le gaz possède une force expansible suffisante pour se liquéfier sous sa pression : le soufre cristallise en octaèdres.

98. **Propriétés chimiques.** — L'hydrogène sulfuré brûle (Exp. 98). C'est un acide faible, car il ne colore qu'au rouge vineux la teinture de tournesol : c'est pour cette raison qu'au lieu de lui donner le nom d'acide, on se contente de le désigner souvent par *hydrogène sulfuré*. (Exp. 97.)

Les éléments de ce gaz se séparent assez facilement : la chaleur et l'électricité les mettent en liberté.

De même, M. Corenwinder a constaté que le soufre et l'hydrogène chauffés à 490°, en vase clos, donnent naissance à de l'hydrogène sulfuré.

L'acide sulfhydrique est décomposé par un grand nombre de corps :

Par l'oxygène: 1° A l'*air sec*. — Au contact d'un corps enflammé, l'acide sulfhydrique brûle dans l'air avec une flamme bleuâtre; il se produit une légère détonation : l'oxygène s'empare d'abord de l'hydrogène pour former de l'eau ; ensuite le soufre se transforme en acide sulfureux, lorsqu'il est en volume suffisant. (Exp. 98.)

$$H^2S + O^3 = H^2O + SO^2, \text{ form. atom.}$$
$$HS + O^3 = HO + SO^2, \text{ form. en équiv.}$$

2° A l'*air humide, température ordinaire*. — Humide ou dissous dans l'eau, l'acide sulfhydrique est décomposé par l'oxygène de l'air qui s'empare de l'hydrogène pour former de l'eau : le soufre est mis en liberté :

$$H^2S + O = H^2O + S, \text{ form. atom.}$$
$$HS + O = HO + S, \text{ form. en équiv.}$$

C'est ainsi que disparaît dans l'atmosphère l'acide sulfhydrique qui se dégage des fosses d'aisances.

3° A l'*air humide, température élevée*. — En présence de corps poreux ou de tissus, à 40 ou 50°, l'acide sulfhydrique se transforme en eau et en acide sulfurique :

$$H^2S + O^4 = SO^3, H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$HS + O^4 = SO^3. HO, \text{ form en équiv.}$$

M. Dumas dit qu'il en est ainsi dans les établissements d'eaux minérales sulfureuses où les toiles, qui séparent les baignoires, sont rapidement usées par l'acide sulfurique.

Par les composés riches en oxygène. — 1° L'*acide azotique monohydraté*. — Son action sur l'acide sulfhydrique produit de l'eau, d'abondantes vapeurs rouges : il y a un dépôt de soufre. (Exp. 100.)

$$H^2S + HAzO^2 = AzO^2 + S + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$HS + AzO^5,HO = AzO^4 + S + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

2° L'*acide sulfureux*. — Cet acide décompose l'hydrogène sulfuré, à la température ordinaire, quand les deux gaz sont humides.

Si les deux gaz sont secs, la décomposition se fait dans un tube en porcelaine chauffé. Dans tous les cas, il y a production d'eau et dépôt de soufre.

$$2H^2S + SO^2 = 2H^2O + 3S, \text{ form atom.}$$
$$2HS + SO^2 = 2HO + 3S, \text{ form. en équiv.}$$

3° L'*acide sulfurique concentré*. — De l'action réciproque de ces deux composés de soufre, résultent de l'eau, de l'acide sulfureux et du soufre :

$$SO^3,H^2O + H^2S = 2H^2O + SO^2 + S, \text{ form. atom.}$$
$$SO^3, HO + HS = 2HO + SO^2 + S, \text{ form. en équiv.}$$

Par le chlore, le brome et l'iode. — Ces corps décomposent rapidement l'acide sulfhydrique à la température ordinaire. Avec l'hydrogène, dont ils sont très avides, ils forment des acides chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique. Quand ils sont en excès, ils transforment le soufre en chlorure, bromure et iodure. (Exp. 99.)

C'est ordinairement avec le chlore qu'on assainit les lieux infectés par l'acide sulfhydrique :

$$H^2S + Cl^2 = 2HCl + S, \text{ form. atom.}$$
$$HS + Cl = HCl + S, \text{ form. en équiv.}$$

Par les métaux. — La plupart des métaux décomposent l'acide sulfhydrique; ils rendent l'hydrogène libre en s'emparant du soufre : il se forme des sulfures ordinairement noirs. C'est ainsi que noircissent, par les émanations de ce gaz, les ustensiles d'argent, de cuivre, de plomb, d'étain. (Exp. 102.)

Exp. 97. Versez un peu de la solution d'acide sulfhydrique dans de la teinture de tournesol : le bleu tirera au rouge vineux.

98. Enflammez l'hydrogène sulfuré recueilli dans une éprouvette : l'odeur

infecte disparaîtra, et on percevra l'odeur piquante d'acide sulfureux. Si l'air était en quantité suffisante, les seuls produits de la combustion seraient de l'eau et de l'anhydride sulfureux ; mais une partie du soufre échappe à la combustion et se dépose sur les parois de l'éprouvette.

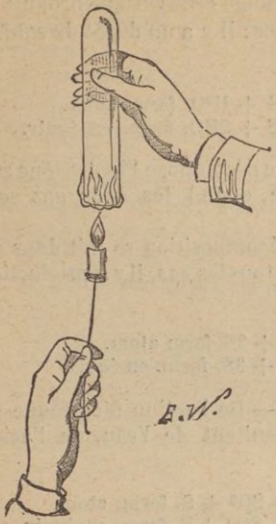


Fig. 78. — Combustion de l'hydrogène sulfuré. (Exp. 98.)

99. Versez de l'eau de chlore dans de l'hydrogène sulfuré en dissolution ; les deux gaz se détruiront réciproquement : vous le reconnaîtrez à ce que le mélange des deux liquides n'aura pas d'odeur.

100. Introduisez quelques gouttes d'acide azotique concentré dans un flacon rempli de gaz d'acide sulfhydrique sec. L'acide azotique cédant son oxygène, vous verrez des vapeurs rouges, et après, un dépôt de soufre.

101. Faites dissoudre du sulfate de cuivre ; puis versez sur cette liqueur bleue une solution d'hydrogène sulfuré : vous aurez un précipité noir de sulfure de cuivre.

102. Faites une dissolution d'acétate de plomb ; puis, avec le liquide, écrivez sur du papier, aucun caractère n'apparaîtra. Placez ce papier sur un dégagement d'acide sulfhydrique : l'écriture paraîtra noire.

99. Analyse de l'acide sulfhydrique.

Exp. 103. Dans une cloche courbe, reposant sur le mercure, introduisez un

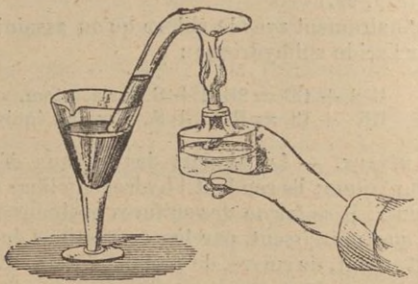


Fig. 79. — Analyse de l'acide sulfhydrique.

volume déterminé de ce gaz. Faites-y passer un morceau d'étain,

et chauffez pendant 20 minutes. Le soufre se portera sur l'étain et l'hydrogène deviendra libre. On constate que le volume de l'hydrogène est égal au volume de l'acide introduit.

½ de la densité de l'H^2S	1,1912
On retranche la densité de l'H	0,0693
Le reste égale à quelque chose près la demi-densité du soufre, 2,22.	1,1219

100. **Action physiologique et usages.** — L'hydrogène sulfuré est très délétère ; c'est un des poisons les plus violents : 1/300 de ce gaz dans l'air fait périr un animal de forte taille. Heureusement que son odeur fétide avertit de sa présence.

Les vidangeurs des fosses d'aisances en sont cependant quelquefois victimes. Se combinant avec l'ammoniaque, toujours abondante dans les urines, une partie d'acide sulfhydrique forme du sulfhydrate d'ammoniaque ; ensemble ces deux composés causent l'affection nommée, à tort, *maladie du plomb*.

Le meilleur contre-poison et le désinfectant le plus efficace contre l'hydrogène sulfuré, c'est le chlore. On se sert avec succès d'une dissolution de sulfate de fer pour assainir les fosses d'aisances.

La propriété de précipiter en noir les métaux fait de l'acide sulfhydrique un précieux réactif pour l'analyse qualitative des métaux dissous dans les acides. On s'en sert pour déceler les sels de plomb que, par fraude, on introduit quelquefois dans les substances alimentaires, telles que le thé. Thénard l'employait pour la destruction des animaux nuisibles. Les eaux sulfureuses forment des bains utiles pour combattre certaines maladies.

Parvenu ici, faites le 25e devoir.

BISULFURE D'HYDROGÈNE

Form. atom. H^2S^2
For. én équiv. $H\,S^2$

101. **Généralités.** — Le bisulfure d'hydrogène a été découvert par Thénard. C'est un liquide huileux jaunâtre. Par sa composition et quelques-unes de ses propriétés, il ressemble à l'eau oxygénée. Il brûle à l'air au contact d'une bougie enflammée.

102. Composés oxygénés du soufre :

	Formules atomiques.	Formules en équivalents.
Anhydride sulfureux	SO^2 ;	SO^2
Acide sulfureux	SO^2,H^2O ;	SO^2, HO
Anhydride sulfurique	SO^3 ;	SO^3
Acide sulfurique	SO^3,H^2O ;	SO^3, HO
— disulfurique Nordhausen	$(SO^3)^2,H^2O$;	$(SO^3)^2HO$
— thiosulfurique ou hyposulfureux.	S^2O^2,H^2O ;	S^2O^2, HO
— dithionique ou hyposulfurique..	S^2O^5,H^2O ;	S^2O^5, HO
— trithionique	S^3O^5,H^2O ;	S^3O^5, HO
— tétrathionique	S^4O^5,H^2O ;	S^4O^5 HO
— pentathionique	S^5O^5,H^2O ;	S^5O^5, HO

Les acides de la série thionique sont encore peu connus.

ACIDE SULFUREUX ANHYDRE

Formule atomique et en équivalents	SO^2
Poids atomique de la molécule (2 vol)	64
Poids en équivalents, densité rapportée à l'hydrogène	32
Densité de l'anhydride sulfureux rapportée à l'air	2,234

103. **Historique, état naturel.** — Produit de la combustion du soufre, ce composé a dû être connu dès les temps les plus anciens. Stalh et Priestley en ont étudié les propriétés ; Lavoisier en a déterminé la composition en poids ; Gay-Lussac en volumes.

L'anhydride sulfureux se dégage en abondance des volcans en activité ; il se produit dans le voisinage des montagnes soumises à l'action de feux souterrains. Les solfatares en sont aussi une source.

C'est à ce gaz délétère que, d'après M. Girardin, il faut attribuer la mort du naturaliste Pline, qui périt pour avoir voulu examiner, de trop près, la terrible éruption du Vésuve du 24 août, l'an 79 de l'ère chrétienne ; éruption qui ensevelit le même jour Pompéi et Herculanum, sous un déluge de cendres.

104. **Préparation.** — On l'obtient par oxydation du soufre, quelquefois des pyrites, ou par la réduction de l'acide sulfurique.

1° *En brûlant le soufre.* — Préparé par ce procédé, l'acide

sulfureux est mélangé avec les éléments de l'air ; il contient particulièrement de l'azote. L'industrie emploie ce procédé, lorsque les corps étrangers qu'il renferme ne nuisent pas à l'usage qu'on en veut faire.

Exp. 104. Au fond d'une éprouvette un peu longue, faites brûler un petit morceau de soufre. Plus dense que l'air, l'acide sulfureux restera au fond.

2° *En réduisant l'acide sulfurique par le mercure :*

Exp. 105. Introduisez dans un matras 15 gr. de mercure et 75 gr. d'acide sulfurique concentré ; chauffez modérément. Une partie de l'acide sulfurique cède un tiers de son oxygène au mercure. Il se forme de

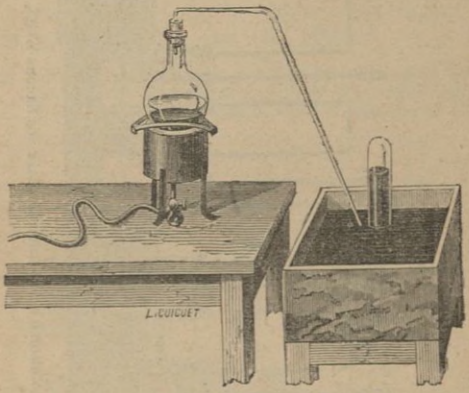


Fig. 80. — Préparation de l'acide sulfureux.

l'oxyde de mercure qui s'unit à l'acide sulfurique non décomposé. Il en résulte un sulfate mercurique, de l'anhydride sulfureux et de l'eau. Voici la réaction :

$$Hg + 2SO^3,H^2O = HgO,SO^3 + 2H^2O + SO^2, \text{ form. atom.}$$
$$Hg + 2SO^3,HO = HgO,SO^3 + 2HO + SO^2, \text{ form. en équiv.}$$

Ce gaz étant très soluble dans l'eau, il est nécessaire de le recevoir sur le mercure.

3° *En réduisant l'acide sulfurique par le cuivre :*

Exp. 106. Pour préparer le gaz sulfureux plus économiquement, mettez dans le ballon (fig. 80) 15 gr. de tournure de cuivre et 60 gr. d'acide sulfurique. Mais, cessez le feu aussitôt que la réaction commencera ; car la matière, se boursouflant à l'excès, passerait par le tube :

$$Cu + 2SO^3,H^2O = SO^2 + CuO,SO^3 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$Cu + 2SO^3, HO = SO^2 + CuO,SO^3 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

4° En réduisant l'acide sulfurique par le charbon; dissolution de SO^2 dans l'eau :

Exp. 107. Introduisez dans le ballon 1 partie de charbon concassé et 5 parties d'acide sulfurique ; mélangez bien, puis chauffez. La réaction ne tarde pas. Il se dégage à la fois de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique. Comme il faut chauffer un peu fortement, à la fin de

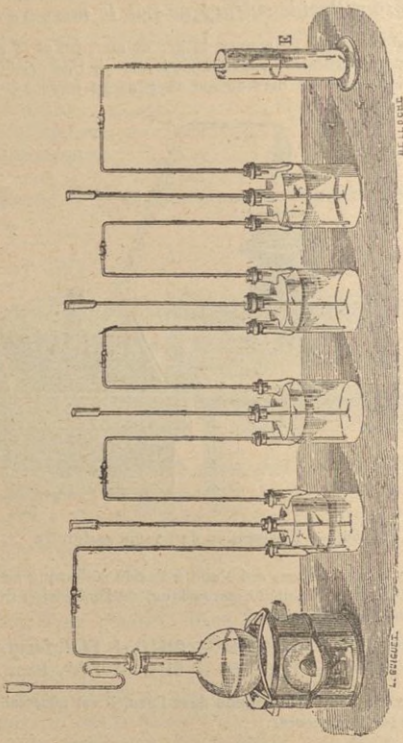


Fig. 31. — Dissolution d'acide sulfureux dans les flacons Woolf.

l'opération, il s'échappe de l'acide sulfurique que l'anhydride sulfureux abandonne dans le laveur avant de se rendre dans les flacons Woolf. Peu soluble dans l'eau, l'acide carbonique se trouvera en petite quantité dans la dissolution : au reste, il ne nuit pas aux réactions de l'acide sulfureux.

$$2SO^3,H^2O + C = 2SO^2 + CO^2 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$2SO^3,HO + C = 2SO^2 + CO^2 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

105. **Propriétés physiques.** — L'acide sulfureux est un gaz incolore, d'une odeur vive, désagréable ; il irrite les organes de la respiration et provoque la toux.

L'eau l'absorbe en grande quantité : à 15°, 1 litre dissout 50 litres de ce gaz (Exp. 107). Cette dissolution possède les propriétés del'acide gazeux.

L'anhydride sulfureux se liquéfie à — 15° et se solidifie à — 75° (Exp. 109).

Le liquide qu'il forme est incolore, très fluide ; sa densité égale 1,45 ; il bout à — 10°, et son évaporation produit un très grand froid qu'on emploie pour congeler le mercure et liquéfier certains gaz, comme le chlore, l'hydrogène sulfuré, l'ammoniaque, etc. (Exp. 110, 111, 112).

Exp. 108. Disposez l'appareil (fig. 82). Introduisez dans le ballon A reposant sur un bain de sable 2 gr. de mercure et 10 gr. d'acide sulfurique. Le gaz se desséchera en B, rempli de chlorure de calcium. Dans

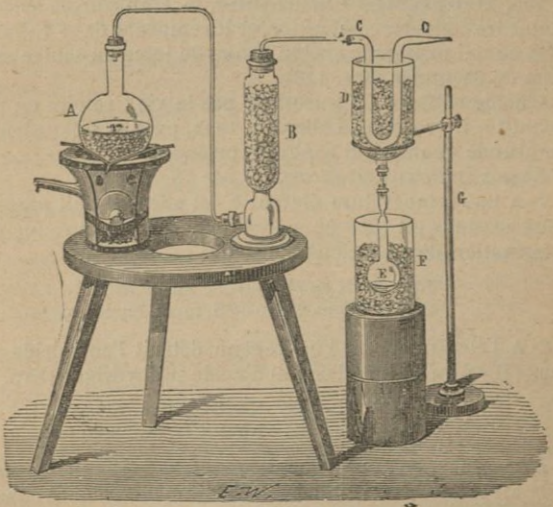


Fig. 82. — Liquéfaction de l'acide sulfureux.

le tube U, plongeant dans un réfrigérant, il se condensera ; vous fermerez le tube effilé CC avec le chalumeau.

Pour préparer une plus grande quantité d'anhydride sulfureux liquide, il faut disposer au fond du tube U un autre tube droit ter-

miné par un ballon E, plongeant aussi dans un refrigérant F. On ferme le tube par le chalumeau à la partie étranglée.

109. Introduisez dans une capsule en porcelaine une petite quantité de mercure que vous recouvrirez d'une couche épaisse d'acide sulfureux anhydre liquide. Pour favoriser l'évaporation de l'acide, faites-y arriver un courant d'air au moyen d'un soufflet : vous aurez bientôt un culot de mercure solidifié.

110. Versé dans un verre d'eau, l'anhydride sulfureux liquide s'y dissout en partie ; l'excès se vaporise au moyen de la chaleur latente de l'eau, qui alors se congèle.

111. Projetez quelques gouttes d'acide sulfureux dans une capsule de platine chauffée au rouge : au lieu de se vaporiser, l'acide sulfureux prendra une forme sphéroïdale ; il se maintiendra un moment à une température au-dessous de son ébullition, c'est-à-dire inférieure à — 10°. Ajoutez alors un peu d'eau : vous verrez de la glace se former sur le platine incandescent.

112. Versez de l'acide sulfureux liquéfié sur les boules de deux thermomètres, l'un de mercure, l'autre d'alcool, boules que vous aurez enveloppées préalablement de coton : le mercure se congèlera et l'alcool descendra à — 50° ou — 60°.

106. **Propriétés chimiques.** — L'anhydride sulfureux éteint les corps en combustion et les empêche de se rallumer : c'est ce qui explique l'ancien usage de jeter du soufre sur les feux de cheminée (Exp. 113).

L'acide sulfureux n'entretient pas la vie : respiré en petite quantité, il provoque d'abord la toux, puis la suffocation ; et, en grande quantité, il asphyxie promptement.

Le gaz sulfureux est décomposé par l'hydrogène :

1° A une température élevée ; à cet effet, on fait passer les deux gaz dans un tube en porcelaine chauffé au rouge : il y a formation d'eau et dépôt de soufre :

$$SO^2 + 4H = 2H^2O + S, \text{ form. atom.}$$
$$SO^2 + 2H = 2HO + S, \text{ form. en équiv.}$$

2° A l'état naissant, l'hydrogène détruit l'anhydride sulfureux : il y a formation d'eau et d'acide sulfhydrique (Exp. 117).

$$SO^2 + 3H^2 = H^2S + 2H^2O, \text{form. atom.}$$
$$SO^2 + H^3 = HS + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

L'oxygène exerce une action remarquable sur le gaz sulfureux :

1° En présence de la mousse de platine légèrement chauffée, l'oxygène sec se combine avec l'anhydride sulfureux : il se forme de l'acide sulfurique anhydre, qui se répand à l'air en fumées épaisses :

$$SO^2 + O = SO^3$$

2° En présence de l'eau, l'oxygène et l'acide sulfureux se

combinent peu à peu à la température ordinaire : de leur action réciproque résulte de l'acide sulfurique :

$$SO^2 + O + H^2O = SO^3,H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$SO^2 + O + HO = SO^3,HO, \text{ form. en équiv.}$$

C'est pour éviter cette action réciproque qu'on fait dissoudre l'anhydride sulfureux dans de l'eau privée d'air et qu'on conserve cette solution dans des flacons bien bouchés.

Non seulement l'acide sulfureux s'empare de l'oxygène libre, mais il l'enlève aux composés oxygénés qui n'ont pas une grande stabilité : il réduit l'acide azotique en acide hypoazotique; l'acide arsénique en acide arsénieux; les sesquioxydes de fer en protoxyde, etc. (Exp. 119).

De l'action réciproque de l'acide azotique et de l'anhydride sulfureux, résultent de l'acide sulfurique et des vapeurs rouges, peroxyde d'azote (Exp. 118) :

$$SO^2 + 2HAzO^3 = SO^3,H^2O, + 2AzO^2 \text{ form. atom.}$$
$$SO^2 + AzO^5,HO = SO^3,HO, + AzO^4 \text{ form. en équiv.}$$

L'acide sulfureux est donc un *agent réducteur* des composés oxygénés.

Le chlore agit aussi de deux manières sur l'anhydride sulfureux :

1° Par l'action des rayons solaires sur un mélange à volumes égaux de ces deux gaz secs, il se forme un liquide appelé *chlorosulfurique* SO^2Cl^2 ;

2° Par le simple contact des deux gaz humides, l'eau elle-même est décomposée : le chlore s'empare de l'hydrogène pour produire de l'acide chlorhydrique ; et l'acide sulfureux, de l'oxygène pour former de l'acide sulfurique :

$$Cl + SO^2 + 2H^2O = 2HCl + SO^3,H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$Cl + SO^2 + 2HO = HCl + SO^3,HO, \text{ form. en équiv.}$$

L'acide sulfureux altère ou modifie la plupart des couleurs végétales en se combinant avec la matière colorante ou en s'emparant de l'oxygène, agent principal de coloration (Exp. 115, 116).

Exp. 113. Renversez une éprouvette pleine d'acide sulfureux sur une bougie allumée : elle s'éteindra.

114. Plongez dans l'acide sulfureux des bandes de papier de tournesol : vous les verrez devenir rouge pelure d'oignon, caractère des acides puissants.

115. Mouillez un morceau d'étoffe de laine ou de soie ; plongez-le dans l'acide sulfureux : il perdra sa couleur.

116. Avec un fruit, faites une tache sur du linge ; mouillez-la. Puis brûlez du soufre dans une éprouvette ou sur une capsule entourée d'un cornet de papier. Mettez le linge au-dessus du gaz : la tache disparaîtra.

117. Produisez un dégagement d'hydrogène. A cet effet, introduisez dans le flacon F ce qui est nécessaire pour produire un dégagement d'hydrogène ; ajoutez-y une dissolution d'acide sulfureux (Exp. 107). Le dégagement se ralentira et contiendra de l'acide sulfhydrique que vous constaterez en le dirigeant dans une dissolution d'acétate de plomb en E. Incolore d'abord, la dissolution d'acétate noircit ; il se forme un sulfure de plomb.

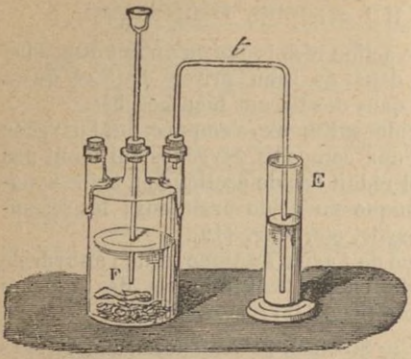


Fig. 83. — Décomposition de l'acide sulfureux par l'hydrogène (Exp. 117)

118. Versez quelques gouttes d'acide azotique concentré dans une éprouvette pleine d'acide sulfureux anhydre : le gaz se changera en acide sulfurique.

119. Faites une dissolution de sesquioxyde de fer ; et mettez-en dans 2 verres. Introduisez ensuite dans l'un du sulfite de soude et de l'acide chlorhydrique ; versez enfin de l'ammoniaque dans les 2 verres : dans le 1er, on aura un précipité jaune de sesquioxyde de fer ; dans le 2e, un précipité vert de protoxyde de fer.

120. Immergez deux petits bouquets de violettes dans une dissolution d'acide sulfureux : elles se décoloreront. Trempez ensuite un bouquet dans une eau aiguisée d'acide sulfurique : les violettes deviendront rouges. Immergez l'autre bouquet dans une eau alcaline : les violettes décolorées par l'anhydride sulfureux reprendront leur couleur naturelle.

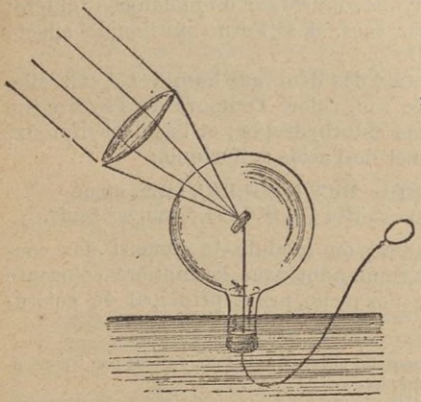


Fig. 84. — Appareil pour la synthèse de l'acide sulfureux (Exp. 121).

107. Synthèse de l'anhydride sulfureux :

Exp. 121. Au moyen d'un fil de fer, disposez un morceau de soufre dans un

ballon que vous remplirez d'oxygène. Après que vous aurez placé le col du ballon sur le mercure, allumez le soufre avec une bonne lentille. La combustion produira de l'anhydride sulfureux. Quand le ballon est refroidi, on constate que le volume de l'acide produit est le même que celui de l'oxygène.

Si de la densité de SO^2	2,234
On retranche la densité de O	1,1056
Il reste la 1/2 densité de la vapeur de S	1,1284

L'anhydride sulfureux est donc composé de 2 vol. d'oxygène et de 1 vol. de soufre condensés en 2 vol. ; comme l'indique la formule SO^2. (N° 95, 4e loi.)

108. **Usages.** — Délétère pour tous les êtres vivants, l'acide sulfureux est employé au traitement de la gale, due à

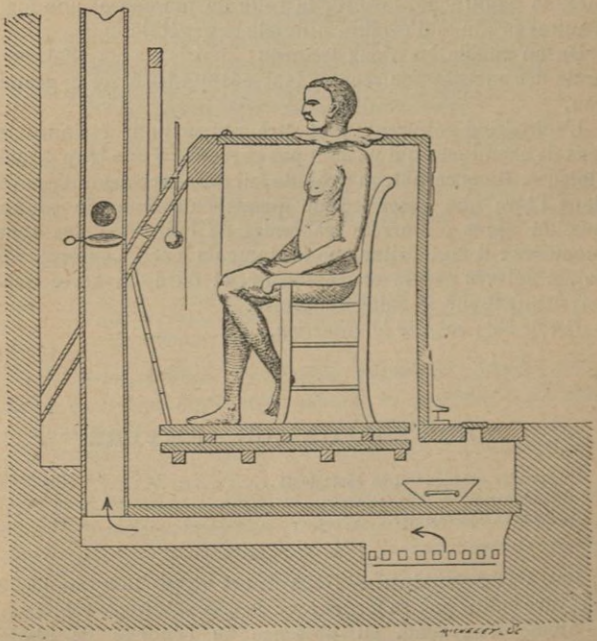


Fig. 85. — Boîte pour la guérison de la gale.

des myriades de petits insectes (acarus), qui se développent sous la peau. On place le malade dans une boîte en bois sous laquelle on fait brûler du soufre.

On se sert de l'acide sulfureux pour assainir les lieux infectés de miasmes putrides et d'émanations méphitiques, comme la cale des navires, les lazarets; pour désinfecter les hardes, couvertures, matelas, qui ont servi aux malades atteints de la peste, du choléra, de la gale.

Ce gaz est employé pour enlever les taches du linge, faites avec des fruits ou du vin; il suffit d'y faire parvenir l'acide sulfureux. A cet effet, on mouille d'abord le linge; ensuite, on le lave pour faire disparaître la matière colorante.

L'industrie tire bon parti de l'acide sulfureux pour blanchir les étoffes de laine et de soie; la paille, les éponges, les plumes, la baudruche, l'ivoire, la colle de poisson et une foule d'autres produits d'origine animale et végétale.

On en purifie les vieux tonneaux moisis : à cet effet, on y brûle des mèches soufrées; il faut ensuite les laver à grande eau.

L'anhydride sulfureux peut être utilisé pour éteindre les feux de cheminées qui ne sont pas parvenus à une trop grande violence. Dans ce but, on projette sur des charbons enflammés dans l'âtre une assez grande quantité de fleur de soufre; aussitôt après on arrête les issues de l'air avec des toiles mouillées : il faut éviter que les torrents d'acide sulfureux ne soient enlevés par le courant d'air, et faire en sorte qu'ils parviennent sur la suie enflammée.

Devoir 26e ; *soigner la rédaction.*

ACIDE SULFURIQUE ANHYDRE

Formule atomique et en équivalents	SO^3
Poids atomique de la molécule	80
Poids en équivalents	40

109. **Préparation.** — Nous avons vu (n° 106) que l'acide anhydre sulfurique se forme avec le gaz sulfureux sec, fixant 1 atome d'oxygène, en présence de l'éponge de platine légèrement chauffée, $SO^2+O=SO^3$; mais on préfère le préparer par l'acide Nordhausen ou fumant.

2. Préparez le mélange réfrigérant où vous disposerez le tube U ; chauffez légèrement dans la cornue 20 gr. d'acide Nordhausen qui est une solution d'anhydride sulfurique dans de l'acide sulfurique

hydraté (n° 119) : celui-là, bouillant à 30°, se sépare de l'hydrate sous forme d'épaisses vapeurs blanches qui vont se condenser dans le tube.

123. On arrête la distillation quand l'acide cesse de bouillir, et que le

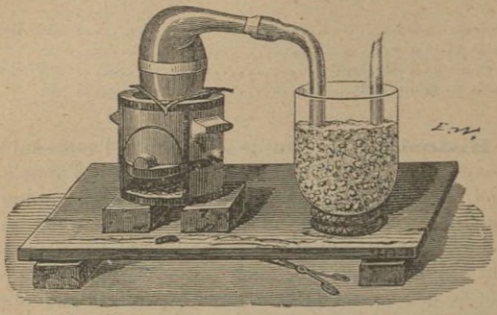


Fig. 86. — Appareil pour préparer l'anhydride sulfureux.

tube s'échauffe au point de ne pouvoir le tenir. Le résidu de la cornue est de l'acide sulfurique ordinaire, qui ne bout qu'à 325°. On ferme avec la lampe les deux branches du tube, si l'on veut conserver l'anhydride.

124. Au moyen d'une baguette en verre, déposez au fond d'un flacon une petite quantité d'acide sulfurique anhydre que vous venez de préparer. L'humidité de l'air se condensant en présence de l'acide, on voit des vapeurs épaisses ; enfin elles disparaissent et on a de l'acide sulfurique ordinaire.

110. Propriétés. — L'acide sulfurique anhydre est solide à la température ordinaire ; il se présente sous forme d'une masse blanche, d'apparence fibreuse.

Récemment préparé, il fond à 18° ; sa densité est 1,97. Il bout de 30 à 35°.

Exposé à l'air, l'anhydride sulfurique répand d'épaisses fumées blanches, dues à la condensation de l'humidité atmosphérique, car il est très avide d'eau : leur combinaison s'accomplit avec une telle énergie qu'une portion de l'eau est subitement vaporisée : de là un bruissement semblable à celui que produit un fer rouge qu'on plonge dans ce liquide. C'est à cette affinité pour l'eau qu'il doit de carboniser les substances organiques.

ACIDE SULFURIQUE MONOHYDRATÉ

Formule atomique	SO^3,H^2O
Poids atomique	98
Formule en équivalent	SO^3,HO
Poids en équivalents	44

111. **Historique.** — Dans le laboratoire, l'acide sulfurique a été connu au treizième siècle. Albert le Grand l'appela *esprit de vitriol;* au quinzième siècle, Basile Valentin, moine bénédictin allemand, décrivit sa fabrication ; enfin au dix-huitième siècle, Lavoisier fit connaître sa nature et sa composition. Pendant longtemps on l'a préparé avec le vitriol vert (sulfate de fer) : de là le nom d'*huile de vitriol* qu'on lui a donné.

112. **Préparation.** — La préparation de l'acide sulfurique consiste à combiner à la molécule d'anhydride sulfureux 1 atome d'oxygène et 1 molécule d'eau. C'est une oxydation plus avancée. A cet effet, on emploie, comme intermédiaires, les composés oxygénés de l'azote qui cèdent facilement de l'oxgène, l'acide azotique en particulier.

Du contact de l'anhydride sulfureux et de l'acide azotique, résultent de l'acide sulfurique et de l'acide hypoazotique, vapeurs rouges :

$$SO^2 + 2HAzO^3 = SO^3,H^2O + 2AzO^2, \text{ form. atom.}$$
$$SO^2 + AzO^5,HO = SO^3,HO + AzO^4, \text{ form. en équiv.}$$

Mais, en présence des vapeurs d'eau, l'acide hypoazotique donne naissance à de l'acide azotique et à du bioxyde d'azote :

$$3AzO^2 + H^2O = 2HAzO^3 + AzO, \text{ form. atom.}$$
$$3AzO^4 + 2HO = 2(AzO^5,HO + AzO^2, \text{ form. en équiv.}$$

A son tour, le bioxyde d'azote prend 1 atome d'oxygène à l'air et redevient acide hypoazotique :

$$AzO + O = AzO^2, \text{ form. atom.}$$
$$AzO^2 + O^2 = AzO^4, \text{ form. en équiv.}$$

Enfin l'acide hypoazotique, sans cesse formé par le bioxyde d'azote, au contact de l'air, reproduit lui-même l'acide azotique et le bioxyde d'azote. C'est un cercle d'opérations où l'air fait les frais de l'oxydation du gaz sulfureux : l'acide azotique en

est l'agent direct et le bioxyde d'azote, véhicule de l'oxygène, en est l'intermédiaire.

Exp. 125. Versez de l'acide azotique dans une éprouvette pleine d'acide sulfureux ; agitez. Les vapeurs rutilantes qui se dégageront, seront un signe de l'oxydation du soufre et de la transformation de l'acide sulfureux en acide sulfurique.

126. Faites arriver un courant d'anhydride sulfureux dans de l'acide azotique concentré et chaud contenu dans un verre V. L'acide azotique cédera un atome d'oxygène à l'acide sulfureux qui se transformera en acide sulfurique. Versez ensuite dans ce liquide une dissolution de chlorure de baryum : vous constaterez un abondant précipité de sulfate de baryte, preuve certaine de la formation de l'acide sulfurique.

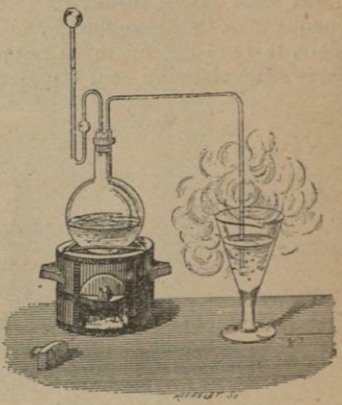


Fig. 87. — Formation de l'acide sulfurique par l'action de l'acide azotique sur l'acide sulfureux (Exp. 126).

127. Préparez un ballon B d'une dizaine de litres et 4 tubes disposés comme l'indique la figure 88.

Le tube *d* amènera de l'acide sulfureux que vous produirez en chauffant du cuivre dans de l'acide sulfurique. Le tube *a* dégagera, en B, du bioxyde d'azote, si vous faites réagir dans le flacon I du cuivre sur de l'acide azotique. On insuffle de l'air par le tube *c* ; les gaz chassés par l'insufflation ont une issue en *t*.

Il faut préalablement introduire un peu d'eau dans le ballon B et en humecter les parois intérieures. On ne doit produire le dégagement du bioxyde d'azote qu'une demi-heure après celui de l'acide sulfureux. Les vapeurs rutilantes d'acide hypoazotique apparaissent quand on insuffle ; puis elles disparaissent.

Si l'on ne chauffe pas l'eau que l'on met dans le ballon B et qu'avec un linge mouillé on en refroidisse les parois extérieures, il se forme des cristaux blancs qui disparaissent en dégageant des vapeurs rutilantes, lorsqu'on met les cristaux en contact avec l'eau, en inclinant le ballon.

113. Fabrication industrielle de l'acide sulfurique. — Elle se fait dans de grandes chambres en bois dont les parois intérieures sont garnies en lames de plomb soudées entre elles. La figure 89 représente une coupe générale de l'appareil.

Dans deux fourneaux accouplés F,F, on brûle du soufre ou on calcine des pyrites par un excès d'air. La chaleur, produite par la combustion, chauffe de l'eau contenue dans deux chaudières en tôle V,V, placées au-dessus du foyer : la vapeur est distribuée dans les chambres par un système de tubes : on la voit déboucher dans les chambres.

Par deux larges tuyaux en tôle, partant de l'extrémité de chaque four, l'acide sulfureux, mélangé avec un grand excès d'air, se rend par un tuyau unique dans un 1er *tambour* B. Dans cette chambre sont disposées en pente douce des lames

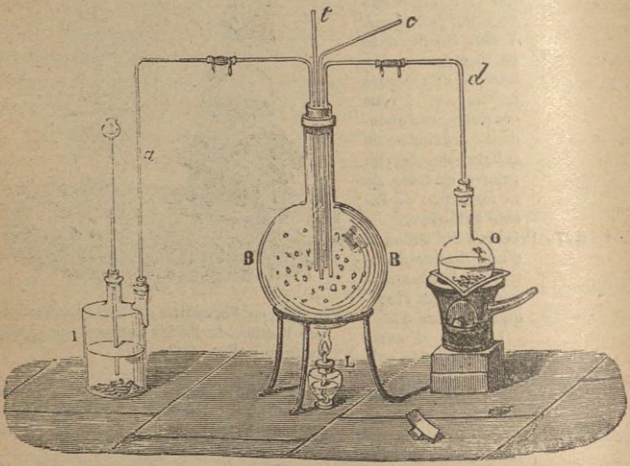


Fig. 88. — Réactions auxquelles donne lieu la formation de l'acide sulfurique (Exp. 127).

de plomb sur lesquelles on fait couler du réservoir T, d'une manière réglée, de l'acide sulfurique concentré, fortement chargé de produits nitreux (acides azotique et hypoazotique, bioxyde d'azote). Plus loin, nous indiquerons l'origine de cet acide.

De là les gaz se rendent, par *e*, dans le 2e *tambour* O, appelé *dénitrificateur*. A l'origine même du dégagement arrive un jet de vapeur qui détermine la réaction des gaz : il y a formation d'une petite quantité d'acide sulfurique qui se condense et tombe sur le sol.

Par le tuyau *a*, les gaz passent dans le 3e *tambour* A, de

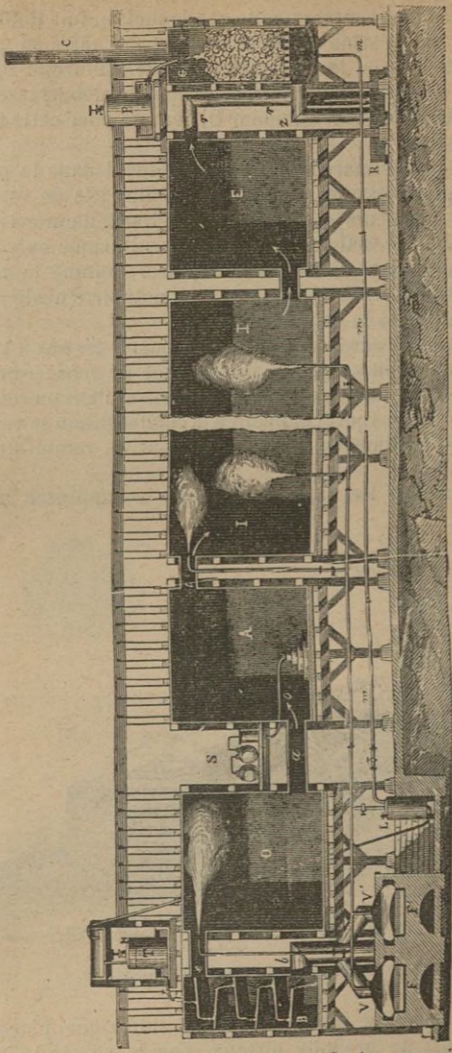


Fig. 89. — Fabrication de l'acide sulfurique dans les chambres de plomb.

même dimension que le 2e. Vis-à-vis du tuyau qui amène les

gaz est un château en terre cuite sur lequel on fait tomber en cascade un filet d'acide azotique, venant des vases en grès S, placés en dehors de la chambre. L'acide sulfurique qui se forme, tombe sur le sol, coule et revient se débarrasser des produits nitreux dans le tambour O, nommé pour cette raison *dénitrificateur*.

Continuant leur marche, les gaz se rendent dans la *grande chambre* I, qui est coupée dans la figure. Des jets de vapeur y arrivent de plusieurs côtés; en faisant tourbillonner les gaz, ils favorisent les réactions. Tout l'acide sulfurique en vapeur, formé ailleurs, vient dans cette chambre. Comme la température y est assez élevée, une partie notable d'acide sulfurique y échappe à la condensation.

Pour ne rien perdre, on fait encore passer les gaz à travers deux tambours dits *en queue*, qui servent de réfrigérants. De la chambre E, les vapeurs vont se condenser dans un réservoir d'eau froide; celles qui échappent à la condensation se rendent, par le tuyau *z*, dans un dernier tambour G, rempli de fragments de coke.

Pour recueillir les vapeurs nitreuses échappées à la con-

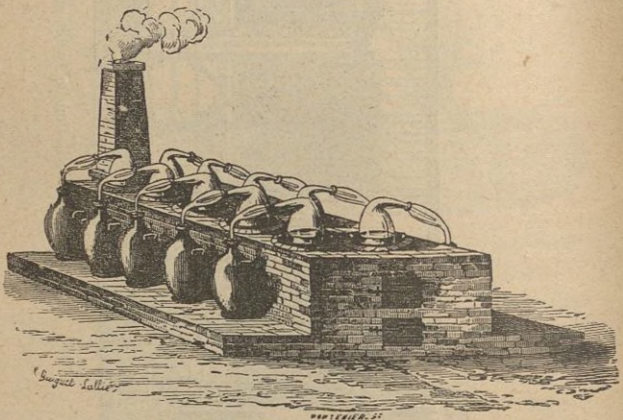


Fig. 90. — Concentration de l'acide sulfurique.

densation, on y fait couler de l'acide sulfurique placé en P. Chargé ainsi de produits nitreux, l'acide se rend dans le

réservoir L, par le tuyau *m*. Au moyen d'une pression de vapeur, on l'élève en T d'où il coule dans le tambour B : c'est ainsi qu'on s'efforce de ne rien perdre.

114. **Concentration et purification.** — Préparé comme nous venons de le voir, l'acide sulfurique ne marque guère que 50° Baumé et renferme des produits nitreux et arsenicaux, du sulfate de plomb, etc. Il faut le purifier et le concentrer jusqu'à 62° et même jusqu'à 66°. Divers appareils sont employés pour la concentration. Dans les pays où le combustible est abondant, on concentre l'acide sulfurique dans de grandes cornues en verre renfermant une trentaine de litres d'acide. Elles sont entourées d'un bain de sable dans des marmites en fonte, qu'on chauffe par un fourneau unique (fig. 90). Munies de longues allonges, les cornues communiquent avec de grandes bonbonnes placées en dehors du four : c'est là que se condensent les vapeurs d'eau chargées de traces d'acide.

La purification de l'acide sulfurique s'opère dans des cornues en verre aussi (fig. 91). Dans le but d'éviter les soubresants que produit un liquide si visqueux, on y introduit quel-

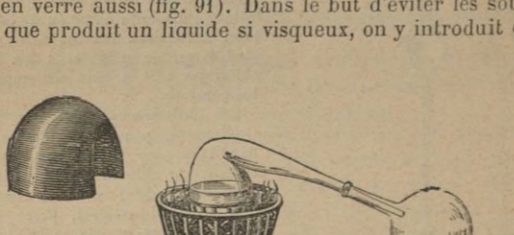


Fig. 91. — Appareil pour la distillation de l'acide sulfurique.

ques fils de platine sur lesquels se forment les bulles de gaz. Le dôme D, destiné à recouvrir la panse de la cornue, empêche la condensation des vapeurs dans cette partie. On fait couler un filet d'eau sur le réfrigérant R (1).

115. **Propriétés physiques.** — L'acide sulfurique est

(1) Plus volatils, les produits nitreux que contenait l'acide se condensent dans le réfrigérant ; on les rejette.

un liquide incolore; sa consistance oléagineuse lui a fait donner le nom d'*huile* (Exp. 128).

A sa plus grande concentration, il retient une molécule d'eau, comme sa formule l'indique SO^3,H^2O : alors sa densité est 1,842 à 15°, et il marque 66° à l'aréomètre Baumé (Exp. 130).

Il bout à 325° et se solidifie à — 34° en beaux cristaux incolores (Exp. 129).

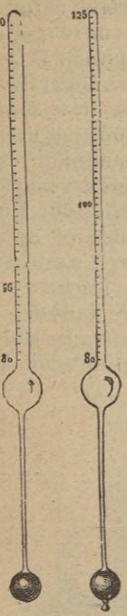


Fig. 92. — Aréomètres. (Exp. 130.)

Exp. 128. Versez un peu d'acide sulfurique dans un verre, faites remarquer son aspect huileux.

Mettez-en quelques gouttes dans un verre d'eau. Il faut verser lentement l'acide dans l'eau et remuer. Si, au contraire, on versait l'eau dans l'acide, on risquerait des projections dangereuses.

129. Mettez dans un verre à pied 1 partie de neige et au-dessus 4 parties d'acide sulfurique : il y aura élévation de température. Introduisez dans un autre verre à pied 4 gr. de neige et 1 gr. d'acide sulfurique : il y aura abaissement de température.

Ces phénomènes, en apparence contradictoires, peuvent s'expliquer ainsi : dans le premier cas il y a production de chaleur par suite de la combinaison de l'eau avec l'acide; dans le deuxième cas, il y a refroidissement, parce que la neige, en plus grande proportion, emprunte à l'acide la chaleur qui lui est nécessaire pour se liquéfier.

130. Mettez de l'acide sulfurique dans une éprouvette à pied et plongez-y un aréomètre Baumé (fig. 92). Notez le degré où il s'arrête.

La table ci-dessous indique la constitution d'un acide à divers degrés de l'aréomètre Baumé :

DEGRÉS de L'ARÉOMÈTRE	QUANTITÉ D'ACIDE ANHYDRE SO^3 % d'hydrate	QUANTITÉ D'EAU H^2O % d'hydrate		QUANTITÉ D'ACIDE SO^3H^2O % d'hydrate
		Eau de constitution.	Eau ajoutée.	
66	81,63	18,37		100
60		18,37	+ 17,66	82,34
55		18,37	+ 25,66	74,34
50		18,37	+ 33,55	66,45
45		18,37	+ 41,98	58,02
40		18,37	+ 49,59	50,41
35		18,37	+ 56,79	43,21
30		18,37	+ 63,48	36,52
25		18,37	+ 69,88	30,12
20		18,37	+ 75,99	24,01
15		18,37	+ 82,61	17,39
10		18,37	+ 88,27	11,73
6		18,37	+ 93,40	6,60
0		18,37	+ 100, »	0, »

116. **Propriétés chimiques.** — L'acide sulfurique est très énergique : il rougit la teinture de tournesol, lors même qu'il est étendu de 1000 fois son volume d'eau.

La chaleur décompose l'acide sulfurique en gaz sulfureux, oxygène et eau. A cet effet, on fait passer les vapeurs du vitriol dans un tube de porcelaine chauffé au rouge. Sainte-Claire Deville a proposé d'utiliser cette propriété pour la production industrielle de l'oxygène à bon marché :

$$SO^3H^2O = SO^2 + O + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$SO^3,HO = SO^2 + O + HO, \text{ form. en équiv.}$$

L'acide sulfurique est réduit en acide sulfureux par les corps avides d'oxygène, tels que l'hydrogène, le soufre, le charbon. Il suffit de les mettre en contact et de les chauffer :

$$2SO^3,H^2O + S = 3SO^2 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$2SO^3,HO + S = 3SO^2 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

La plupart des métaux décomposent aussi l'acide sulfurique : les uns, comme le fer et le zinc, remplacent l'hydrogène, qui se dégage, et forment des sulfates (Exp. 134).

$$SO^3,H^2O + Zn = ZnO,SO^3 + H^2, \text{ form. atom.}$$
$$SO^3,HO + Zn = ZnO,SO^3 + H, \text{ form. en équiv.}$$

Les autres, tels que le cuivre et le mercure, enlèvent un atome d'oxygène à une partie de l'acide sulfurique qui est ainsi réduit en acide sulfureux ; l'autre partie se transforme en sulfate : il y a formation d'eau (Exp. 105 et 106).

$$Cu + 2H^2SO^4 = SO^2 + CuSO^4 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$Cu + 2HSO^4 = SO^2 + CuSO^4 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

Comme sa formule l'indique, l'acide sulfurique est bibasique $SO^2\begin{cases}OH\\OH\end{cases}$.

Si l'on remplace seulement 1 atome d'hydrogène, il y a formation d'un sel acide; mais si, à la place des 2 atomes d'hydrogène, on y introduit 2 atomes monoatomiques ou 1 atome diatomique, métal ou radical alcoolique, la molécule d'acide sulfurique est saturée, et le sel est neutre (n° 47) :

$SO^2\begin{cases}OK\\OH\end{cases}$ — Sulfate acide de potassium.

$SO^2\begin{cases}OC^2H^5\\OH\end{cases}$ — Sulfate acide d'éthyle.

$SO^2\begin{cases}OK\\OK\end{cases}$ — Sulfate neutre de potassium.

$SO^2\begin{cases}OC^2H^5\\OC^2H^5\end{cases}$ — Sulfate neutre d'éthyle.

La plus grande propriété de l'acide sulfurique est son affinité pour l'eau : leur combinaison se produit avec contraction et dégagement de chaleur. Lorsqu'on les met en contact, on entend un bruissement semblable à celui que fait un fer rouge plongé dans l'eau. Aussi, pour éviter toute projection, doit-on verser lentement l'acide dans l'eau : il faut remuer constamment (Exp. 128).

A l'air humide, l'acide sulfurique absorbe jusqu'à 15 fois son poids d'eau. Son avidité pour l'eau est telle que, quand il n'en trouve pas de toute formée dans les corps organiques, il leur enlève les éléments. Dépouillées ainsi de l'oxygène et de l'hydrogène, les matières organiques deviennent noires, charbonneuses (Exp. 131, 132, 135).

Lorsqu'on met une molécule d'acide sulfurique en contact avec une molécule d'eau, il se forme une molécule d'acide bihydraté :

$$SO^3HO + H^2O = SO^3,2H^2O.$$

Cet hydrate défini se solidifie en grands cristaux prisma-

tiques qui se maintiennent à l'état cristallin jusqu'à + 7° ou + 8°.

Exp. 131. Mettez de l'acide sulfurique dans un verre de montre, jusqu'aux 3/4 de sa capacité ; et laissez-le à l'air : absorbant les vapeurs d'eau de l'air, l'acide augmentera de volume.

132. Plongez un morceau de bois dans l'acide sulfurique : il brunira, noircira et se charbonnera, comme par l'incinération. L'épuration de l'huile repose sur cette propriété : absorption de l'eau.

133. Faites une solution de carbonate de soude ; neutralisez-la par de l'acide sulfurique étendu, et évaporez jusqu'à saturation : le refroidissement vous donnera de larges cristaux de sulfate de soude, sel de Glauber. L'acide carbonique du carbonate a été déplacé par l'acide sulfurique.

134. L'acide sulfurique concentré attaque certains métaux tels que le cuivre, l'argent. D'autres métaux ne sont attaqués que par l'acide étendu, le fer, le zinc. Faites-en l'expérience.

135. Arrosez un morceau de sucre avec de l'acide sulfurique ; il noircit et se charbonne au bout de quelques minutes : c'est le même phénomène que Exp. 132.

117. **État naturel.** — L'acide sulfurique libre est rare dans la nature, parce que les cas de sa formation sont peu nombreux. Et d'ailleurs il a une si grande affinité pour les bases qu'il s'y unit facilement. Combiné avec les oxydes métalliques, l'acide sulfurique forme des sulfates très abondants, notamment le gypse, sulfate de chaux.

118. **Usages.** — L'acide sulfurique reçoit de nombreuses applications dans le laboratoire et dans l'industrie : c'est un réactif. Il sert à isoler de leurs combinaisons l'hydrogène, le chlore et beaucoup d'autres corps. On l'emploie pour la préparation de l'éther, de l'alun, de la soude artificielle, etc. Son avidité pour l'eau le rend précieux pour dessécher les gaz, épurer les huiles, etc. La France en consomme annuellement plus de 60 millions de kilogrammes.

ACIDE DISULFURIQUE

Formule atomique $O < \begin{matrix} SO^2-OH \\ SO^2-OH \end{matrix} =$ ..... $(SO^3)^2,H^2O$

Poids atomique de la molécule 178

Formule en équivalents ..... $(SO^3)^2,HO$

Poids en équivalents 89

119. **Historique. Préparation. Propriétés et usages.** — On l'appelle encore *acide sulfurique de Nord-*

hausen ou de *Saxe*, parce qu'il a d'abord été fabriqué dans une petite ville de Saxe qui porte ce nom.

La pyrite est la matière première de ce composé. On obtient d'abord un sulfate de fer qu'on transforme ensuite pa le grillage en sous-sulfate ferrique. Calciné dans des cornues de grès, le sous-sulfate abandonne de l'acide sulfurique anhydre; il dégage même de l'acide hydraté, car il est difficile de purger le sel de toute son eau de cristallisation.

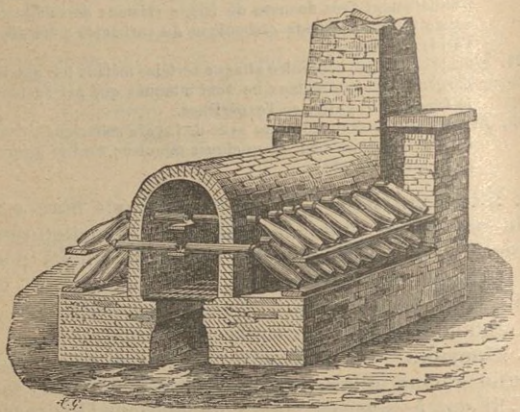


Fig. 93. — Fabrication de l'acide sulfurique de Nordhausen.

L'acide fumant, comme on le voit d'ailleurs par sa formule, est une dissolution d'anhydride sulfurique dans de l'acide sulfurique ordinaire : c'est un liquide oléagineux, un peu brun.

A l'air, il répand d'abondantes fumées blanches, dues à la vaporisation de l'acide anhydre : de là son nom de *fumant*.

A la température approchant 0°, il se prend en cristaux lamelleux.

Sous l'action de la chaleur, cet acide se dédouble en ses éléments, c'est-à-dire en anhydride sulfurique et en acide hydraté normal.

L'acide de Nordhausen reçoit une application importante en teinture : il dissout l'indigo et forme ainsi un *sulfate d'indigo*.

120. **Sélénium et Tellure.** — Ces deux corps sont

congénères du soufre, auquel ils ressemblent d'ailleurs par leur affinité chimique : ils sont diatomiques comme le soufre. Leurs composés possèdent des propriétés analogues à celles des composés du soufre.

RÉSUMÉ

86. Le soufre est très répandu dans la nature. On le trouve dans les trois règnes.

87. L'extraction du soufre se fait de plusieurs manières : 1° le procédé par *calcarones*, consiste à chauffer le minerai disposé en tas ; 2° le procédé par *distillation* consiste à chauffer le minerai dans des vases.

88. Pour le purifier, le soufre brut est d'abord fondu, puis vaporisé. On le recueille en *fleur de soufre* dans des chambres destinées à cet usage.

89. Pour extraire le soufre des pyrites, on chauffe ce minéral dans des cornues en grès.

90. A la température ordinaire, le soufre est solide, jaune. Il conduit mal la chaleur et l'électricité ; il s'électrise négativement. Le soufre se présente à l'état cristallin ou amorphe.

91. *Etats du soufre.* — 1° S'il cristallise en se déposant de sa dissolution, le soufre se présente en *octaèdres*. 2° Le soufre affecte la forme *prismatique*, s'il cristallise par voie sèche. 3° Il est *amorphe*, lorsqu'il est le résidu du soufre dissous dans le sulfure de carbone. 4° Refroidi au-dessus de 160°, le soufre est *mou* : on en fait des objets coulés dans des moules.

92. Le soufre est diatomique comme l'oxygène. Il se combine avec les métalloïdes et les métaux.

93. Il reçoit des applications dans les allumettes, la poudre, la fabrication des acides, etc.

94. L'hydrogène sulfuré a été étudié par Scheele. On le désigne par les mots *air puant*, acide sulfhydrique. Il prend naissance dans la putréfaction des matières organiques qui renferment du soufre.

95. L'hydrogène sulfuré se prépare : 1° par le sulfure d'antimoine ; 2° par le sulfure de fer.

On l'obtient gazeux ou en dissolution dans l'eau.

96. Au moyen de deux flacons, on peut obtenir un jet continu d'acide sulfhydrique gazeux.

97. Le caractère physique le plus saillant de l'hydrogène sulfuré, c'est son odeur fétide. Il est soluble dans l'eau et se liquéfie sous une pression de 17 atmosphères.

98. On peut par la chaleur dissocier les deux éléments de l'acide sulfhydrique. Il est décomposé par l'oxygène et par les composés riches en oxygène ; par le chlore, le brome et l'iode ; par les métaux.

99. L'analyse de l'acide sulfhydrique se fait en introduisant un morceau d'étain sur le mercure, dans une cloche courbe : le soufre se porte sur l'étain. Le volume de l'hydrogène est égal au volume de l'acide sulfhydrique introduit dans la cloche.

100. L'hydrogène sulfuré est délétère ; heureusement que par son odeur il accuse sa présence. Il produit la *maladie du plomb*. Le chlore le détruit. On assainit les fosses d'aisances avec le sulfate de fer.

L'acide sulfhydrique attaque les métaux et produit des sulfures ou des sulfhydrates : c'est un précieux réactif.

101. Le bisulfure d'hydrogène est un liquide jaunâtre qui reçoit peu d'applications.

102. En combinaison avec l'oxygène, le soufre forme des acides anhydres et surtout des acides hydratés très importants.

103. L'anhydride sulfureux se dégage en abondance des solfatares situées près des volcans en activité.

104. On le prépare : 1° en brûlant du soufre ; 2° en réduisant l'acide sulfurique par le cuivre, le mercure ou le charbon. L'acide sulfureux peut être recueilli gazeux ou dissous dans l'eau.

105. L'acide sulfureux est un gaz incolore, d'une odeur forte, provoquant la toux. Il est très soluble dans l'eau. Se liquéfiant à — 15°, il se solidifie à — 75°. On se sert de son évaporation pour produire de grands froids.

106. L'acide sulfureux éteint les corps en combustion. Impropre à la respiration, il faut éviter de le respirer.

L'hydrogène le décompose en s'emparant de l'oxygène pour former de l'eau : le soufre est mis en liberté.

En présence de l'oxygène ou de l'acide azotique, l'acide sulfureux s'oxyde et passe à l'état d'acide sulfurique : c'est un *agent réducteur*.

107. On fait la synthèse de l'acide sulfureux, en concentrant les rayons solaires sur un morceau de soufre placé dans un ballon rempli d'oxygène.

108. L'acide sulfureux est employé pour guérir les personnes atteintes de la gale, pour assainir les lieux infects ; pour détruire les couleurs des matières animales ; pour purifier les vieux tonneaux, etc., etc.

109. L'anhydride sulfurique se prépare en chauffant l'acide Nordhausen. Quand on veut le conserver, on ferme à la lampe le tube où on le recueille.

110. L'acide sulfurique anhydre a l'aspect d'une masse blanche, fibreuse. Il fond à 18°, bout de 30 à 35°.

Son avidité pour l'eau lui fait répandre d'épaisses fumées blanches dues à la condensation de l'humidité atmosphérique.

111. L'acide sulfurique monohydraté a été reconnu au treizième siècle ; Basile Valentin décrivit sa fabrication au quinzième siècle ; Lavoisier fit connaître sa composition au dix-huitième siècle.

112. Pour préparer l'acide sulfurique, on oxyde l'acide sulfureux, au moyen de l'acide azotique qui cède facilement de l'oxygène.

113. La fabrication industrielle de l'acide sulfurique se fait dans des chambres de plomb où l'acide sulfureux est oxydé par l'oxygène que cède l'acide azotique.

114. On concentre l'acide sulfurique dans des marmites en fonte entourées de sable.

Sa purification se fait dans des cornues en verre.

115. L'acide sulfurique est un liquide incolore, visqueux. A sa plus grande concentration, il renferme une molécule d'eau; il marque 66° à l'aréomètre Baumé; sa densité égale 1,842; il bout à 330° et se solidifie à — 34°.

116. L'acide sulfurique est très énergique. La chaleur le décompose en acide sulfureux, en oxygène et en eau. Il est réduit par les métaux et les corps avides d'oxygène.

Son affinité pour l'eau est si grande que, ne la trouvant pas toute formée, il enlève aux corps les éléments de ce liquide.

117. Dans la nature, l'acide sulfurique forme avec les bases des sulfates très abondants, notamment le gypse.

118. Les applications de l'acide sulfurique sont nombreuses dans le laboratoire et en industrie. La France en consomme 60 millions de kilog.

119. L'acide disulfurique est appelé *Nordhausen*, parce qu'il a été fabriqué d'abord dans cette ville de Saxe. On l'appelle aussi *fumant*. Il dissout l'indigo.

120. Congénères du soufre, le *sélénium* et le tellure trouvent ici leur place. Leurs composés possèdent des propriétés analogues à celles des composés du soufre.

24e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 86 à 93). — États naturels du soufre. — Son extraction. — Propriétés physiques du soufre. — Propriétés chimiques.

2° *Calcul.* Probl. 56 (166). — En moyenne, les solfatares de Sicile renferment 40 0/0 de soufre, et produisent annuellement 50,000,000 kg. de soufre, contenant encore 5 0/0 de matières étrangères. Quelle quantité de minerai doit-on soumettre à la distillation, pour obtenir 100 kg. de soufre pur ?

Probl. 57. — Quelle quantité de pyrite de fer (réaction du n° 89) renfermerait autant de soufre qu'un cylindre de soufre de 0m,22 de longueur et de 0m,045 de diamètre ?

Probl. 58 (157). — On demande la longueur du cylindre que formerait le soufre de 2 kg. de sulfure de potassium K^2S employé pour les bains sulfureux ? Le diamètre du cylindre est supposé 0m,03.

25e DEVOIR

1° *Rédacion* (nos 94 à 100). — Historique de l'hydrogène sulfuré. — États où on peut l'obtenir ; procédés pour le préparer. — Ses caractères physiques. — Propriétés chimiques. — Action physiologique.

2° *Calcul.* Probl. 59 (162). — Trouver le sulfure de fer qui céderait le soufre nécessaire à la production de 6 lit. de gaz puant.

Probl. 60 (159). — Les éléments de l'hydrogène sulfuré, complètement brûlé à l'air, se retrouvent dans l'acide sulfureux anhydre et l'eau. Quelle quantité de chacun de ces deux produits obtiendrait-on par la combustion complète de 4 litres d'acide sulfhydrique ?

Probl. 61 (155). — Combien neutraliserait-on d'acide sulfhydrique avec le chlore de 100 gr. de chlorure de chaux $CaCl^2O^3$, l'hydrogène et le chlore se combinant dans la proportion HCl.

Probl. 62 (161). — Combien se formerait-il de sulfure cuivrique, si l'on versait, dans une dissolution de sulfate de cuivre, une solution de 10 gr. d'acide sulfhydrique (Exp. 101).

26e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 103 à 102). — Historique et état naturel de l'anhydride sulfureux. Sa préparation. — Caractères physiques. — Propriétés chimiques. — Synthèse. — Usages.

2° *Calcul.* Probl. 63. — Combien faut-il de cuivre et d'acide sulfurique pour préparer 2 lit. d'acide sulfureux à la pression $0^m,735$ (Exp. 106) ?

Probl. 64 (160). — L'acide sulfureux et l'hydrogène sulfuré humides en contact se décomposent mutuellement. Combien de chacun de ces deux acides se serait-il ainsi neutralisé, dans une réaction qui aurait produit 9 gr. de soufre (Exp. 107)?

Probl. 65. — On demande le volume d'anhydride sulfureux qu'on obtiendrait en faisant la synthèse dans un ballon de $0^m,25$ de diamètre, rempli d'oxygène qui se combine entièrement avec le soufre (n° 107).

27e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 109 à 119). — Faites connaître le moyen de préparer et de conserver l'acide sulfurique anhydre. — Préparation de l'acide sulfurique hydraté dans le laboratoire et en industrie. — Propriétés chimiques. — Acide Nordhausen.

2° *Calcul.* Probl. 66. — Quel volume d'air faut-il pour transformer 1 kg. de soufre en acide sulfurique anhydre ?

Probl. 67. — En supposant qu'au sortir d'un four à soufre, le mélange gazeux soit composé de 0lit.09 d'acide sulfureux, 0lit.12 d'oxygène et 0lit.79 d'azote ; que la température de ces gaz soit à 109°, on demande la différence 0/0 de densité gazeuse, l'air ambiant étant à 20°. Par degré, la dilatation est 1/273.

Probl. 68 (164). — Pour la fabrication de l'acide sulfurique, on brûle des pyrites qui donnent 21,5 0/0 de soufre. Le rendement en huile de vitriol étant 30 0/0 de soufre brûlé, quelle quantité de pyrites faut-il pour produire 100.000 kg. de H^2SO^4.

Probl. 69 (165). — L'expérience prouve que, pour être rendus anhydres, 612,5 d'acide sulfurique perdent exactement 112,5 d'eau : dites si la formule H^2SO^4 est vraie, et combien cet acide contient d'eau 0/0.

CHAPITRE V

DU CHLORE; DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS HYDROGÉNÉS ET OXYGÉNÉS

CHLORE

Symbole	Cl
Poids atomique et en équivalents, densité rapportée à l'hydrogène	$\frac{2,44}{0,0693} = 35,5$
Poids de la molécule ClCl (2 vol.)	71
Densité du chlore par rapport à l'air	2,44

121. **Historique et état naturel.** — Le chlore fut découvert en 1774, par Scheele, illustre chimiste suédois, qui fut assez heureux de trouver, la même année : l'*oxygène*, le *manganèse* et la *baryte*. En 1811, Gay-Lussac et Thénard, en France; M. Davy, en Angleterre, constatèrent que le chlore est un corps simple. Appelé d'abord *acide marin* ou *muriatique*, son nom a enfin été fixé par Ampère; *chlore*, signifie jaune verdâtre : c'est en effet sa couleur.

Dans la nature, le chlore n'existe pas à l'état de liberté; mais, en combinaison avec les métaux, il constitue des chlorures naturels très abondants, notamment le chlorure de sodium.

122. **Préparation :**

1° *Par le procédé de Scheele :*

Exp. 136. Disposez l'appareil (fig. 94). Le laveur B est destiné à retenir l'acide chlorhydrique entraîné ; le tube C contenant du chlorure de calcium absorbe les vapeurs d'eau mêlées au gaz ; le flacon A reçoit le gaz, qui, en vertu de sa grande densité, prend la place de l'air.

Quand il n'est pas nécessaire de dessécher le gaz, on supprime le laveur et la burette ; on peut même le recevoir sur l'eau qui n'en dissout qu'une très petite quantité, surtout quand elle est salée. Le chlore ne peut être reçu sur le mercure qu'il attaque.

Introduisez, dans le ballon D, 50 gr. de bioxyde de manganèse

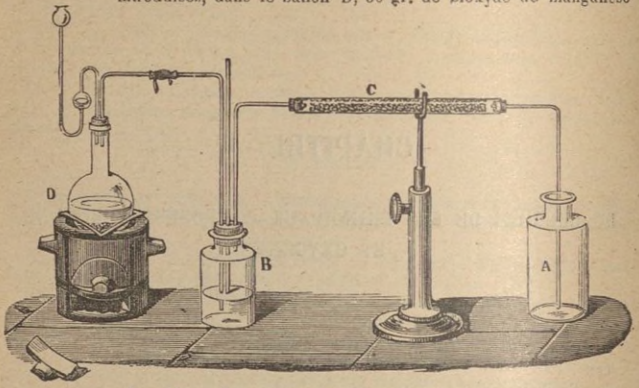


Fig. 94. — Préparation du chlore gazeux et sec.

et 200 gr. d'acide chlorhydrique. Bien que l'action ait lieu à froid, chauffez un peu. Voici la légende des phénomènes qui s'accomplissent :

$$MnO^2 + 4HCl = 2H^2O + MnCl^2 + Cl^2, \text{ form. atom.}$$
$$MnO^2 + 3HCl = 2HO + MnCl + Cl, \text{ form. en équiv.}$$

L'oxygène du bioxyde se combine avec l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau ; une partie du chlore se combine avec le manganèse ; l'autre se dégage.

Il faut chauffer modérément, parce que l'acide chlorhydrique qu'on verse n'est qu'une dissolution de HCl dans l'eau. On laisse perdre les premières portions de chlore mélangées à l'air ; on recueille les autres dans des flacons qu'on bouche pour faire des expériences.

Le dégagement est terminé, lorsque le liquide entre en ébullition.

2° *Par le procédé de Berthollet :*

Exp. 137. Introduisez, dans le même appareil, 4 parties de chlorure de sodium, 2 parties d'acide sulfurique et 1 partie de bioxyde de manganèse. L'acide sulfurique agissant sur le sel, il y a formation de sulfate de soude et d'acide chlorhydrique :

$$2NaCl + SO^3H^2O = Na^2O,SO^3 + 2HCl, \text{ form. atom.}$$
$$NaCl + SO^3,HO = NaO,SO^3 + HCl, \text{ form. en équiv.}$$

Ensuite, l'oxygène du bioxyde de manganèse se porte sur l'hydrogène de l'acide pour former de l'eau, une partie du chlore se combine avec le manganèse ; l'autre se dégage (Exp. 136).

123. **Préparation de la solution de chlore.** — On se procure des solutions de chlore dans l'eau en faisant passer le gaz dans des flacons Woolf C. On absorbe l'excès de chlore

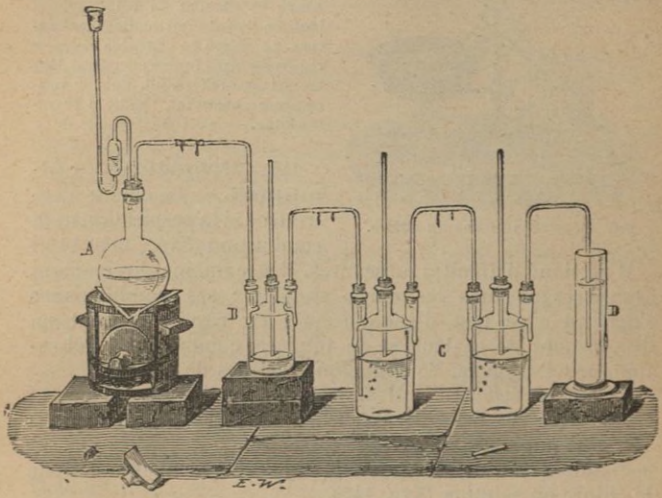


Fig. 95. — Préparation de la solution de chlore.

par une solution de potasse en D. L'industrie, qui produit cette fabrication sur une grande échelle, fait dégager le gaz dans de vastes cuves en chêne, goudronnées au dehors, mastiquées au dedans et renfermant de l'eau.

124. **Propriétés physiques.** — Le chlore est un gaz jaune verdâtre, d'une odeur vive et irritante.

Respiré pur, il provoque une toux obstinée et accompagnée de douleur à la poitrine : il faut éviter de le respirer.

A 8°, l'eau en dissout 3 fois son volume. Si la température de l'eau s'abaisse ou s'élève, la solubilité du chlore diminue. Les solutions du chlore possèdent sa couleur. Refroidie jusqu'à 2 ou 3°, cette dissolution abandonne des cristaux verdâtres floconneux d'hydrate de chlore $Cl,5H^2O$.

Le chlore se liquéfie à — 40° sous la pression ordinaire, ou sous une pression de 4 atmosphères à la température ordinaire.

Exp. 138. Pour réaliser cette liquéfaction, faites refroidir une dissolution de chlore : vous vous procurerez des cristaux d'hydrate de chlore que vous introduirez dans un tube coudé en verre épais. Fermez l'autre bout à la lampe et chauffez au bain-marie la branche du tube qui contient les cristaux. Le chlore se dégagera et ira se condenser dans l'autre plongeant dans un mélange réfrigérant. Puis, la température s'abaissant, l'hydrate se reconstitue.



Fig. 96. — Liquéfaction du chlore.

125. **Propriétés chimiques.** — Le chlore n'entretient ni la respiration ni la combustion (Exp. 139 et 140). Il est doué d'affinités puissantes. Il se combine directement avec presque tous les corps simples : ses combinaisons s'opèrent avec tant d'énergie qu'il en résulte souvent un dégagement de chaleur et de lumière, comme aux combustions par l'oxygène. Voici quelques actions du chlore :

1° *Sur les métaux.* — Il attaque la plupart des métaux et forme avec eux des chlorures : le cuivre, le fer, brûlent dans le chlore gazeux (Exp. 141).

D'autres métaux, tels que le platine et l'or, sont attaqués par le chlore en solution (Exp. 142).

2° *Sur les métalloïdes.* — Les métalloïdes, tels que l'antimoine et l'arsenic, projetés en poudre dans le chlore gazeux sec, s'y enflamment et produisent des vapeurs qu'il faut éviter de respirer (Exp. 143).

Le phosphore s'enflamme spontanément dans le gaz chlore, il y a formation de perchlorure de phosphore $PhCl^5$, dépôt jaunâtre cristallin dans les points où le chlore est en excès. Il se formerait un protochlorure iquide $PhCl^3$, s'il y avait excès de phosphore.

Le soufre déposé au fond d'une éprouvette où l'on fait dégager du chlore forme un liquide jaunâtre SCl, si l'on arrête le dégagement avant que tout le soufre ait disparu ; le liquide est rouge SCl^2, s'il y a excès de chlore (Exp. 145).

Sous l'influence de la chaleur, le chlore se combine aussi avec le bore et le silicium.

3° *Sur l'hydrogène.* — C'est par son affinité pour l'hydrogène que se caractérise le chlore. Un mélange de ces deux gaz, à volume égal, se combine avec une violente détonation, sous

l'influence des rayons solaires : le même effet se produit dans l'obscurité par la flamme du magnésium ou celle du sulfure de carbone. A la lumière diffuse, la même combinaison s'opère sans détonation : il y a formation d'acide chlorhydrique HCl (Exp. 146).

L'avidité du chlore pour l'hydrogène est telle que, pour s'en emparer, il décompose presque tous les corps qui en renferment :

1° Sous l'influence des rayons solaires, l'eau est décomposée par le chlore qui y est en dissolution, surtout si le chlore agit en présence d'un corps susceptible de s'emparer de l'oxygène : de là la nécessité de tenir l'eau chlorée dans l'obscurité ou dans des flacons noircis.

2° A la température rouge, l'eau est promptement décomposée par le chlore.

3° Le chlore détruit l'hydrogène sulfuré : il se forme de l'acide chlorhydrique et le soufre est mis en liberté (Exp. 99) :

$$H^2S + Cl^2 = 2HCl + S, \text{ form. atom.}$$
$$HS + Cl = HCl + S, \text{ form. en équiv.}$$

4° Le gaz ammoniac est aussi détruit par le chlore ; de sorte qu'on peut se débarrasser facilement du chlore, quand il devient gênant dans certains ateliers : il suffit d'y injecter de l'eau ammoniacale.

En enlevant l'hydrogène aux matières organiques, le chlore les modifie, les décolore, les détruit quelquefois : c'est par cette propriété qu'il devient un *désinfectant* précieux et un *décolorant* utile (Exp. 147, 148).

Exp. 139. Introduisez un être vivant, une mouche par exemple, dans une fiole ou un tube plein de chlore : l'être périra bientôt.

140. Plongée dans du chlore, une bougie s'y éteint en brûlant d'abord avec une flamme jaunâtre ; c'est le chlore qui continue à se combiner avec l'hydrogène.

Vous pouvez aussi fixer la bougie au fond d'une éprouvette à pied et faire écouler le gaz contre la paroi.

Expérimentez-le des deux manières.



Fig. 97. — Combustion du cuivre dans le chlore (Exp. 141).

141. Disposez du cuivre laminé en spirale ; chauffez légèrement l'extrémité de la spirale, et plongez-la dans un flacon plein de chlore sec : elle y brûlera.

142. Mettez un fragment de feuille de papier doré dans un verre contenant une dissolution de chlore.

143. Chauffez légèrement un flacon où vous avez mis du chlore sec, et projetez-y de l'antimoine en poudre : vous le verrez tomber en pluie de feu.

144. Renversez sur l'eau une éprouvette pleine d'eau chlorée et exposez-la aux rayons solaires : de l'oxygène se rendra au haut de l'éprouvette; vous pourrez le constater avec une allumette ; l'eau n'aura plus la propriété du chlore ; au contraire, vous constaterez avec le papier de tournesol que l'eau est acide.

145. Faites dégager du chlore au fond d'une éprouvette où vous aurez déposé du soufre. Observez les phénomènes.

146. Introduisez, sous l'eau, de l'hydrogène dans une petite fiole jusqu'à moitié de sa capacité ; faites dégager du chlore dans l'autre moitié de la fiole. Cette opération ne doit pas se faire en présence des rayons solaires. Fermez avec l'index et agitez pour favoriser le mélange. Enveloppez la fiole d'un linge et approchez une bougie allumée de l'orifice de la fiole. Les deux gaz se combineront avec flamme et une forte détonation. Le résidu sera de l'acide chlorhydrique.

Comme cette expérience présente quelque danger, on peut la passer.

147. Plongez dans le chlore des bandes de papier de tournesol et du papier blanc que vous aurez trempé dans l'encre : la couleur et l'encre disparaîtront.

148. Trempez dans du chlore deux écritures : l'une faite avec l'encre ordinaire et l'autre avec l'encre de Chine : celle-ci ayant son principe dans le charbon résistera ; l'autre disparaîtra, parce qu'elle tire sa couleur du tannin, acide végétal.

149. Dissolvez du sulfate de fer dans une petite quantité d'eau aiguisée par quelques gouttes d'acide sulfurique. Ajoutez ensuite de l'eau de chlore. L'eau se décompose : l'hydrogène s'unit au chlore ; l'oxygène se fixe au sulfate dont il augmente l'oxydation : on le reconnaît à la teinte jaune que prend la solution.

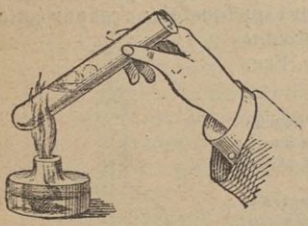


Fig. 98. — Oxydation du sulfate de fer.

126. **Usages.** — Le chlore reçoit de nombreuses applications. C'est surtout sa grande avidité pour l'hydrogène que l'industrie met à profit. On s'en sert pour décolorer les matières organiques, blanchir les toiles, la pâte de papier, etc. C'est un agent précieux pour détruire les miasmes formés par l'hydrogène.

(Voir *Hypochlorites*, nos 309, 361 et 362.)

Faites le 28e *devoir.*

ACIDE CHLORHYDRIQUE

Formule atomique et en équivalents	HCl
Poids atomique et en équivalents	36,5
Densité rapportée à l'hydrogène (1 vol.)	18
Densité rapportée à l'air	1,247

127. **Historique. État naturel.** — L'acide chlorhydrique a été connu des alchimistes sous le nom d'*acide muriatique*, d'*esprit de sel*, parce qu'ils l'obtenaient par la calcination du sel marin avec du sulfate de fer. L'Allemand Glauber remplaça ce dernier sel par l'acide sulfurique; Gay-Lussac et Thénard démontrèrent que cet acide est formé d'hydrogène et de chlore.

L'acide chlorhydrique se dégage incessamment des volcans, notamment du Vésuve. Condensé avec les vapeurs d'eau, on le retrouve dans certains fleuves. M. Boussingault en a trouvé

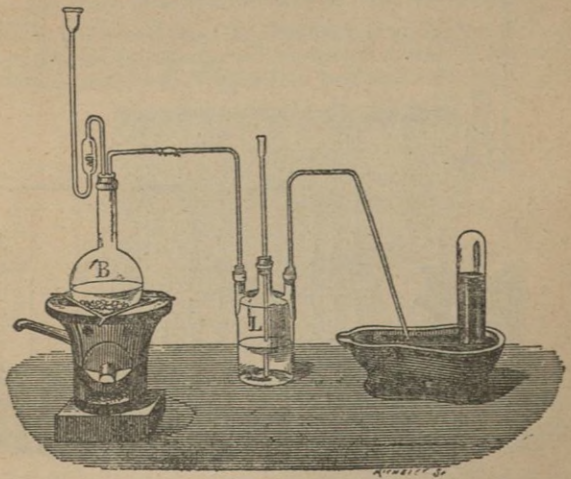


Fig. 99. — Préparation de l'acide chlorhydrique gazeux (Exp. 150).

dans le Rio-Vinagre, qui prend sa source dans la chaîne des Andes (Amérique méridionale) : 1 lit. d'eau renfermait

1 gr. 2117 d'acide chlorhydrique et 1 gr. 3475 d'acide sulfurique.

128. Préparation de l'acide chlorhydrique :

1° *Gazeux :*

Exp. 150. Comme ce gaz est très soluble dans l'eau, il faut le recevoir sur le mercure. Après avoir disposé l'appareil B, introduisez dans le ballon 10 gr. d'eau, 20 gr. de sel marin ; ajoutez-y, par parties, 50 gr. d'acide sulfurique. Bien que l'opération ait lieu à froid, on chauffe un peu, surtout vers la fin de l'opération. Le laveur L ne doit contenir qu'une très petite quantité d'eau, il est destiné à retenir l'acide sulfurique que le gaz peut entraîner. Le gaz HCl étant plus dense que l'air, il peut, à défaut de bain de mercure, être recueilli dans une fiole libre comme le chlore (Exp. 136).

Voici la réaction :

$$2NaCl + SO^3,HO = Na^2O,SO^3 + 2H^2Cl, \text{ form. atom.}$$
$$NaCl + SO^3,HO = NaO,SO^3 + HCl, \text{ form. en équiv.}$$

2° *Hydrate d'acide chlorhydrique :*

Exp. 151. Disposez des flacons Woolf, CC, et mettez-y de l'eau distillée. L'hydrate

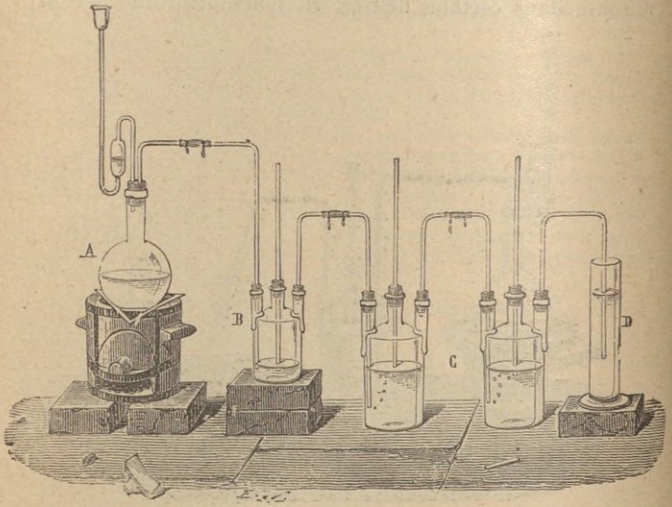


Fig. 100. — Préparation de l'acide chlorhydrique liquide.

étant plus dense que l'eau, il n'est pas nécessaire que les tubes plongent bien profondément dans l'eau qui augmente sensiblement de volume.

129. **Fabrication industrielle de l'acide chlorhydrique; Hydrate.** — On introduit le sel de cuisine dans de

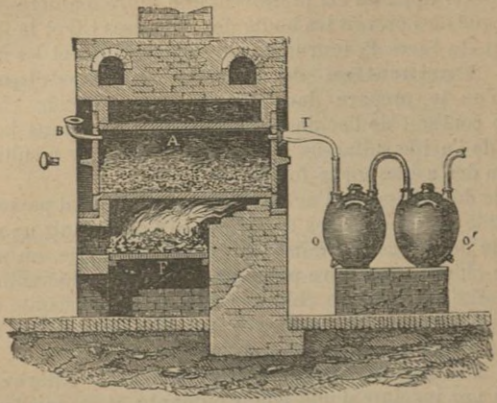


Fig. 101. — Préparation industrielle de l'acide chlorhydrique.

grands cylindres en fonte A, chauffés par un foyer F. L'acide sulfurique est introduit par l'entonnoir courbe B, qu'on ôte pendant la marche de l'opération. On ferme l'ouverture avec



Fig. 102. — Appareil pour la préparation de l'acide chlorhydrique.

un bouchon métallique luté avec de l'argile. Le gaz est dirigé par le tuyau T dans des bonbonnes O, O' qui contiennent de l'eau

aux deux tiers de leur capacité. La dissolution doit marquer 22, à l'aréomètre Baumé.

Le même appareil est présenté d'une autre manière dans la figure 102 où l'on voit les bouts des cylindres CC et la flamme partant du foyer F, tournoyer comme l'indiquent les flèches.

130. **Purification de l'acide chlorhydrique.** — Tel qu'on le prépare dans le commerce, l'acide chlorhydrique contient de l'acide sulfurique entraîné dans la réaction ; de l'acide sulfureux et du chlorure de fer résultant de l'action des acides sur la fonte.

On le débarrasse de l'acide sulfureux en faisant passer dans le liquide quelques bulles de chlore. Si l'on mettait un peu de bioxyde de manganèse dans l'acide chlorhydrique, on produirait le chlore nécessaire pour décomposer l'acide sulfureux. Une petite quantité de chlorure de baryum précipite l'acide sulfurique en sulfate de baryte. On finit de purifier l'acide chlorhydrique par la distillation.

131. **Propriétés physiques.** — L'acide chlorhydrique est un gaz incolore d'une odeur piquante. Il se liquéfie à 10°, sous une pression de 40 atmosphères, ou à — 80° sous la pression ordinaire.

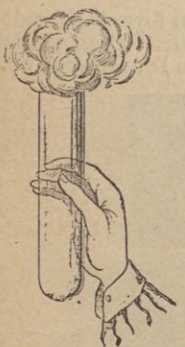


Fig. 103. — Vapeurs produites par l'acide chlorhydrique au contact de l'air (Exp. 152).

L'hydrate de cet acide saturé à froid, possède une densité de 1, 21, et renferme 42,4 0/0 de gaz sec (Exp. 153).

Il est incolore, et, quand il est concentré, il répand à l'air des vapeurs blanches, dues à la condensation de la vapeur d'eau atmosphérique, la tension de sa vapeur étant plus faible que celle de l'eau. (Exp. 152.)

Exp. 152. Tenez, l'orifice en haut, une éprouvette pleine de gaz chlorhydrique ; remarquez les fumées blanches.

Faites l'expérience en versant de l'acide sulfurique dans une capsule en porcelaine au fond de laquelle se trouve un peu de sel marin.

153. Pesez votre acide chlorhydrique à l'aréomètre Baumé (fig. 55). La table suivante est calculée à la température +7°,22, et sous la pression 76 centim

DEGRÉS de L'ARÉOMÈTRE DE BAUMÉ	DENSITÉ	QUANTITÉ D'ACIDE RÉEL dans CENT PARTIES D'AC DE LIQUIDE
26,5	1,21	42,43
24,5	1,19	38,38
22,0	1,17	34,34
20,0	1,15	30,30
17,5	1,13	26,26
15,0	1,11	22,22
13,0	1,09	18,18
10,0	1,07	14,14
7,5	1,05	10,10

132. **Propriétés chimiques.** — L'acide chlorhydrique est un gaz impropre à la respiration, il éteint les corps en combustion. (Exp. 156.)

C'est un acide très énergique, qui rougit fortement la teinture de tournesol. (Exp. 155.)

Il est partiellement décomposable en hydrogène et en chlore par la chaleur ou par une série d'étincelles électriques.

Les métalloïdes, excepté l'oxygène, n'ont aucune action sur l'acide chlorhydrique.

Tous les métaux qui décomposent l'eau, séparent aussi les éléments de l'acide chlorhydrique : il se forme des chlorures et l'hydrogène est mis en liberté. Quelques-uns tels que le fer, le zinc, etc., le décomposent à froid. (Exp. 157-160.)

L'acide chlorhydrique agit encore sur les hydrates et les oxydes métalliques : de leur action réciproque résultent de l'eau et des chlorures. (Exp. 154.)

Ce gaz a une grande affinité pour l'eau qui en absorbe 500 fois son volume, à 0°. (Exp. 159).

Le composé resultant de l'action du gaz chorhydrique et de l'eau n'est pas une simple dissolution, c'est un hydrate, une vraie combinaison ; car, chauffé ou placé dans le vide, ce liquide n'abandonne jamais tout son gaz ; à 110°, le liquide passe tout entier à la distillation ; et, après condensation, on a de l'acide chlorhydrique dilué dont la densité est 1,10.

Exp. 154. Dans une solution concentrée de potasse caustique, versez de l'acide chlorhydrique par petites portions ; après s'être échauffé, le liquide laissera déposer une poudre cristalline de chlorure de potassium :

$$HCl + KHO = KCl + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$HCl + KO,HO = KCl + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

155. Introduisez du papier bleu de tournesol dans une éprouvette pleine de gaz chlorhydrique : il rougira.

156. Plongez une bougie allumée dans du gaz chlorhydrique : elle s'éteindra aussitôt.

157. Versez de l'acide chlorhydrique dans une fiole contenant des pointes de Paris : un dégagement d'hydrogène se produira avec effervescence.

158. Décapez du cuivre, du fer, du zinc avec de l'acide chlorhydrique étendu d'eau.

159. Retirez de la cuve à mercure une éprouvette pleine d'acide chlorhydrique. Pour isoler le gaz, portez l'éprouvette sur une soucoupe où il y aura une nappe de mercure. Par un mouvement rapide, abaissez l'éprouvette dans l'eau : le liquide se précipitera avec une telle violence dans l'éprouvette que le choc détermine souvent la rupture de l'éprouvette. Prenez des précautions ; tenez l'éprouvette avec un linge.



Fig. 104 — Affinité de l'eau pour le gaz acide chlorhydrique. (Exp. 159.)

133. — Composition de l'acide chlorhydrique :

1° *Par l'analyse :*

Exp. 160. Introduisez 2 vol. de gaz chlorhydrique dans une cloche

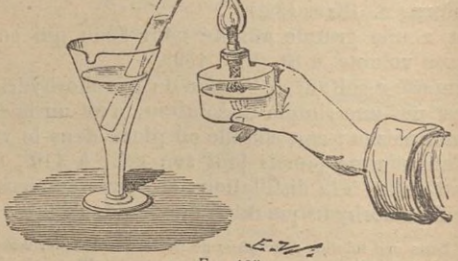


Fig. 105.

courbe reposant sur le mercure. Faites-y passer un globule de potassium, et chauffez avec la lampe à alcool.

Le potassium s'emparant du chlore met l'hydrogène en liberté. Après le refroidissement, on constate qu'il reste un volume d'hydrogène.

2° *Par synthèse :*

Exp. 161. Remplissez de chlore sec un flacon dont le col est usé à l'émeri ; remplissez aussi d'hydrogène sec un ballon de même capacité, dont le col à l'extérieur est également usé à l'émeri, de manière que, pénétrant l'un dans l'autre, la fermeture soit hermétique. Abandonnés à la lumière diffuse, les deux gaz se mêlent et se combinent peu à peu ; on met ensuite l'appareil sous l'influence des rayons solaires pour terminer la combinaison. Quand la teinte du chlore a disparu, on sépare les deux vases sous la cuve à mercure, et on constate que le volume de l'acide formé est égal à celui des deux gaz mis en rapport (n° 25, 3° loi).

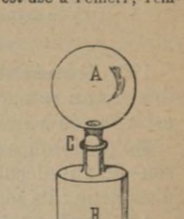


Fig. 106. — Synthèse de l'acide chlorhydrique. (Exp. 161).

134. **Usages.** — A l'état de dissolution, l'acide chlorhydrique reçoit de nombreuses applications. Il sert à la fabrication du chlore, des hypochlorites, du sel ammoniac, des chlorures d'étain. Son action sur les sels dont l'acide est volatil le rend très utile. Ainsi, on l'emploie pour isoler la gélatine des os, pour obtenir de l'acide carbonique, de l'hydrogène sulfuré, etc. M. Girardin conseille de s'en servir pour nettoyer les incrustations qui se forment dans les tuyaux qui distribuent des eaux calcaires ; pour approprier les édifices noircis par le temps. A cet effet, on balaye ces derniers et on les lave avec de l'eau renfermant, par litre, 32 gr. d'acide chlorhydrique. Mêlé à l'acide azotique, l'acide chlorhydrique forme l'eau régale. Dans leur laboratoire, les chimistes l'emploient comme réactif.

29° *Devoir.*

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DU CHLORE

PREMIÈRE SÉRIE

	Formules atomiques	Formules en équivalents
Acide hypochloreux hydraté ..	$ClHO$;	ClO, HO
Acide chloreux hydraté.....	$ClHO^2$;	ClO^2, HO
Acide chlorique hydraté	$ClHO^3$;	ClO^5, HO
Acide perchlorique hydraté ...	$ClHO^4$	ClO^7, HO

DEUXIÈME SÉRIE

	Formules atomiques	Formules en équivalents
Anhydride hypochloreux.....	Cl^2O ;	ClO
Anhydride chloreux.....	Cl^2O^3 ;	ClO^3
Oxyde hypochlorique.....	Cl^2O^4 ;	ClO^4

135. **Généralités.** — Dans le groupe des composés hydratés, on remarque que 1 molécule d'acide chlorhydrique est associée à des proportions croissantes d'oxygène.

Moins nombreux, les anhydrides présentent des combinaisons de 1 molécule de chlore avec des proportions croissantes d'oxygène : ils sont instables et font facilement explosion.

136. **Anhydride hypochloreux.** — C'est un gaz jaune-rouge d'une odeur irritante, peu stable, dangereux ; sa densité égale 2,977. En contact avec un corps oxydable ou chlorurable, il se décompose avec explosion. Aussi doit-on prendre de grandes précautions pour le préparer. Il se condense sous forme d'un liquide rouge qui bout à 20°.

Lorsqu'on verse de l'anhydride hypochloreux dans de l'eau froide, la réaction produit de l'acide hypochloreux :

$$Cl^2O + H^2O = 2ClHO, \text{ form. atom.}$$
$$ClO + HO = ClHO^2, \text{ form. en équiv.}$$

137. **Acide hypochloreux.** — C'est un liquide jaune foncé très caustique, doué d'un pouvoir décolorant double de celui qu'exercerait le chlore qu'il renferme. L'acide chlorhydrique le transforme en chlore et en eau :

$$ClHO + HCl = ClCl + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$ClHO^2 + HCl = Cl^2 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

Uni aux alcalis, l'acide hypochloreux forme des hypochlorites, vulgairement appelés chlorures : ce sont les agents essentiels du blanchiment, surtout le chlorure de chaux, et le chlorure de potasse connu sous le nom d'eau de javelle (nos 309, 361 et 362).

138. **Acide chlorique.** — Il n'a pas d'anhydride connu : c'est un liquide huileux, jaune, peu stable, soluble dans l'eau. Au-dessus de 40°, il se décompose en acide perchlorique, chlore, oxygène et eau :

$$3HClO^3 = HClO^4 + Cl^2 + 2O^2 + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$3HClO^6 = HClO^8 + Cl^2 + 4O^2 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

Le dégagement d'oxygène est suffisant pour brûler les corps combustibles. Quand il est concentré, l'acide chlorique enflamme immédiatement le soufre, le phosphore, l'alcool, le papier. Il possède des propriétés oxydantes énergiques, même en solution dans l'eau. Ainsi, les acides sulfureux, phosphoreux sont transformés en acides sulfurique et phosphorique par l'acide chlorique ; son action sur l'hydrogène sulfuré produit du soufre, de l'eau et du chlore :

$$2HClO^3 + 2H^2S = S^2 + Cl^2 + 3H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$2HClO^6 + 4HS = 2S + Cl^2 + 6HO, \text{ form. en équiv.}$$

Avec l'acide chlorhydrique il donne de l'eau et du chlore :

$$HClO^3 + 5HCl = 3H^2O + 3Cl^2, \text{ form. atom.}$$
$$HClO^6 + 5HCl = 6HO + 3Cl^2, \text{ form. en équiv.}$$

Il forme le chlorate de potasse, composé très important.

Pour préparer l'acide chlorique, on verse goutte à goutte de l'acide sulfurique sur une dissolution de chlorate de baryum : on concentre ensuite la dissolution dans le vide.

138 *bis.* **Acide perchlorique.** — L'acide perchlorique est un liquide huileux, incolore, qui ressemble à l'acide sulfurique concentré. A 15°,5 sa densité égale, 1,782. Chose remarquable, c'est qu'il est à la fois le plus oxygéné et le plus stable des composés du chlore. On peut le préparer en distillant l'acide chlorique.

139. **Oxyde hypochlorique.** — C'est un gaz jaune foncé, aromatique ; sa densité égale 2,31. Ce composé dangereux détone spontanément en produisant de violentes explosions. A — 20°, il se condense en un liquide rouge orangé qui bout à 9°. Il se solidifie en cristaux de même couleur, et est soluble dans l'eau. On le prépare en faisant réagir l'acide sulfurique concentré sur le chlorate de potasse fondu, mais il faut prendre de grandes précautions.

Faites le 30e devoir.

RÉSUME

121. Le chlore a été découvert par Scheele : il forme des composés naturels importants, entre autres le chlorure de sodium.

122. Le chlore se prépare : 1° par l'acide chlorhydrique et le bioxyde de manganèse, *procédé de Scheele ;* 2° par le chlorure de sodium, l'acide sulfurique et le bioxyde de manganèse, *procédé de Berthollet.*

123. On produit des solutions de chlore dans une suite de bonbonnes, système de flacons Woolf.

124. Le chlore est jaune erdâtre, doué d'une odeur forte. Il se

liquéfie à — 40° ou sous la pression de 4 atmosphères à la température ordinaire.

125. Le chlore est impropre à la respiration. Il a une grande affinité pour l'hydrogène. Il se combine presque avec tous les corps. Ses combinaisons s'opèrent souvent avec dégagement de chaleur et de lumière.

126. On se sert du chlore pour décolorer les matières organiques; pour détruire les miasmes formés par l'hydrogène.

127. L'acide chlorhydrique est connu sous le nom d'esprit de sel, parce qu'on le préparait autrefois avec le sel marin et le sulfate de fer.

128. On prépare l'acide chlorhydrique, en attaquant, par l'acide sulfurique, le chlorure de sodium dissous dans l'eau.

129. La dissolution de HCl, ordinairement appelée acide chlorhydrique, se prépare en industrie dans de grands appareils.

130. On purifie l'acide chlorhydrique en y introduisant : 1° un peu de bioxyde de manganèse : le chlore qui se dégage décompose l'acide sulfureux qui le souille ; 2° un peu de chlorure de baryum, pour précipiter l'acide sulfurique ; 3° enfin on le distille.

131. L'acide chlorhydrique est un gaz incolore qui se liquéfie à 10° sous une pression de 40 atmosphères. Son hydrate, saturé à froid, renferme 42,4 p. 100 de gaz sec. A l'air, il produit des vapeurs blanches.

132. L'acide chlorhydrique est impropre à la respiration et à la combustion. C'est un acide très énergique. Son hydrate n'est pas une simple dissolution, mais une combinaison ; car, chauffé ou placé dans le vide, il n'abandonne jamais tout son gaz.

133. On démontre la composition de l'acide chlorhydrique soit par l'analyse, soit par la synthèse.

134. L'hydrate d'acide chlorhydrique reçoit de nombreuses applications : préparation du chlore, du sel ammoniac, etc.

135. Parmi les composés oxygénés du chlore, on distingue des hydrates et des anhydrides.

136. L'anhydride hypochloreux est un gaz rougeâtre d'une odeur irritante. En contact avec un corps oxydable ou chlorurable, il fait explosion.

137. L'acide hypochloreux est un liquide jaunâtre, doué d'un grand pouvoir décolorant. Il forme des hypochlorites.

138. L'acide chlorique est un liquide huileux peu stable, soluble dans l'eau. Il forme des chlorates qui cèdent facilement leur oxygène.

139. L'oxyde hypochlorique est un gaz jaune foncé, qui, par ses détonations spontanées, devient très dangereux à manipuler.

28e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 121 à 126). — Développez les procédés de préparation du chlore. — Propriétés physiques surtout chimiques du chlore.

2° *Calcul.* Probl. 70 (153). — On prépare le chlore avec le peroxyde de manganèse et l'acide chlorhydrique. (Exp. 136.) Avec 150 gr. de bioxyde de manganèse, combien obtiendrait-on de litres de chlore ?

Probl. 71 (152). — On pourrait encore préparer le chlore, par un mélange de sel marin, d'acide sulfurique et de peroxyde de manganèse, $2NaCl + 2H^2SO^4 + MnO^2 = Na^2SO + MnSO^4 + Cl^2 + 2H^2O$. Combien faut-il de chacune des trois matières, pour préparer 10 lit. de chlore ?

Probl. 72 (154). — Avec l'équation de la 150e Exp., calculer le sulfate de soude et l'acide chlorhydrique qu'on obtiendrait avec 160 kg. de chlorure de sodium. On suppose qu'il n'y a aucune perte de chlore, de soufre et de sodium.

29e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 127 à 134). — Préparation de l'acide chlorhydrique dans le laboratoire ; 2° dans l'industrie. — Propriétés.

2° *Calcul.* Probl. 73 (145). — Quel est le poids du chlore de 1 lit. d'acide chlorhydrique qui pèse 1 kg. 191 ? 1 gr. de ce liquide renferme 0 gr. 38738 d'acide chlorhydrique gazeux.

Probl. 74 (146). — 1 lit. d'acide chlorhydrique liquide, pesant 1 kg. 102, contient par gramme 0 gr. 20235 de chlore à l'état d'acide chlorhydrique gazeux. Trouver le volume du gaz HCl de 1 lit. de cette solution.

Probl. 75 (148). — L'acide chlorhydrique est très utile, pour désoxyder le cuivre, $2HCl + CuO = CuCl^2 + H^2O$. Avant d'être appropriés, divers objets en cuivre pesaient 110 gr. ; après le décapage, le poids n'était plus que de 98 gr. En admettant que tout le cuivre perdu s'est combiné avec le chlore, combien s'est-il formé de chlorure cuivrique $CuCl^2$? (Exp. 158.)

30e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 135 à 139). — Que remarquez-vous sur les composés oxygénés du chlore ? — Acide chlorique.

2° *Calcul.* Probl. 76. — Donnez la composition centésimale des 7 composés oxygénés du chlore.

Probl. 77. — Quelle quantité de chlore se dégage-t-il dans 100 gr. d'acide chlorique mis en contact avec de l'acide chlorhydrique ? N° 138.

Probl. 78. — On demande l'oxygène que renferment 150 gr. de chlorate de potassium $KClO^3$

CHAPITRE VI

DE L'IODE, DU BROME, DU FLUOR; DE L'ACIDE FLUORHYDRIQUE

IODE

Symbole	I
Poids atomique et en équivalents	127
Densité de sa vapeur rapportée à l'air	8,716

140. **Historique. État naturel.** — L'iode, découvert en 1811 par un salpêtrier nommé Courtois, fut étudié par Gay-Lussac en 1813. Son nom lui vient de sa couleur : iode signifie *violet*.

Ce corps est assez répandu dans la nature, mais il n'existe pas à l'état de liberté; il est presque toujours combiné avec le potassium ou le sodium. On le trouve dans certaines sources minérales, surtout dans les eaux de l'Océan; les éponges, les mollusques, le foie des poissons, de la morue en particulier, en contiennent aussi. Les plantes marines, surtout celles de la famille des Fucacées, vulgairement appelées varechs, en renferment notablement. Leurs cendres constituent la source la plus abondante de l'iode. On l'extrait quelquefois de l'azotate de soude du Chili qui contient des traces d'iodate de soude.

141. **Préparation.** — Dans l'industrie, on retire l'iode en lessivant les cendres de varechs. Ces eaux mères sont concentrées et traitées par l'acide sulfurique qui transforme en sulfates les sulfures, les sulfites et les hyposulfites; chasse l'hydrogène sulfuré et l'acide sulfureux. On étend ensuite la liqueur avec de l'eau et on y fait passer du chlore. Il se forme un pré-

cipité pulvérulent qu'on fait égoutter ; enfin on recueille l'iode par sublimation.

Dans le laboratoire, la préparation de l'iode se fait, à quelque chose près, comme celle du chlore.

Exp. 162. Introduisez dans la cornue C de l'iodure de potassium, du bioxyde de manganèse et de l'acide sulfurique : les vapeurs d'iode iront se

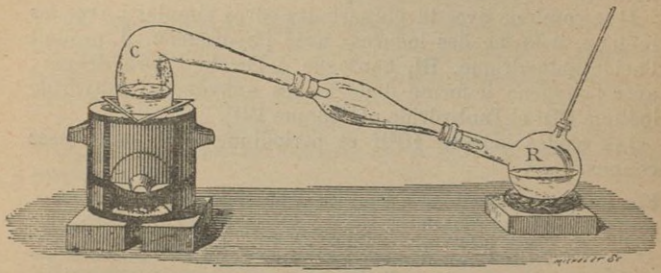


Fig. 107. — Préparation de l'iode.

condenser sous forme de paillettes dans la rallonge et le récipient R.

$$2KI + MnO^2 + 2SO^3,H^2O = MnO,SO^3 + K^2O,SO^3 + 2H^2O + I^2.$$
$$KI + MnO^2 + 2SO^3,HO = MnO,SO^3 + KO,SO^3 + 2HO, + I.$$

Une partie de l'oxygène du bioxyde de manganèse, mise en liberté par l'acide sulfurique, se porte sur le potassium ; il se forme du sulfate de potassium, du sulfate de manganèse et de l'eau : l'iode est mis en liberté.

142. **Propriétés.** — Obtenu par sublimation, l'iode se présente sous forme de paillettes brillantes, gris ardoisé. Par voie de dissolution, il cristallise en octaèdres rhomboïdaux. Son odeur désagréable rappelle celle du chlore.

Ce corps fond à 107° ; il bout à 176°, formant d'abondantes et belles vapeurs violettes dont la densité égale 8,716.

Peu soluble dans l'eau, qui n'en dissout que 1/7000, l'iode est assez soluble dans l'alcool et l'éther : sa solution dans l'esprit-de-vin, appelée *teinture d'iode*, est brun rougeâtre. (Exp. 163.)

Ce corps se dissout aussi dans le sulfure de carbone, le chloroforme, le naphte et la benzine, auxquels il donne une jolie couleur violette.

L'iode est un poison ; il est dangereux de le respirer en trop

grande quantité. Il jaunit la peau, le papier et d'autres substances ; mais, en se vaporisant, les taches disparaissent facilement.

Sa propriété la plus caractéristique est de colorer en bleu l'amidon. (Exp. 164, 165, 166.)

Les flacons qui en contiennent doivent être fermés avec des bouchons en verre, car il attaque le liège.

Il se combine avec la plupart des corps simples : avec les métaux, il forme des iodures ; avec l'hydrogène, il produit l'acide iodhydrique, HI, analogue à l'acide chlorhydrique ; avec l'oxygène il forme deux acides anhydres, l'anhydride iodique I^2O^5 et l'anhydride periodique I^2O^7.

Les acides iodique IO^3H et periodique IO^4H sont assez connus.

Exp. 163. Faites une dissolution d'iode dans l'eau et une autre dans l'alcool.

164. Dissolvez à chaud une pincée d'amidon dans un peu d'eau. Introduisez une goutte de teinture d'iode ou d'eau iodée dans un verre d'eau où vous aurez déjà introduit une goutte d'une dissolution d'amidon : vous verrez la coloration bleue.

165. Coupez une pomme de terre et déposez dans la tranche une goutte de teinture d'iode : vous reconnaîtrez l'amidon dans la pomme de terre.

166. Trempez le bout d'un porte-plume dans l'eau iodée, et faites des traces sur du papier collé à l'amidon : la trace deviendra bleue.

167. Incinérez une éponge dans une capsule en platine, de manière à brûler complètement le charbon. Aux cendres, qui sont jaunâtres, mélangez du peroxyde de manganèse ; et, avec de l'acide sulfurique, faites-en une bouillie épaisse. Chauffez tout cela dans une petite fiole : au moyen du papier à l'amidon que vous aurez introduit dans le col, vous constaterez un dégagement d'iode. Peut-être aussi verrez-vous des vapeurs violettes d'iode.

143. Usages. — En médecine, les propriétés de l'iode sont utilisées pour combattre les glandes, le goître, la cachexie scrofuleuse, les rhumatismes, les dartres rebelles, etc. A l'intérieur, on l'emploie sous forme d'eau iodée, de sirops, de pastilles, de pilules ; à l'extérieur, en pommades, lotions, injections, bains, etc.

L'iode joue en photographie un rôle merveilleux de sensibilité que met en évidence la lumière solaire.

BROME

Symbole	Br.
Poids atomique et en équivalents	80
Densité de vapeur, rapportée à l'air	5,544

144. **Historique. État naturel. Préparation.** — Le brome a été découvert en 1826, par Balard, dans les eaux mères des marais salants. Sa puanteur lui a fait donner le nom de brome, c'est-à-dire, *fétide*.

En combinaison avec d'autres corps, le brome existe dans l'eau de mer, dans les varechs et les fucus; dans certaines eaux minérales.

On le prépare, en chauffant, dans une cornue munie d'une rallonge, du bromure de potassium, du bioxyde de manganèse et de l'acide sulfurique. Le brome va se condenser dans un ballon contenant de l'acide sulfurique qui se tient au-dessus du brome et le préserve ainsi de l'évaporation.

145. **Propriétés. Usages.** — Le brome est un liquide rouge-brun qui se congèle à — 22°, et bout à 63°. A toutes les températures il émet des vapeurs qui ont une tension considérable.

Il attaque vivement la peau, qu'il corrode et jaunit.

A 15°, l'eau en dissout 1/22 de son poids. A 0°, le brome se combine avec l'eau pour former un hydrate cristallisé Br, $5H^2O$, analogue à celui du chlore.

Les propriétés chimiques du brome sont analogues à celles du chlore ; comme lui, il détruit les matières colorantes; de plus, les bromures et les chlorures sont isomorphes.

Avec l'hydrogène et l'oxygène, il forme l'acide bromhydrique HBr; un acide hypobromeux HBrO et un acide bromique $HBrO^3$, qui correspondent aux acides chlorhydrique, hypochloreux et chlorique.

Concurremment avec l'iode, le brome est employé en photographie. La médecine en fait usage pour combattre l'angine couenneuse et les affections scrofuleuses.

FLUOR

Symbole..... Fl.

146. **État naturel.** — Le fluor existe en combinaison avec quelques métaux et notamment avec le calcium dans le spath. On n'est pas encore parvenu à l'isoler ; car, quand on le chasse d'une combinaison, il attaque les corps avec lesquels il est en contact. Uni à l'hydrogène, il forme un acide HFl dont la formule est similaire à celles des acides chlorhydrique, iodhydrique et bromhydrique. Le fluor possède une énergie chimique supérieure à celle de ses congénères.

ACIDE FLUORHYDRIQUE

Form. atom. et en équiv., HFl

147. **Préparation. Propriétés. Usages.** — On prépare ce composé dans des appareils de plomb, en traitant par l'acide sulfurique le fluorure de calcium réduit en poudre :

$$CaFl^2 + SO^3,H^2O = CaO,SO^3 + 2HFl, \text{ form. atom.}$$
$$CaFl + SO^3HO = CaO,SO^3 + HFl, \text{ form. en équiv.}$$

L'acide fluorhydrique est gazeux à la température ordinaire : il est très avide d'eau et fume à l'air. A 20°, il se transforme en un liquide incolore, densité 1,06.

La propriété chimique qui le caractérise particulièrement, c'est son action sur la silice. Aussi ne peut-on le conserver dans des vases de grès ou de verre ; on a recours à des cruches de plomb ou de platine. L'acide fluorhydrique est d'ailleurs un composé très dangereux : une goutte sur la main produit une brûlure qui s'étend jusqu'au bras : aussi doit-on le manier avec les plus grandes précautions.

On en prépare un hydrate en faisant dégager les vapeurs dans de l'eau.

On emploie l'acide fluorhydrique pour graver sur verre ; graduer les thermomètres, les burettes, pipettes, etc. A cet

effet, on recouvre le verre d'un vernis gras, puis, avec un stylet, on marque les degrés sur le vernis qu'on enlève. On passe ensuite une légère couche d'acide fluorhydrique : les divisions marquent sur le verre.

31e *Devoir.*

RÉSUMÉ

140. L'iode n'existe pas à l'état de liberté dans la nature ; il est renfermé en partie notable dans les varechs, plantes marines.

141. On l'extrait des cendres de varechs, qu'on traite par l'acide sulfurique.

142. L'iode affecte la forme de beaux cristaux gris ardoisé. Son odeur est désagréable. Ce corps est peu soluble. Sa propriété la plus caractéristique est de colorer en bleu l'amidon.

143. L'iode est employé en médecine pour combattre les glandes, la cachexie scrofuleuse, etc.

144. Congénère de l'iode, le brome lui est associé dans la nature.

145. Le brome est un liquide rouge qui ne se congèle qu'à — 22°. Ses vapeurs ont une grande tension. Les propriétés chimiques de ce corps sont analogues à celles du chlore.

146. Le fluor n'a pas été encore isolé, parce que, chassé d'une combinaison, il attaque les corps avec lesquels il est en contact.

147. L'acide fluorhydrique est très corrosif. Son action sur la silice ne permet pas de le conserver dans des cruches en grès. Il est employé pour graver sur verre.

31e DEVOIR

1° *Rédaction* (voir nos 140 à 147). — Iode; ses propriétés. — Brome, ses propriétés. — Fluor et acide fluorhydrique.

2° *Calcul.* Probl. 79 (**138**). — L'eau minérale de Niederbronn (Bas-Rhin) renferme 0,074 d'iodure de sodium NaI et 0,0107 de bromure de sodium NaBr. Combien 1 kg. de cette eau contient-il d'iode et de brome ?

Probl. 80 (**139**). — L'huile de foie de morue brune contient 0,000.406 d'iode. Or un malade boit, chaque jour, 40 gr. de cette huile. On désire connaître l'iode qu'il aura absorbé en trente jours.

Probl. 81 (**140**). — Combiné avec l'eau, le brome forme un hydrate cristallisé, $Br + 5H^2O$. Combien 100 gr. de ces cristaux renferment-ils de brome ?

CHAPITRE VII

DE L'AZOTE, DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS HYDROGÉNÉS ET OXYGÉNÉS

AZOTE

Symbole	Az
Poids atomique et en équivalents, densité par rapport à l'hydrogène	14
Densité de l'azote par rapport à l'air	0,9714

148. **Historique et état naturel.** — Confondu d'abord avec l'acide carbonique, l'azote en fut distingué en 1772, par Rutherford, chimiste anglais. Peu après, Lavoisier démontra que ce gaz entre en majeure partie dans la constitution de l'air. Comme il est tout à fait inerte, inoffensif, ce gaz a été appelé azote, du grec *a* privatif et *zoé*, vie. Quelquefois on lui donne N pour symbole, de nitrogène, parce qu'il entre dans la composition du nitre.

L'azote est très répandu dans la nature : à l'état de mélange, il comprend les 0,791 du volume de l'air atmosphérique ; en combinaisons, il entre dans de nombreux et importants composés. Le règne minéral présente ce corps à l'état d'azotates. Les végétaux, surtout ceux qui servent d'alimentation aux carnivores, en renferment des parties notables. Quant au règne animal, l'azote joue un rôle capital : c'est le pivot autour duquel tournent les transformations chimiques de la vie animale.

149. **Préparation.** — 1° *Par le phosphore :*

Exp. 159. Placez sur l'eau une rondelle de liège R au-dessus de laquelle vous

avez fixé une capsule en porcelaine C (fig. 107) : un petit godet suffit. Mettez sur la capsule un petit morceau de phosphore ; approchez une allumette, et couvrez immédiatement avec une cloche qui s'enfonce dans l'eau de quelques centimètres. Une vive combustion se manifeste par un pétillement. L'eau monte et occupe la place de l'oxygène, qui s'est combiné avec le phosphore pour former de l'acide phosphorique.



Fig. 107. — Préparation de l'azote par le phosphore.

Quelques bulles de chlore enlèveront les vapeurs de phosphore qui restent dans la cloche ; puis un peu de potasse dissoudra l'acide carbonique et le chlore en excès.

2° *Par le cuivre :*

Exp. 169. Disposez l'appareil fig. 108. En T est un tube en verre peu fusible rempli de cuivre en copeaux, qu'on chauffe au rouge. Chassé du flacon F, par l'eau qui coule de S, l'air du flacon perd son acide carbonique dans le tube T contenant de la pierre ponce imbibée de

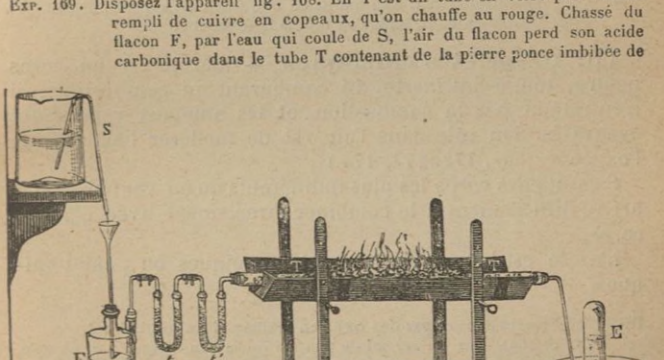


Fig. 108. — Préparation de l'azote par le cuivre.

potasse caustique ; en *t'* il laisse ses vapeurs d'eau à la pierre ponce imbibée d'acide sulfurique, enfin dans le tube T, il abandonne son oxygène au cuivre : l'azote est recueilli en E dans des éprouvettes sur l'eau ou sur le mercure.

3° *Par l'azotite d'ammoniaque :*

Exp. 170. Chauffez de ce sel dans une petite cornue de verre. L'oxygène et l'hydrogène se combineront pour former de l'eau : l'azote se dégagera. Vous pouvez le recevoir dans une éprouvette sur l'eau. Voici la réaction :

$$Az\,(AzH^4)\,O^2 = 2Az + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$AzH^3AO,AzO^3 = 2Az + 4HO, \text{ form. en équiv.}$$

On pourrait employer un mélange de chlorhydrate d'ammoniaque et d'azotite de potasse ou une solution d'hypochlorite de chaux avec du sulfate d'ammoniaque.

150. **Propriétés physiques.** — L'azote est un gaz incolore, inodore, insipide. Il est un peu plus léger que l'air.

Un litre d'eau en dissout 0 lit. 025 à la température et sous la pression ordinaire.

Exp. 171. Transvasez dans des éprouvettes l'azote préparé ci-devant (Exp. 169). N'oubliez pas que, ce gaz étant plus léger que l'air, l'orifice des éprouvettes doit être tourné en bas, lorsqu'on le porte ; il doit être tourné en haut, lorsqu'on veut le faire écouler.

151. **Propriétés chimiques.** — L'azote est un corps neutre, tout à fait inerte. Ni comburant ni combustible, il n'entretient pas la combustion, et les animaux y périssent asphyxiés. Son rôle dans l'air est de modérer l'activité de l'oxygène. (Exp. 172, 173, 174.)

C'est un des corps les plus indifférents qu'on connaisse. On arrive difficilement à le combiner directement avec d'autres corps.

L'azote est le type des corps triatomiques ou pentatomiques.

Exp. 172. Plongez dans ce gaz des corps en ignition : ils s'y éteindront.

173. Si vous avez un animal de peu de valeur, un oiseau, par exemple, introduisez-le dans une atmosphère toute d'azote : vous le verrez bientôt mourir.

174. Plongé dans l'azote, le papier bleu de tournesol n'y rougit pas, et le rouge n'y bleuit pas : essayez-le.

152. **Usages.** — Dans les arts, l'azote pur n'a presque pas d'applications. Mais l'économie domestique utilise ses propriétés négatives pour la conservation des substances alimentaires.

A cet effet, on absorbe l'oxygène par des corps qui en sont très avides, tels que les sulfites, de manière que les aliments à conserver soient plongés dans une atmosphère d'azote.

Au reste, si ce corps n'a pas beaucoup d'usages, il est du moins nécessaire pour l'accroissement et l'entretien des animaux, que leurs aliments renferment ce principe; sans cela, ils maigrissent.

Arrivé ici, l'élève doit faire le 32e devoir.

AMMONIAQUE

Formule atomique et en équivalents	H^3Az
Poids atomique et en équivalents (2 vol.)	17
Densité rapportée à l'hydrogène	8,60
Densité rapportée à l'air	0,596

153. **Historique et état naturel.** — Ce gaz a été reconnu et préparé par Priestley, étudié par Scheele et analysé par Berthollet.

Ammoniaque dérive du nom du sel qui sert à le préparer et que les Arabes appelèrent ainsi d'Ammonium, nom de l'oasis d'où ils le tiraient. On désigne aussi l'ammoniaque et sa solution par les expressions *alcali volatil, azoture d'hydrogène.*

Dans la putréfaction des matières organiques azotées, il se forme de l'ammoniaque libre et plusieurs sels ammoniacaux, carbonate, azotate, sulfate, phosphate d'ammoniaque; ces trois derniers restent dans la matière putride; le carbonate d'ammoniaque, dont on perçoit l'odeur piquante dans les écuries et les cabinets d'aisances mal tenus, se dégage avec une partie d'ammoniaque libre.

Si l'on dispose des plats d'acide chlorhydrique peu profonds, l'odeur disparaît, et, après l'évaporation, on trouve des cristaux de sel ammoniac.

Le gaz ammoniac, répandu dans l'atmosphère, revient au sol, par les pluies d'orage, à l'état de carbonate ou d'azotate. L'urine, en se putréfiant, devient tellement ammoniacale, qu'on peut s'en servir pour dégraisser les tissus de laine.

154. **Préparation du gaz ammoniac :**

Exp. 175. Avec quelques gouttes d'eau, pétrissez de la chaux vive avec une pincée de sel ammoniac, c'est-à-dire de chlorhydrate d'ammoniaque : puis flairez.

176. Mélangez rapidement dans un mortier des poids égaux de chaux vive et de sel ammoniac.

Introduisez le mélange dans un ballon en verre que vous achèverez de remplir avec des fragments de chaux (fig. 109). Mettez le ballon en communication avec une éprouvette à pied D, remplie de fragments

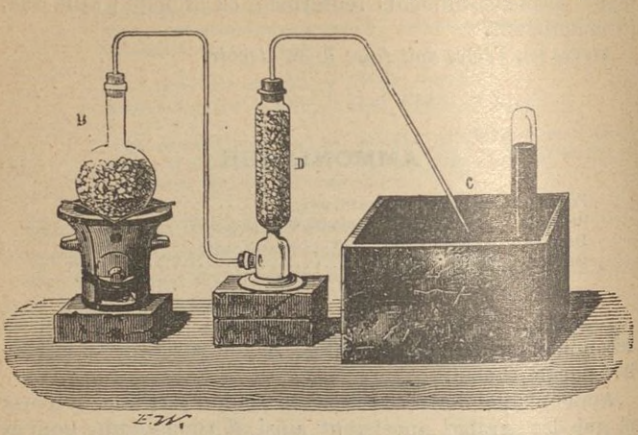


Fig. 109. — Préparation du gaz ammoniac par la chaux et le chlorhydrate d'ammoniaque.

de potasse caustique, destinés à dessécher le gaz qu'un tube abducteur conduit sur la cuve à mercure C. Chauffez modérément. Voici la réaction qui s'opère :

$$2AzH^4Cl + CaO = CaCl^2 + H^2O + 2AzH^3, \text{ form. atom.}$$
$$AzH^3,HCl + CaO = CaCl + AzH^3 + HO, \text{ form. en équiv.}$$

La chaux en excès est destinée à retenir la plus grande partie de l'eau produite dans cette réaction.

On pourrait se servir avantageusement du carbonate d'ammoniaque.

177. Le gaz ammoniac étant soluble dans l'eau, on ne peut que le préparer sur le mercure. Cependant, avec un tube de caoutchouc, vous pouvez le faire dégager dans telle solution que vous désirez : expérimentez-le.

155. Préparation de l'ammoniaque ou dissolution ammoniacale :

Exp. 178. Au lieu de faire arriver le gaz sur le mercure, faites-le dégager dans des flacons Wolf. Le laveur ne doit contenir qu'une petite quantité d'eau. On peut y mettre un peu de lait de chaux ou une dissolution de potasse pour retenir l'acide carbonique. Dans les autres flacons l'eau s'élève jusqu'à moitié.

Les tubes qui amènent le gaz doivent plonger jusqu'au fond d s

flacons, parce que le liquide saturé de gaz ammoniac est plus léger et qu'il s'élève toujours à la surface.

Les tubes droits communiquant avec l'atmosphère sont des tubes de sûreté.

On peut obtenir le gaz ammoniac en introduisant dans le bal-

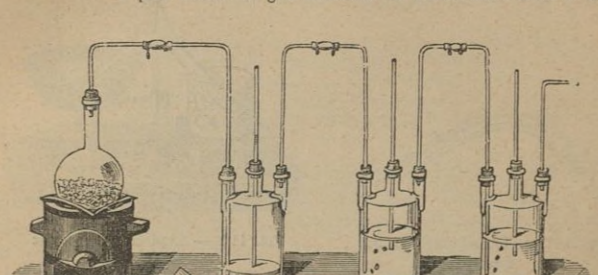


Fig. 110. — Préparation de la dissolution ammoniacale.

lon 15 gr. de chaux éteinte, 10 de chlorhydrate d'ammoniaque et 60 gr. d'eau.

156. **Propriétés physiques.** — Le gaz ammoniac est incolore, doué d'une odeur forte, piquante, qui provoque les larmes. Sa saveur est âcre, brûlante et caustique. Il ne fume pas à l'air.

Le gaz ammoniac est très soluble dans l'eau qui en dissout plus de 1000 fois son volume à 0°, et plus de 700 fois à 15°; c'est à peu près la moitié de son poids. Toutefois, la solution ammoniacale est moins dense que l'eau, et elle l'est d'autant moins qu'elle est plus concentrée.

Chauffée à l'air, cette dissolution perd tout son gaz avant d'avoir atteint 70°; dans le vide, elle perd également son gaz.

Le charbon de bois absorbe 90 fois son volume de gaz ammoniac.

Exp. 179. On introduit du chlorure d'argent dans le tube recourbé (fig. 111). Refroidi à 0°, on lui fait absorber de l'ammoniaque jusqu'à ce qu'il en soit saturé. D'après M. Isambert, ce composé a pour formule $AgCl + 3AzH^3$. On ferme le tube au moyen d'une lampe.

Chauffé à 40°, au bain-marie, le nouveau composé perd AzH^3,

qui se liquéfie dans la branche plongeant dans la glace (fig. 112).

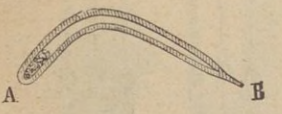


Fig. 111. — Liquéfaction du gaz ammoniac.



Fig. 112. — Liquéfaction du gaz ammoniac.

Lorsqu'on n'a pas de glace, on chauffe un bout à 36° et on plonge l'autre dans de l'eau à 13°. Les mêmes phénomènes recommencent.

180. Remplissez de gaz ammoniac le flacon A que vous fermerez avec un

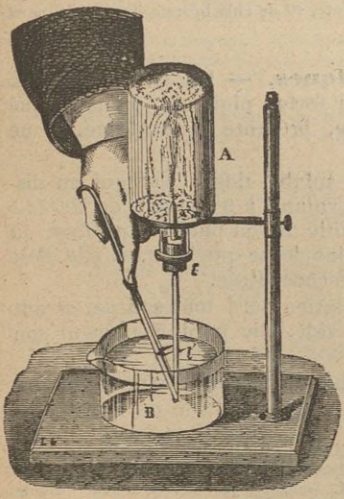


Fig. 113. — Expérience pour prouver la solubilité de l'ammoniaque dans l'eau.



Fig. 114. — Solubilité de l'ammoniaque. (Exp. 181.)

bouchon de liège traversé par un tube effilé et fermé à une de ses extrémités (fig. 113).

Remplissez le tube avec du mercure ; et disposez le flacon A sur le flacon B ; puis, au moyen d'une pince, cassez le tube qui plonge dans l'eau. Le mercure tombera et l'eau s'élèvera avec précipitation dans le flacon A. Le choc est tellement fort que quelquefois le flacon se casse.

181. Le même phénomène peut se montrer plus simplement : il suffit d'introduire avec précaution, dans un plat rempli d'eau, une éprouvette de gaz ammoniac, recueilli sur la cuve à mercure : mise en contact avec le gaz, l'eau se précipite dans l'éprouvette qui est souvent cassée. En l'expérimentant, servez-vous d'un linge, comme c'est indiqué à la figure 114.

157. Glace produite par l'ammoniaque. Appareil Carré. — Très volatil, le gaz ammoniac se dégage facilement de sa solution. M. Carré a utilisé cette propriété pour la fabrication de la glace.

Exp. 182. La chaudière C contient de l'eau saturée d'ammoniaque jusqu'aux

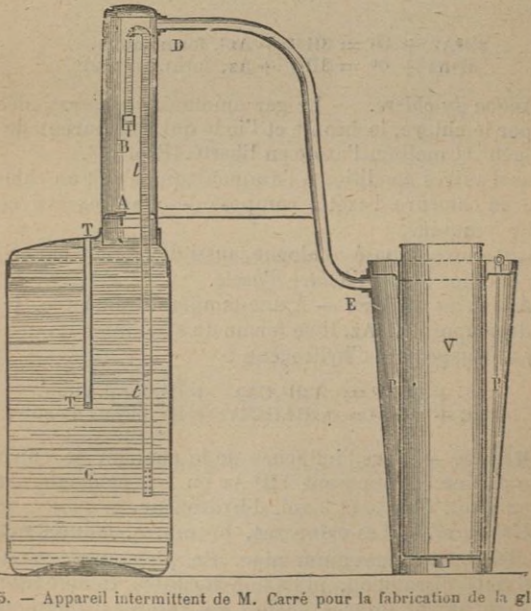


FIG. 113. — Appareil intermittent de M. Carré pour la fabrication de la glace.

2/3 de sa capacité. Si l'on chauffe cette chaudière jusqu'à 130° (on

le constate au moyen d'un thermomètre qu'on introduit dans un tube en fer TT), le gaz s'est entièrement dégagé ; forçant la soupape A, il s'est répandu par DE dans le congélateur PP, à double paroi, placé dans un baquet d'eau froide. Au centre se trouve un vase V où l'eau se congèle.

Voici de quelle manière le phénomène s'opère : le gaz répandu en P se liquéfie par sa seule pression. Mais, le feu qui chauffait la chaudière ayant cessé, la force expansive de l'ammoniaque qui l'avait fait liquéfier en P n'est plus suffisante pour maintenir liquide cette substance si volatile. Elle repasse à l'état de gaz, et par ED, vient forcer la soupape B ; il revient par TT dans l'eau en C.

158. **Propriétés chimiques.** — Un grand nombre de corps ou de composés produisent sur l'ammoniaque des actions destructrices remarquables :

1° *Action de l'oxygène.* — Le gaz ammoniac ne brûle pas dans l'air; mais un mélange de 4 vol. d'H^3Az et 3 vol. d'oxygène s'enflamme et détone quand on approche une bougie allumée :

$$2H^3Az + O^3 = 3H^2O + Az^2, \text{ form. atom.}$$
$$H^3Az + O^3 = 3HO + Az, \text{ form. en équiv.}$$

2° *Action du chlore.* — Le gaz ammoniac est aussi décomposé par le chlore, le brome et l'iode qui s'emparent de son hydrogène et mettent l'azote en liberté. (Exp. 188.)

Dans d'autres conditions, l'ammoniaque s'unit au chlore et forme du chlorure d'azote, composé détonant excessivement difficile à manier.

Il existe un composé analogue, aussi dangereux par sa facilité à détoner : c'est l'*iodure d'azote*.

3° *Action du carbone.* — A une température élevée, le carbone décompose l'H^3Az. Il se forme du cyanure d'ammonium, et il y a dégagement d'hydrogène :

$$C + 2AzH^3 = AzH^4,CAz + H^2, \text{ form. atom.}$$
$$2C + 2AzH^3 = AzH^3,HC^2Az + H^2, \text{ form. en équiv.}$$

4° *Métaux.* — Sous l'influence de la chaleur, le cuivre, le fer, le platine décomposent l'H^3Az en ses éléments, c'est-à-dire en 1 vol. d'azote et 3 vol. d'hydrogène.

5° *Chlorures.* — Les chlorures, bromures, iodures métalliques absorbent le gaz ammoniac. Ce phénomène n'est pas une simple dissolution, mais une véritable combinaison. Le chlorure d'argent absorbe 320 fois son volume d'ammoniaque. (Exp. 179.)

L'ammoniaque, c'est-à-dire la dissolution du gaz dans l'eau, est une puissante base : elle verdit les violettes, ramène au bleu la teinture de tournesol rougie par un acide. (Exp. 184, 185, 186, 187.)

L'ammoniaque décompose les sels solubles pour s'emparer de leur acide. Elle précipite leur base, qu'on reconnaît à la couleur du liquide. Les sels qu'elle forme sont analogues aux

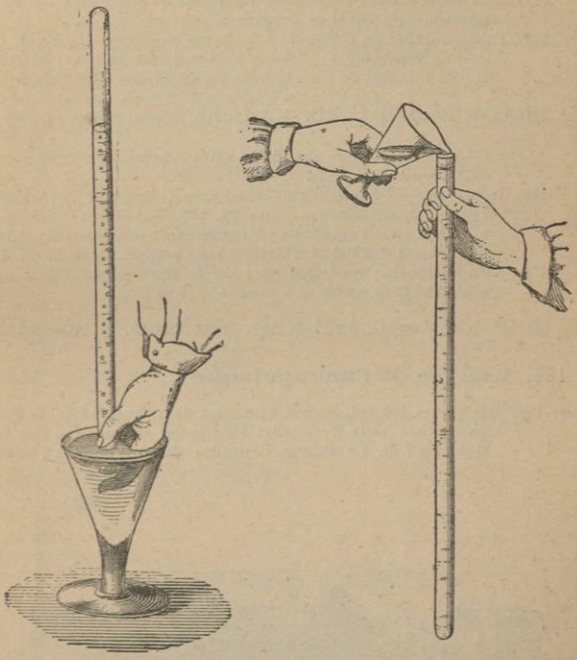


Fig. 116. — Action du chlore dissous sur l'ammoniaque liquide (Exp. 189).

sels de potasse, de soude et de chaux : les uns et les autres sont alcalins et isomorphes. (Exp. 183.)

Il est à remarquer que la base des sels ammoniacaux n'est pas H^3Az, mais H^4Az, appelé *ammonium*.

L'ammonium est donc un radical qui se comporte, dans les combinaisons, comme un vrai métal.

Exp. 183. Dans un demi-verre d'eau, faites dissoudre du sulfate de fer ; dans un autre, du sulfate de cuivre. Versez de l'ammoniaque dans chaque dissolution.

Remarquez la couleur des précipités.

184. Versez de l'ammoniaque sur de la teinture de tournesol rougie, la teinture redeviendra bleue.

185. Trempez un bouquet de violettes dans de l'ammoniaque : vous le verrez verdir.

186. Dégraissez une partie de vêtement, avec quelques gouttes d'ammoniaque étendue d'eau.

187. Remplissez d'acide carbonique une vessie de porc ; versez-y de l'ammoniaque : la vessie se dégonflera.

188. Faites dégager de l'H^3Az dans le flacon rempli de chlore sec. Le jet de gaz ammoniac s'enflamme spontanément et il se produit des fumées blanches de chlorhydrate d'ammoniaque mêlé d'azote :

$$4H^3Az + Cl^3 = 3H^3Az,HCl + Az, \text{ form. atom. et en équiv.}$$

L'action du chlore sur l'H^3Az a lieu sans lumière, lorsque les gaz sont dissous dans l'eau.

189. Introduisez une dissolution de chlore dans un long tube, de manière que 2 ou 3 centimètres restent vides (fig. 116). Remplissez-le ensuite avec une dissolution d'ammoniaque. Retournez-le pour opérer le mélange. Vous verrez des bulles s'élever : vous pourrez recueillir au-dessus du liquide de l'azote très pur ; car le chlorhydrate d'H^3Az se dissout dans l'eau au fur et à mesure qu'il se forme.

$$8AzH^3 + 3Cl^2 = 6Cl,AzH^4 + Az^2, \text{ form. atom. et en équiv.}$$

159. Analyse de l'ammoniaque :

Exp. 190. Introduisez 200 vol. de gaz ammoniac dans l'eudiomètre E. Faites-y passer une série d'étincelles électriques, au moyen d'une bobine Ruhmkorff B. Le volume deviendra double. 400 vol. ; ajoutez-y

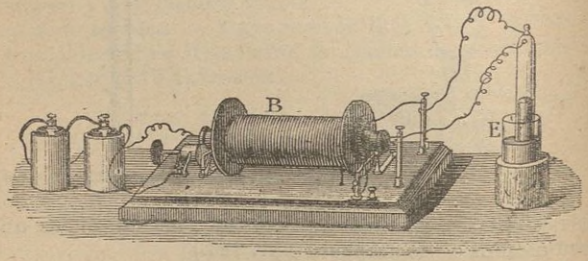


Fig. 117. — Analyse du gaz ammoniac.

200 vol. d'oxygène : vous aurez 600 vol. Faites passer dans le mélange une étincelle électrique : il y a explosion

Les 300 vol. d'hydrogène se combinent avec un volume égal à la moitié, c'est-à-dire à 150 vol., pour former de l'eau.

Il reste dans l'eudiomètre 100 vol. d'azote mélangés à 50 vol. d'oxygène (n° 25, 4e loi).

160. **Usages de l'ammoniaque.** — L'ammoniaque liquide est un réactif très utile en chimie. S'unissant directement aux acides, elle est employée pour dégraisser les étoffes, nettoyer l'argenterie. Respirée en petite quantité dans une syncope, elle rend l'usage des sens; 10 à 15 gouttes, prises dans un verre d'eau sucrée, peuvent dissiper l'ivresse. Elle est aussi un remède contre l'empansement des bestiaux. Appliquée sur la morsure d'un reptile ou la piqûre d'un insecte, elle en arrête les effets vénéneux.

Les sels ammoniacaux sont de puissants et utiles engrais.

COMPOSÉS OXYGÉNÉS DE L'AZOTE

	Formules atomiques	Formules en équivalents
Protoxyde d'azote ou oxyde azoteux	Az^2O;	AzO
Bioxyde d'azote ou oxyde azotique.	AzO;	AzO^2
Anhydride azoteux.....	Az^2,O^3;	AzO^3
Peroxyde d'azote ou acide hypoazotique.....	AzO^2;	AzO^4
Anhydride azotique $\left.\begin{matrix}AzO^2\\AzO^5\end{matrix}\right\}O=$	Az^2O^5;	AzO^5
Acide azotique $AzO^2,OH=\left.\begin{matrix}AzO^2\\H\end{matrix}\right\}O=$	$AzHO^3$;	AzO^5,HO

Arrivé ici, faire le 33e *devoir.*

PROTOXYDE D'AZOTE

Formule atomique	Az^2O
Poids atomique de la molécule.....	44
Formule en équivalents.....	AzO
Poids en équivalents, densité rapportée à l'hydrogène	22
Densité rapportée à l'air	1,527

161. **Historique et préparation.** — Appelé acide azoteux aussi, ce gaz a été découvert par Priestley et étudié par H. Davy et Faraday.

Exp. 191. Introduisez de l'azotate d'ammoniaque dans un ballon. Chauffez dou-

cement : le sel se fond et se décompose en eau et en protoxyde d'azote que l'on recueille sur le mercure ou l'eau salée.

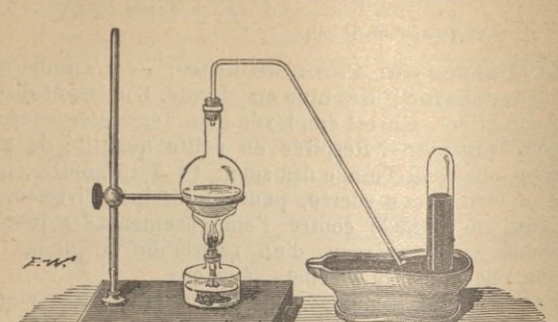


Fig. 118. — Préparation du protoxyde d'azote.

Une chaleur trop vive transformerait une partie de l'azote en bioxyde.

$(AzH^4),AzO^3 = 2H^2O + Az^2O$ form. atom.
$AzM^4O,AzO^5 = 4MO + 2AzO$, form. en équiv.

162. **Propriétés physiques.** — Le protoxyde d'azote est un gaz incolore, inodore, doué d'une saveur légèrement sucrée. A 15°, un litre d'eau en dissout 0 lit. 778. L'alcool en dissout 4 fois son volume. Par une forte pression et un refroidissement considérable, on est parvenu à le liquéfier et même à le solidifier.

163. **Propriétés chimiques.** — Le protoxyde d'azote est un composé neutre ; il ne s'unit ni aux acides ni aux bases. Sous l'action d'une chaleur modérée, il se décompose.

Au contact d'un corps en ignition, il se décompose en azote et en oxygène :

$Az^2O = Az^2 + O$, form. atom.
$2AzO = Az^2 + O^2$, form. en équiv.

Mis ainsi en liberté, l'oxygène s'unit au combustible, et la combustion y est plus vive que dans l'air, parce que la proportion d'oxygène y est plus grande. Une allumette présentant un point incandescent se rallume, quand on la plonge dans le protoxyde d'azote. (Exp. 192, 193.)

Comme ce caractère pourrait faire confondre ce gaz avec l'oxygène, on les distingue de la manière suivante : dans une éprouvette pleine de bioxyde d'azote, on introduit quelques bulles d'oxygène : elles y prennent une teinte orange. Dans une autre éprouvette pleine de byoxyde d'azote, on fait parvenir du protoxyde d'azote; ce gaz y reste incolore.

Exp. 192. Recueillez une pleine éprouvette de protoxyde d'azote. (Exp. 191.) Plongez-y une bougie ou une allumette présentant quelques points

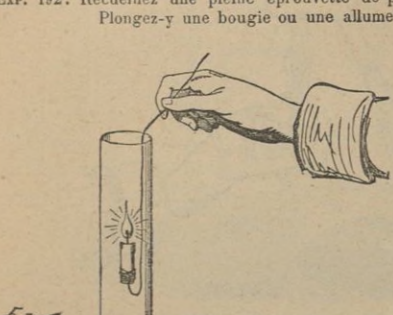


Fig. 119. — Combustion d'une bougie dans le protoxyde d'azote.

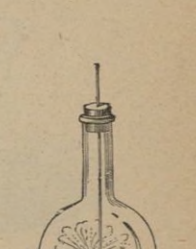


Fig. 120. — Combustion du charbon dans le protoxyde d'azote.

incandescents : l'une et l'autre se rallumeront et brûleront avec un vif éclat (fig. 119).

193. Faites la même expérience avec du charbon, du soufre et du phosphore incandescents (fig. 120).

164. Analyse du protoxyde d'azote :

Exp. 194. Introduisez sur le mercure du protoxyde d'azote dans une cloche courbe en verre (fig. 121) ; faites-y passer un fragment de potassium ou de sulfure de baryum. Chauffez avec une lampe à alcool : l'oxygène se combinera et l'azote deviendra libre. Après le refroidissement, vous reconnaîtrez que le volume de l'azote libre est égal au volume du protoxyde sur lequel on a opéré (n° 25, 4e loi).

Si de la densité du Az^2O	1,5270
on retranche la densité de l'azote	0,9714
le reste égale, à quelque chose près, la 1/2 densité de l'oxygène	0,5556

On peut donc conclure que 1 volume de protoxyde d'azote est formé de 1 volume d'azote et de 1/2 volume d'oxygène condensés (n° 25, 4e loi).

165. **Usages.** — Liquide, le protoxyde d'azote sert à produire un froid très intense; gazeux, il est quelquefois employé comme anesthésique, au même titre que le chloroforme. Il

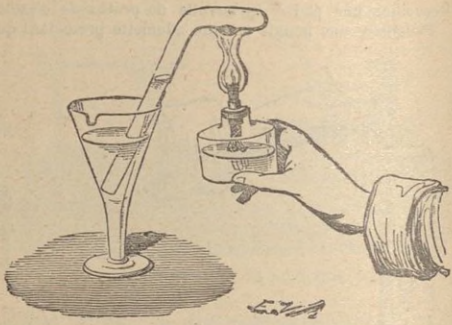


Fig. 121. — Analyse du protoxyde d'azote. (Exp. 194.)

produit une espèce d'ivresse gaie qui lui a fait donner le nom de *gaz hilarant*. Quelques dentistes s'en servent pour soustraire les personnes à la douleur que cause l'extraction des dents. Si le gaz est bien pur, les accidents par cet anesthésique sont rares. Il en serait tout autrement s'il renfermait du bioxyde d'azote ou de l'acide hypoazotique.

BIOXYDE D'AZOTE

Formule en atomes	AzO
Poids des atomes de la molécule (2 v l.)	30
Formule en équivalents	AzO^2
Poids en équivalents	30
Densité rapportée à l'hydrogène	15
Densité rapportée à l'air	1,039

166. **Historique et préparation.** — Le bioxyde d'azote ou oxyde azotique a été découvert par Hales, et étudié par Priestley, Davy et Gay-Lussac.

Exp. 195. Introduisez dans le flacon A de la tournure de cuivre et de l'eau jus-

qu'à moitié. Par l'entonnoir O, versez une quantité d'acide azotique égale à la 1/2 de l'eau que vous avez introduite. Une réaction très vive se produira. Le cuivre attaque l'acide azotique auquel il prend de l'oxygène pour s'oxyder ; une partie de l'acide azotique est ainsi

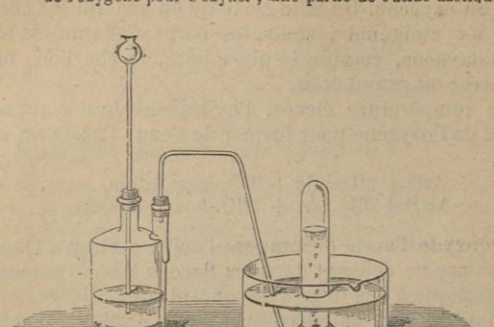


Fig. 122. — Préparation du bioxyde d'azote.

amenée à l'état de bioxyde d'azote qui se dégage et qui est recueilli sur l'eau. L'oxyde de cuivre formé se combine avec l'acide non décomposé et donne naissance à de l'azotate de cuivre, la coloration en bleu annonce que ce nouveau sel reste en dissolution. Voici la réaction :

$$8AzHO^3 + 3Cu = 3Cu(AzO^3)^2 + 4H^2O + 2AzO, \text{ form. atom.}$$
$$4AzO^5HO + 3Cu = 3(CuO,AzO^5) + 4HO + AzO^2, \text{ form. en équiv.}$$

Remarque. — Le bioxyde d'azote est très avide d'oxygène. Aussi les premières bulles se combinent avec l'oxygène de l'air de l'appareil pour former du peroxyde d'azote $AzO + O = AzO^2$. Ces vapeurs sont rouges, rutilantes. L'oxygène étant tout absorbé, le bioxyde d'azote arrive incolore et à peu près pur dans des éprouvettes pleines d'eau. Il faut faire perdre la première éprouvette de ce gaz.

167. **Propriétés physiques.** — Le bioxyde d'azote est un gaz incolore. On n'a pu le sentir ni le goûter ; car, dès qu'il est au contact de l'air, il se transforme en vapeurs rutilantes : sa propriété caractéristique est donc de s'unir instantanément à l'oxygène de l'air.

Sa faible solubilité 0,05 permet de le recueillir sur l'eau.

168. **Propriétés chimiques.** — Le bioxyde d'azote est très délétère : les animaux y périssent avec de violents frissons.

Il n'exerce aucune action sur le tournesol; mais il rougit sa solution quand elle renferme quelques bulles d'air. Plus fixe que le protoxyde, ce n'est qu'au rouge vif qu'il se dédouble en azote et en oxygène. De telle sorte qu'en général les corps en ignition s'y éteignent : seuls, les corps enflammés et très avides d'oxygène, comme le phosphore, le charbon, etc., y brûlent avec un grand éclat.

A une température élevée, l'hydrogène le décompose; il s'empare de l'oxygène pour former de l'eau : l'azote est mis en liberté :

$$AzO + 2H = Az + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$AzO^2 + 2H = Az + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

« Le bioxyde d'azote décompose l'acide azotique. Quand on en fait passer un courant dans les flacons Woolf contenant de l'acide azotique à des degrés de concentration différente, il y a dissolution du gaz, qui décompose une partie de l'acide ni-

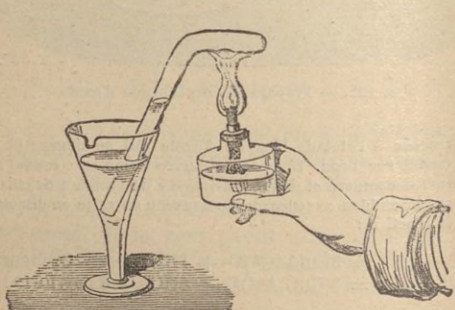


Fig. 123. — Analyse du bioxyde d'azote. (Exp. 178.)

trique pour former de l'acide hypoazotique ou de l'acide azoteux (anhydre).

« L'acide azotique de densité 1,51 prend une coloration brune.

« L'acide azotique de densité 1,41 prend une coloration jaune.

« L'acide azotique de densité 1,32 prend une coloration bleuâtre.

« L'acide azotique de densité 1,15 prend une coloration incolore. » (Troost.)

Le bioxyde d'azote est absorbé avec avidité par une solution de sulfate ferreux qui se colore en brun foncé.

Exp. 196. Dans une dissolution de sulfate ferreux, faites arriver un dégagement de bioxyde d'azote et remarquez le phénomène.

197. Remplissez une éprouvette de bioxyde d'azote (Exp. 195). Laissez ensuite ce gaz se répandre dans l'air : des vapeurs rouges apparaîtront immédiatement.

169. Analyse du bioxyde d'azote :

Exp. 198. Introduisez sur le mercure du bioxyde d'azote dans une cloche courbe en verre (fig. 123). Faites-y passer un fragment de potassium. Chauffez. Après le refroidissement, vous reconnaîtrez que le volume du gaz est réduit de moitié ; que ce résidu est de l'azote pur.

Ainsi 1 volume de bioxyde d'azote est formé d'un *demi-volume d'azote* et d'un *demi-volume d'oxygène*. (N° 25, 3e loi.)

En effet :

Si de la densité du bioxyde d'azote.....	1,039
On retranche la 1/2 densité de l'azote.....	0,4857
Le reste égale à quelque chose près la 1/2 densité de l'oxygène.....	0,5533

PEROXYDE D'AZOTE

Formule atomique.....	Az^2O^4
Poids atomique de la molécule (2 vol.).....	92
Formule en équivalents.....	AzO^4
Poids en équivalents.....	46

170. Historique et préparation. — Il est aussi connu sous le nom d'acide hypoazotique. C'est Raymond Lulle qui le reconnut en découvrant l'acide azotique. Dulong et Gay-Lussac nous ont fait connaître sa nature et ses propriétés. Recueilli dans un récipient bien refroidi, il se condense en un liquide très volatil.

Exp. 199. Pulvérisez de l'azotate de plomb et séchez-le dans une capsule jusqu'à ce que l'eau interposée ait été bien expulsée : on le connaît lorsque les vapeurs rutilantes commencent à se dégager.

Introduisez ce sel dans une cornue en grès ou en verre vert (fig. 124), dont le col s'engage dans un réfrigérant formé de glace et de sel marin. Chauffez fortement.

L'azotate de plomb se décompose en oxyde de plomb, qui reste

dans la cornue, en oxygène qui se dégage, et en vapeurs rouges qui se condensent dans le tube U :

$$Pb(AzO^3)^2 = PbO + O + 2AzO^2, \text{ form. atom.}$$
$$PbO,AzO^5 = PbO + O + AzO^4, \text{ form. en équiv.}$$

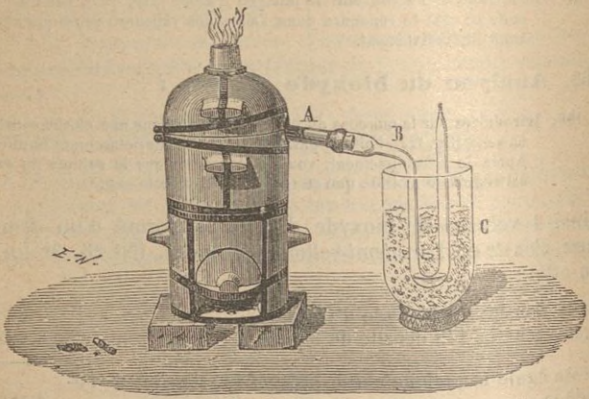


Fig. 124. — Appareil pour la préparation de l'acide hypoazotique.

171. **Propriétés physiques.** — Le peroxyde d'azote est un liquide dont la couleur est très mobile. A 0°, il est un peu jaunâtre : à 10°, il est jaune rougeâtre; à 15°, il est rouge-brun. Il cristallise à — 9°, il bout à 22° et dégage des vapeurs rutilantes qui ont une odeur désagréable caractéristique.

172. **Propriétés chimiques.** — Le peroxyde d'azote est de tous les composés azoteux celui qui résiste le mieux à la chaleur. Une petite quantité d'eau glacée le décompose en anhydride azoteux et en acide azotique :

$$4AzO^2 + H^2O = Az^2O^3 + 2HAzO^3, \text{ form. atom.}$$
$$4AzO^4 + 2HO = 2AzO^3 + 2AzO^5,HO, \text{ form. en équiv.}$$

Une plus grande quantité d'eau décomposerait le peroxyde d'azote en acide azotique et bioxyde d'azote.

ACIDE AZOTIQUE

Formule atomique	$AzHO^3$
Poids atomique de la molécule (2 vol.)	63
Formule en équivalents	AzO^5,HO
Poids en équivalents	63
Densité de vapeur par rapport à l'air	2,18

173. **Historique, état naturel et production.** — Au neuvième siècle, l'Arabe Geber faisait mention de ce composé comme *dissolvant;* il le préparait en chauffant un mélange d'argile et de nitre : de là son nom d'*esprit de nitre.* Au treizième siècle, Albert le Grand le décrit exactement; il l'appelle *eau prime.* Dans le même siècle l'alchimiste Raymond Lulle lui donne le nom d'*eau-forte,* à cause de son action sur les métaux. En 1784, Cavendish fit connaître la composition de l'eau-forte, que plus tard Lavoisier nomma *acide nitrique.*

L'acide azotique existe dans le sol à l'état d'*azotates* de chaux, de magnésie, de potasse, de soude, d'ammoniaque. La production de ces sels paraît due à l'action de l'oxygène de l'air sur les matières organiques azotées, en présence de l'eau.

On trouve des traces d'acide nitrique dans l'atmosphère où

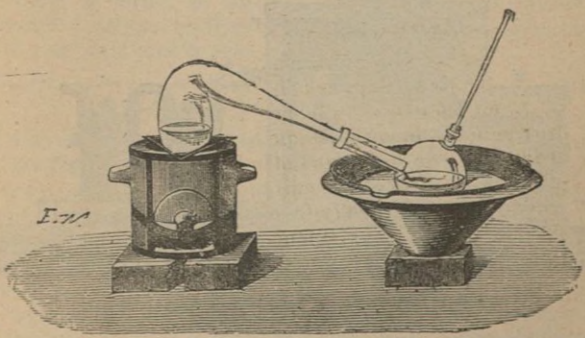


Fig. 125. — Préparation de l'acide azotique. (Exp. 200.)

il prend naissance sous l'influence de l'électricité : les dé-

charges de la foudre en produisent des quantités assez considérables qui se combinent avec l'ammoniaque et qu'entraînent à l'état de sel les pluies d'orage.

174. Préparation dans le laboratoire :

Exp. 200. Introduisez dans une cornue en verre (fig. 125) 80 gr. d'azotate de potassium et autant d'acide sulfurique concentré. Sous l'action de la chaleur, l'acide sulfurique déplace l'anhydride azotique, qui, après s'être hydraté, va se condenser dans un ballon refroidi par de l'eau. Au début du dégagement, l'anhydride azotique, ne pouvant s'emparer de l'eau que retient l'acide sulfurique en excès, abandonne 1 atome d'oxygène et se transforme en acide hypoazotique, que l'on reconnaît aux vapeurs rutilantes. Mais bientôt, le mélange devenant fluide et homogène, l'acide sulfurique abandonne son eau et se combine avec l'oxyde de potassium. Alors l'anhydride azotique s'hydrate et ses vapeurs vont se condenser. A la fin de l'opération, la chaleur devenant plus forte, l'acide azotique se décompose encore : on le constate par de nouvelles vapeurs rougeâtres.

Dans la réaction, il se produit un bisulfate ou sulfate de potassium :

$$KAzO^3 + H^2SO^4 = \left.\begin{matrix} K \\ H \end{matrix}\right\} SO^4 + HAzO^3, \text{ form. atom.}$$

$$KO,AzO^5 + 2SO^3,HO = AzO^5,HO + KO,HO,2SO^3, \text{ form. en équiv.}$$

175. **Préparation industrielle.** — Dans l'industrie, on remplace l'azotate de potasse par l'azotate de soude pour

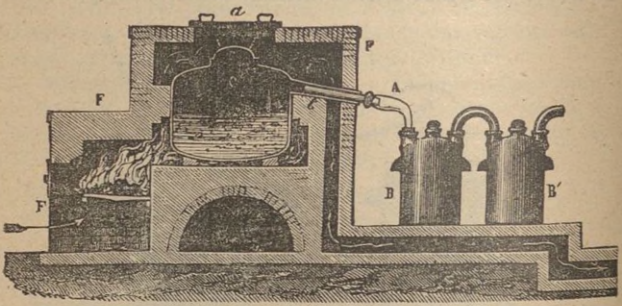


Fig. 126. — Fabrication industrielle de l'acide azotique.

plusieurs raisons : 1° l'acide sulfurique à 62° suffit pour décomposer l'azotate de sodium ; 2° l'azotate de sodium est moins cher et il donne plus d'acide ; 83 kilog. d'azotate de

soude donnent 63 kilog. d'acide azotique, autant que 101 kilog. d'azotate de potasse.

On se sert d'une chaudière en fonte C (fig. 126) dans laquelle on introduit 330 kilog. d'azotate de soude avec 428 kilog. d'acide sulfurique à 90°.

On ferme la chaudière par un couvercle *e*, l'ouverture du fourneau F est également fermée en *a*. Toutes les issues sont lutées avec de l'argile. Une rallonge en verre A est disposée pour conduire les produits de la distillation qui se rendent dans une série de bonbonnes B communiquant entre elles et renfermant un peu d'eau pour faciliter la condensation. Voici la réaction :

$$NaAzO^3 + H^2SO^4 = \left.\begin{matrix}Na\\H\end{matrix}\right\} SO^4 + HAzO^3, \text{ form. atom.}$$

$$NaO,AzO^5 + SO^3,HO = NaO,SO^3 + AzO^5,HO, \text{ form. en équiv.}$$

176. **Propriétés physiques.** — L'acide azotique pur est un liquide incolore; son odeur est acide; sa densité égale 1,52. Comme la lumière le décompose en oxygène et en acide hypoazotique, qui reste en solution, il se présente généralement coloré en jaune.

Exposé à l'air, il répand des fumées blanches ; ce qui lui a fait donner le nom d'acide *fumant*. L'acide nitrique se solidifie à —49° et bout à 86°.

Il se se dissout dans l'eau en toute proportion, et produit une élévation de température. Plus il contient d'eau, moins il pèse. Il forme un hydrate qui a la formule suivante : $2AzHO^3 + 3H^2O$; cet hydrate est un liquide incolore (densité 1,42), qui bout à 123°.

Exp. 201. Faites voir ces caracteres, entre autres les degrés aréométriques, dans des solutions d'acide différentes. (Exp. 130.)

177. **Propriétés chimiques.** — L'acide azotique est un acide fort, un des oxydants les plus énergiques. Son action sur les matières organiques est remarquable : sur le tissu animal, il produit d'abord des taches jaunes ; puis une désorganisation générale. Il détruit la plupart des matières colorantes végétales et surtout l'indigo (Exp. 204) ; il jaunit la laine, la soie, etc.

La propriété de décolorer et de jaunir les matières organiques est un signe caractéristique de cet acide. (Exp. 205 et 206.)

L'acide azotique se décompose sous les moindres influen-

ces; il cède facilement une partie de son oxygène aux combustibles, aux corps qui en sont avides :

1° Sous l'action de la lumière, l'acide concentré se transforme proportionnellement en oxygène et en acide hypoazotique.

2° Quel que soit son degré d'hydratation, il se décompose de la même façon, sous l'action de la chaleur. (Exp. 202.)

3° Tous les métalloïdes, excepté l'oxygène, le chlore, le brome et l'azote, décomposent l'acide azotique concentré et s'emparent de son oxygène.

4° L'acide nitrique attaque tous les métaux, à l'exception de l'or et du platine. Très concentré, il n'a d'action que sur les métaux les plus oxydables, potassium, sodium, zinc. Les autres sont attaqués plus fortement par l'acide étendu. C'est au point que le fer, trempé dans l'acide nitrique concentré, devient *passif*, c'est-à dire que dans cet état il n'est plus attaqué par l'acide étendu; mais si on le touche avec un métal plus électro-négatif, avec une tige de cuivre par exemple, il redevient attaquable par l'acide étendu. (Exp. 203 et 207.)

Exp. 202. Touchez la surface d'une petite quantité d'acide azotique concentré avec un charbon incandescent : la combustion sera activée et des vapeurs rouges feront connaître un dégagement d'oxygène produit par la décomposition de l'acide.

203. Versez de l'acide nitrique étendu sur des copeaux de cuivre que vous aurez placés dans une capsule : il se produira un dégagement de bioxyde d'azote qui, au contact de l'air, se convertira en vapeurs rutilantes.

Etendez d'eau quelques gouttes d'encre ; laissez tomber ensuite dans ce liquide quelques gouttes d'acide nitrique.

204. Faites dissoudre 1 gr. d'indigo dans 12 gr. d'acide sulfurique concentré ; versez quelques gouttes de cette dissolution dans une liqueur qui renfermerait de l'acide azotique, ne fût-ce que quelques traces : la couleur de l'indigo disparaîtra.

205. Si un élève avait une verrue ou un cor, placez-y une goutte d'acide azotique : la peau jaunira et quelques jours après elle tombera.

206. Dans de l'acide azotique, trempez des morceaux d'étoffe, de laine, de soie, de coton, de lin ; des plumes, etc. : ils se colorceront en jaune ; puis lavez-les à grande eau, et immergez-les dans une dissolution d'ammoniaque : vous verrez de belles couleurs orange.

207. Placez des pointes de Paris dans deux capsules. Versez de l'acide azotique étendu dans l'une : un vif dégagement de vapeurs rouges vous prouvera que le fer est attaqué par l'acide.

Versez de l'acide nitrique concentré sur les pointes de l'autre capsule : elles resteront intactes. Décantez cet acide : le fer est devenu *passif;* car il n'a plus d'action sur l'acide azotique étendu.

Touchez-le maintenant avec un fil de cuivre : le fer passif redeviendra *actif.*

208. Introduisez de l'étain ou de l'antimoine dans un verre (fig. 127). Versez-y de l'acide azotique étendu. Il s'en dégagera des torrents de vapeurs rouges. La poudre blanche qui se forme est de l'acide stannique.



Fig. 127. — Action de l'étain sur l'acide azotique. (Exp. 208.)

178. **Usages.** — L'acide azotique reçoit de nombreuses applications. On l'emploie pour décaper les métaux, graver sur cuivre et sur acier; pour l'affinage de l'argent, de l'or et du platine; pour faire l'essai des monnaies; pour la fabrication des acides sulfurique et oxalique; du coton-poudre, de la nitroglycérine.

C'est un agent de substitution.

Les teinturiers s'en servent pour colorer en jaune ou orange les foulards en soie, les lisières des draps en pièces.

En médecine, l'acide nitrique est usité comme caustique, pour détruire les verrues et des excroissances légères; étendu d'une quantité d'eau suffisante, il constitue une boisson astringente et tempérante.

Si, par mégarde, on venait à absorber ce poison si corrosif, il faudrait boire immédiatement de l'eau de chaux ou chargée de magnésie, et, à défaut de tout cela, de l'eau contenant des cendres de bois. Le lait et le blanc d'œuf sont aussi des adoucissants.

179. **Eau régale.** — Cette eau est ainsi appelée parce qu'elle dissout l'or, regardé comme le *roi des métaux*. C'est un mélange de 1 partie d'acide azotique et de 3 ou 4 parties d'acide chlorhydrique. La force énergique qui la caractérise, est due au chlore que met à l'état naissant l'action mutuelle des deux liquides (Exp. 209) :

$$2HCl + 2HAzO^3 = 2H^2O + Az^2O^4 + Cl^2, \text{ form. atom.}$$
$$HCl + AO^5,HO = 2HO + AzO^4 + Cl, \text{ form. en équiv.}$$

M. Baudrimont a signalé deux autres produits intermédiaires, formés d'oxygène, d'azote et de chlore.

Abandonné à lui-même, le liquide se colore peu à peu par l'acide hypoazotique qui se forme : la décomposition totale ne s'effectue qu'en présence d'un métal capable d'absorber le chlore. De l'action de l'eau régale sur les métaux, résultent des chlorures.

Exr. 209. Mettez une demi-feuille d'or dans un ballon où il y aura de l'acide nitrique : aucune action ne se manifestera sur l'or.

Mettez l'autre demi-feuille d'or dans un ballon où se trouve 3 fois autant d'acide chlorhydrique : aucune action sur l'or ne se manifestera encore.

Mélangez maintenant le contenu des deux ballons, les demi-feuilles disparaîtront bientôt.

32e *devoir.*

RÉSUMÉ

148. L'azote est un corps inerte, très répandu dans la nature. Il joue un rôle capital dans le règne animal.

149. On prépare l'azote : 1° en brûlant du phosphore sous une cloche ; 2° en faisant passer de l'air sur du cuivre chauffé au rouge ; 3° en chauffant de l'azotite d'ammoniaque.

150. L'azote est un gaz incolore, inodore, insipide, plus léger que l'air, un peu soluble dans l'eau.

151. L'azote est un corps neutre. Ni comburant ni combustible, il est impropre à la combustion et à la respiration. C'est le type des corps triatomiques.

152. L'azote ne reçoit pas d'applications, mais il est nécessaire à l'accroissement et à l'entretien des animaux.

153. L'ammoniaque prend naissance dans la putréfaction des matières organiques azotées.

154. On prépare le gaz ammoniac, en chauffant modérément un mélange de sel ammoniac et de chaux vive.

155. La dissolution ammoniacale se produit, en faisant dégager le gaz dans l'eau.

156. Le gaz ammoniac possède une odeur piquante, une saveur âcre. Il est très soluble dans l'eau qui peut en dissoudre 1000 fois son volume. Le charbon de bois peut en absorber 90 fois son volume.

157. Très volatil, le gaz ammoniac se dégage facilement : on utilise cette propriété pour glacer l'eau.

158. L'ammoniaque est détruite par l'oxygène, le chlore ; par le carbone et les métaux, à une température élevée. Les chlorures, bromures et iodures métalliques l'absorbent. Elle décompose les sels solubles et s'empare de leur acide.

159. On analyse l'ammoniaque en décomposant, dans un eudiomètre, le gaz ammoniac en ses deux éléments. On y ajoute de l'oxygène qu'on combine avec l'hydrogène, au moyen d'une étincelle : il y a formation d'eau, un résidu d'azote et d'oxygène.

160. L'ammoniaque est un excellent réactif. Respirée dans une syncope, elle rend l'usage des sens. Quelques gouttes dans un verre d'eau sucrée peuvent dissiper l'ivresse.

161. On prépare le protoxyde d'azote, en chauffant dans une cornue de l'azotate d'ammoniaque : le sel se décompose en eau et en protoxyde d'azote.

162. Le protoxyde d'azote est un gaz incolore, doué d'une saveur un peu sucrée.

163. Le protoxyde d'azote est un composé neutre. En contact d'un corps en ignition, il se décompose et rend les combustions plus vives.

164. On fait l'analyse du protoxyde d'azote, en y introduisant du potassium qu'on chauffe dans une cloche courbe.

165. Liquide, le protoxyde d'azote sert à produire un froid intense; gazeux, il est quelquefois employé comme anesthésique.

166. Pour préparer le bioxyde d'azote, on met en contact de la tournure de cuivre avec l'acide azotique, qui se réduit en cédant de son oxygène.

167. Le bioxyde d'azote est un gaz incolore, qui se transforme en vapeurs rutilantes.

168. Le bioxyde d'azote est très délétère. Il éteint les corps en ignition. Seuls les corps enflammés et très avides d'oxygène y brûlent avec éclat.

169. On analyse le bioxyde d'azote comme l'air et le protoxyde d'azote, dans une cloche, où l'on fait passer un morceau de potassium.

170. Le peroxyde d'azote se prépare en chauffant de l'azotate de plomb dans une cornue.

171. Le protoxyde d'azote est un liquide jaunâtre qui cristallise à — 9°; il bout à 22 et dégage des vapeurs rutilantes.

172. Le peroxyde d'azote résiste assez à la chaleur. Il se décompose au contact de l'eau.

173. L'acide azotique a été préparé au neuvième siècle. On l'appela *eau-forte*, *acide nitrique*. Il forme des azotates naturels.

174. Dans le laboratoire, on le prépare en chauffant de l'azotate de potassium et de l'acide sulfurique, qui déplace l'acide azotique.

175. L'acide azotique est préparé en industrie avec l'azotate de sodium et l'acide sulfurique qu'on chauffe dans une chaudière en fonte.

176. L'acide azotique est un liquide incolore. A l'air, il répand des fumées blanches.

177. L'acide azotique est un des oxydants les plus énergiques; il jaunit les matières organiques. Cet acide se décompose facilement. Il attaque les métaux.

178. On emploie l'acide azotique pour décaper les métaux, graver sur cuivre; pour l'affinage de l'argent, de l'or et du platine; pour colorer en jaune les foulards en soie, etc.

179. Un mélange d'acide azotique et d'acide chlorhydrique s'appelle *eau régale*, parce qu'elle a la propriété de dissoudre l'or, qui est le roi des métaux.

33e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 148 à 152). — Développez les 3 procédés employés pour préparer l'azote. — Ses propriétés chimiques.

2° *Calcul.* Problème 82 (**121**). — Sous une cloche pleine d'air ordinaire, on a brûlé

40 gr. de phosphore ; il s'est formé de l'acide phosphorique Ph^2O^5. Quel est e volume de l'azote qui reste dans la cloche ? (Exp. 168.)

Probl. 83 (**130**). — La brebis produit, en vingt-quatre heures, 25 gr. 42 de bile, renfermant 0. gr. 034 d'azote. Combien lui faudrait-il de jours pour produire une quantité de bile contenant autant d'azote que 200 dm^3 d'air ordinaire ?

Probl. 84 (**132**). — En moyenne, par Ha, une récolte en blé enlève à la terre 40 kg. 4 d'azote ; mais l'atmosphère en fournit 15 kg pendant que le blé est en terre. Pour obtenir une pareille récolte dans un terrain de 2 Ha 40, combien faudrait-il de tourteaux, renfermant 6 p. 100 d'azote ?

34e DEVOIR.

1° *Rédaction* (n°s 153 à 160). — État naturel de l'ammoniaque. — Sa préparation. — Propriétés physiques. — Propriétés chimiques. — Usages.

2° *Calcul.* Problème 85 (**123**). — L'ammoniaque se prépare avec le chlorhydrate d'ammoniaque et la chaux $2AzH^4Cl + CaO = 2H^3Az + CaCl^2H^2O$. Avec 100 gr. de chlorhydrate d'ammoniaque, trouver le volume du gaz ammoniac qu'on peut produire. (Exp. 175.)

Probl. 86 (**124**). — Les eaux pluviales, d'après M. Boussingault, contiennent 0 gr. 00072 d'ammoniaque, par litre d'eau. En un an, quel poids d'azote les pluies rendent-elles au département du Nord, dont la surface est de 5679 km^2. En moyenne, l'eau qui y tombe en un an formerait une nappe de 0^m,65 d'épaisseur.

Probl. 87. — Dans l'eudiomètre de l'Exp. 190°, on a introduit 2 litres de gaz ammoniac sous la pression 0^m,75, et à la température 20° : coefficient $\frac{1}{273}$. On y ajoute de l'oxygène dans la proportion indiquée à la même expérience. Quel poids d'eau doit-il se former ? Quel volume d'azote et quel volume d'oxygène doit-i rester dans l'eudiomètre ?

35e DEVOIR.

1° *Rédaction* (n°s 162 à 172). — Préparation et propriétés du protoxyde d'azote. — Analyse. — Bioxyde d'azote. — Ses propriétés. — Peroxyde d'azote, sa préparation.

2° *Calcul.* Probl. 88. — On demande le volume du gaz hilarant qu'on peut préparer avec 25 gr. d'azotate d'ammoniaque.

Probl. 89. — En introduisant 0,lit. 75 de bioxyde d'azote dans la cloche. Exp. 198), quelle quantité d'azote obtiendra-t-on ? Déduisez de cette analyse la formule de ce composé.

Probl. 90. — Combien se dégagerait-il de peroxyde d'azote de la réactionl Exp. 199°, si l'on opérait sur 50 gr. d'azotate de plomb ?

36e DEVOIR.

1° *Rédaction* (n°s 173 à 179). — Historique de l'acide azotique. — Préparation dans le laboratoire, l'industrie. — Propriétés chimiques. — Eau régale.

2° *Calcul.* Problème 91 (**126**). — Dans les laboratoires, pour préparer l'acide azotique, on chauffe l'acide sulfurique concentré et l'azotate de soude. Trouver le poids nécessaire de chacune de ces deux matières, pour produire 100 kg. d'acide azotique (n° 175).

Probl. 92. — Avec 100 gr. d'acide azotique quel volume de chlore deviendrait libre dans la réaction du n° 179 ?

Probl. 93. — Calculer l'oxygène 0/0 des composés oxygénés de l'azote cités au n° 161.

CHAPITRE VIII

DU PHOSPHORE, DE L'ARSENIC, DE L'ANTIMOINE, DE LEURS PRINCIPAUX COMPOSÉS

PHOSPHORE

Symbole	Ph
Poids atomique et en équivalents	31
Densité de vapeur rapportée à l'hydrogène	61,01 (1)
Densité de vapeur rapportée à l'air	4,32

180. **Historique et état naturel.** — Le phosphore a été découvert à Hambourg, en 1669, par un marchand nommé Brandt, qui s'était adonné à l'alchimie pour réparer les désastres de sa fortune.

Il s'avisa de chercher dans l'urine la pierre philosophale ; il en retira une matière qui brillait dans l'obscurité : on l'appela *phosphore*, c'est-à-dire porte-lumière. Les chimistes, ses contemporains, savaient que ce nouveau corps avait été trouvé dans l'urine ; ils se mirent à l'œuvre : Kunckel en Allemagne, et Boyle en Angleterre réussirent à en tirer du même liquide. Cent ans après, deux Suédois en complétèrent l'étude ; Gahn constata dans les os l'existence de l'acide phosphorique, et Scheele indiqua un moyen d'en extraire le phosphore : celui qu'on suit encore de nos jours.

Le phosphore existe comme élément constitutif, dans le cerveau et les nerfs ; dans la laitance, le foie et les œufs de poissons, etc. Combiné avec l'oxygène et différentes bases, il

(1). Le phosphore présente cette anomalie, savoir : sous le même volume que l'hydrogène, sa vapeur représente le poids de 2 atomes. (Wurtz.)

forme d'importants phosphates : dans les os, c'est un phosphate de chaux ; dans l'urine, un phosphate d'ammoniaque ; dans les céréales, un phosphate de magnésie ; dans les mines, un phosphate de fer, de plomb, etc.

En présence de l'acide carbonique, le phosphate de chaux se dissout dans l'eau et passe ainsi du sol ou des engrais dans les plantes : les herbivores se l'assimilent et le transmettent aux carnivores, par leur lait ou leur chair.

181. **Préparation industrielle du phosphore par les os.** — Les os sont principalement composés de gélatine, de chaux et d'acide phosphorique. On les calcine au contact de l'air, pour leur enlever les matières animales ou gélatine : c'est à peu près le 1/3 de leur poids. Dépouillés ainsi de leur matière organique, les os sont blancs ; alors ils contiennent 0/0 : 22 de sulfate de chaux et 80 de phosphate de chaux tricalcique qu'on transforme en phosphate de chaux monocalcique par l'acide sulfurique étendu :

$Ca^3(PhO^4)^2 + 2H^2SO^4 = 2CaSO^4 + H^4Ca(PhO^4)^2$, form. atom.
$(CaO)^3PhO^5 + 2SO^3,HO = 2CaO,SO^3 + CaO,2(HO),PhO^5$, form. en éq.

Il se forme du sulfate calcique qui est insoluble et du phosphate de chaux soluble. On recueille le sulfate sur un filtre et on évapore la solution du phosphate dans un bassin. Quand elle est parvenue à consistance de miel, on y ajoute 1/3 de charbon de bois réduit en poudre pour absorber l'oxygène. Le mélange est calciné dans une chaudière en fonte : il s'en dégage des vapeurs d'eau et de l'acide sulfureux.

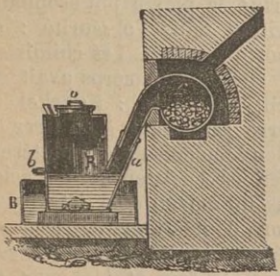


Fig. 128. — Préparation du phosphore.

Bien desséchée, la masse est concassée et introduite dans des cornues en grès *e*, au nombre de 8 ou 10, et placées sur deux rangs, dans un fourneau à double voûte. La flamme du foyer circule autour des cornues.

Sous l'action de la chaleur, il se produit du phosphore, de l'oxyde de carbone et du pyrophosphate calcique :

$2(Ca(PhO^3)^2) + 5C = Ca^2Ph^2O^7 + 5CO + Ph^2$, form. atom.
$2(CaO,PhO^5) + 10C = (CaO)^3,PhO^5 + 10CO + Ph^2$, form. en équiv.

Comme on ne peut jamais chasser l'eau complètement, la réaction donne lieu aussi à un peu d'hydrogène phosphoré. Tous ces produits se rendent par le col de la cornue dans le récipient de cuivre R, contenant de l'eau jusqu'au trop-plein *b*. Les gaz se dégagent par le tube *i*. Un vase B, rempli d'eau froide, sert à refroidir le récipient. En *o*, est une ouverture qu'on ouvre pour retirer le phosphore, quand l'opération est terminée, c'est-à-dire après trois jours.

100 kilog. d'os calcinés fournissent 8 à 9 kgs. de phosphore qu'il faut encore purifier.

182. **Propriétés physiques.** — Le phosphore récemment fondu est un corps solide, transparent, incolore ou jaunâtre; il est assez mou pour être rayé avec l'ongle et coupé avec le canif.

Refroidi jusqu'à 0° ou souillé par 0,001 seulement de soufre, il devient cassant.

Son odeur rappelle celle de l'ail et de l'ozone (N° 60).

Il fond à 44°,2. Devenu liquide, il garde cet aspect jusqu'à la température ordinaire, présentant ainsi un phénomène de surfusion. Le phosphore bout à 290° et la densité de sa vapeur égale 4,31.

Il ne se dissout pas dans l'eau, mais il lui communique son odeur. Soluble dans le sulfure de carbone, il cristallise, par évaporation, sous forme rhomboédrique. L'alcool et l'éther en dissolvent une petite quantité.

183. **Allotropie du phosphore.** — Le phosphore affecte plusieurs modifications moléculaires à chacune desquelles correspondent des propriétés différentes. Chauffé à 70° et projeté brusquement dans l'eau, renfermant quelques traces de mercure, il devient noir en se solidifiant. Dans l'eau, le phosphore se recouvre d'une couche épaisse blanche et pulvérente, qui n'est autre que du phosphore excessivement divisé; mais, si, à l'action de l'eau, vient s'ajouter celle de la lumière solaire, la transformation n'est plus la même; l'enduit devient d'un rouge cramoisi, et les caractères chimiques du phosphore sont alors tellement modifiés qu'on ne peut que difficilement reconnaître ce corps. C'est du *phosphore rouge* ou *amorphe*. (Exp. 210, 211.)

Ce que la lumière ne fait qu'à la surface, la chaleur, maintenue longtemps à 240°, transforme complètement le phosphore ordinaire en phosphore rouge, comme l'a démontré M. Schrœtter, de Vienne. Cette transformation peut

aussi s'opérer sous l'influence de certains agents chimiques.

Propriétés comparées du phosphore ordinaire et du phosphore rouge :

PHOSPHORE ORDINAIRE	PHOSPHORE ROUGE
Densité..... 1,83	*Densité*..... 1,96
Odorant à l'air et phosphorescent;	Inodore et non phosphorescent;
Cristallise à la température ordinaire;	Amorphe à la température ordinaire;
Prend feu vers 60°;	Ne prend feu qu'à 260°;
Fond à 44°;	Ne fond pas jusqu'à 260°, température à laquelle il repasse à l'état de phosphore ordinaire;
Soluble dans le sulfure de carbone;	Insoluble dans le sulfure de carbone;
Se combine avec le soufre à 111°;	Se combine avec le soufre à 230°;
Attaque les solutions alcalines faibles;	N'attaque pas les solutions alcalines faibles;
Poison violent.	Non vénéneux.

Exp. 210. Exposez aux rayons solaires, pendant plusieurs jours, un petit flacon bien bouché contenant de l'eau et un petit morceau de phosphore : la surface du phosphore deviendra rouge.

Exp. 211. Introduisez dans un tube un tout petit bâton de phosphore ordinaire; chauffez légèrement, et laissez-y tomber une très petite quantité d'iode : les deux corps se combineront avec production de chaleur et de lumière. Il se formera des traces d'iodure, et tout le phosphore sera converti en une masse dure, noire, donnant une poudre rouge : c'est du phosphore amorphe.

184. **Propriétés chimiques.** — Le phosphore ordinaire possède une telle affinité pour l'oxygène que, pour le conserver intact, on est obligé de le tenir plongé dans de l'eau distillée et bouillie ou dans un gaz impropre à la combustion, tel que l'azote, l'hydrogène, etc. A l'air libre, il s'oxyde lentement; cette combustion lente produit de l'acide phosphoreux, de l'ozone, un peu d'acide phosphorique et d'azotite d'ammoniaque. Suivant M. Schœnbein, ce dernier composé constitue les fumées blanches qu'on aperçoit.

La chaleur des mains ou celle dégagée par l'oxydation lente sont suffisantes pour enflammer le phosphore; de là les précautions nécessaires pour prévenir tout accident : ne pas le manier longtemps avec les mains, il faut le couper dans l'eau.

Dans l'oxygène pur, le phosphore s'enflamme au-dessous de 30°, et donne de l'acide phosphorique; leur combinaison s'opère même dans l'eau.

Le phosphore se combine avec un bon nombre de corps : avec l'hydrogène, il forme plusieurs composés; sa combi-

naison avec l'oxygène, le chlore sec, l'iode et le brome produit lumière et chaleur. Tantôt il joue le rôle triatomique, tantôt le rôle pentatomique.

En contact avec l'acide azotique concentré, le phosphore prend feu et détermine une explosion des plus dangereuses.

N.-B. — N'oubliez pas que le phosphore doit être manié et coupé dans l'eau.

Exp. 212. Introduisez dans un tube environ 10cm³ d'éther et un fragment de phosphore de la grosseur d'une lentille. Bouchez et agitez à plusieurs reprises. Après quelques jours, décantez le liquide.

213. Versez sur la main quelques gouttes de cette dissolution ; étendez-les par un frottement léger : l'éther se vaporisera et le phosphore se combinera d'autant mieux avec l'oxygène qu'il est excessivement divisé. On constatera des phosphorescences dans l'obscurité.

214. Imbibez un morceau de sucre de la solution éthérée (Exp. 212). Dans ces conditions, l'éther et le phosphore s'élèvent à la surface de l'eau où ils se combinent avec l'oxygène de l'air.

215. Versez quelques gouttes de la solution éthérée (Exp. 212) sur un morceau de papier mince et non collé : dès que l'éther sera volatilisé, le phosphore brûlera.

216. Placez, sur un papier, un fragment de phosphore gros comme une lentille ; recouvrez-le d'une légère couche de noir de fumée ou de charbon en poudre : le phosphore s'enflammera spontanément ; car, en vertu de sa porosité, le charbon attire l'oxygène de l'air et le transmet au phosphore dont il empêche le refroidissement.

17. Introduisez un petit morceau de phosphore dans une éprouvette à

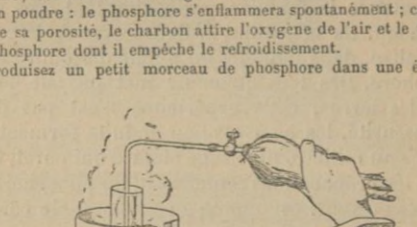


Fig. 129. — Combustion du phosphore dans l'eau.

pied où il y ait de l'eau froide. Chauffez cette eau jusqu'à 50°. Placez ensuite l'éprouvette dans un flacon plus large contenant de l'eau froide. Au moyen d'un tube effilé et d'une vessie, faites ensuite arriver un courant d'oxygène sur le phosphore : vous verrez de brillants éclairs sillonner le liquide.

185. **Usages du phosphore.** — Le phosphore reçoit

une utile application dans les allumettes, que chacun connaît et emploie, malgré les incendies et les empoisonnements qui en sont résultés.

L'emploi du phosphore rouge a diminué les accidents, mais ne les a pas supprimés.

Voici comment on fabrique les allumettes ordinaires. Après avoir coupé et réuni les bûchettes en paquets, on les trempe dans une bouillie, composée de phosphore, d'huile de térébenthine et de soufre. On les fait sécher et on les trempe de nouveau dans une solution de gomme, à laquelle on a ajouté du chlorate de potasse et une petite quantité de suie, broyée dans un peu d'alcool. Enfin, on les colore avec du cinabre, sulfure de mercure.

Le phosphore sert aussi à faire la pâte dite *mort-aux-rats*, qu'on prépare comme il suit : Dans 750 gr. d'eau, on délaye autant de farine de seigle. On chauffe cette bouillie, et on y fait dissoudre 8 gr. de phosphore ; on ajoute au mélange 180 gr. de beurre ou de lard et 125 gr. de cassonade. Avec cette pâte, on fait ensuite de petites boulettes qu'on roule dans la farine.

Les amateurs de fantasmagorie simulent des spectres au visage de feu. Ils se frottent la figure avec de la graisse ou de l'huile d'olive, dans laquelle on a fait dissoudre à chaud 1/6 de phosphore. Dès lors qu'on ne met pas de pâte sur les yeux et les lèvres, cette expérience n'est pas dangereuse. Dans l'obscurité, les endroits non enduits forment de grands trous noirs au milieu d'un visage blafard qui paraît très hideux.

Toutes les préparations renfermant du phosphore libre sont de violents poisons. On oppose à ce redoutable corps l'essence de térébenthine, comme un antidote efficace.

Faites le 36e devoir.

HYDROGÈNE PHOSPHORÉ

Formule atomique et en équivalents	H^3Ph
Poids atomique et en équivalents (1 vol.)	34
Densité rapportée à l'hydrogène	17
Densité rapportée à l'air	1,134

186. **Historique et formation.** — L'hydrogène phosphoré, appelé aussi *feu follet*, a été découvert, en 1793, par un Français, Gengembre. Ce chimiste l'obtint en faisant bouillir

du phosphore dans une lessive de potasse caustique ; il reconnut que ce gaz était une dissolution de phosphore dans l'hydrogène. Ce composé prend naissance dans la putréfaction des substances qui contiennent du phosphore. Il s'enflamme dans certaines conditions : de là ces feux qu'on voit quelquefois la nuit dans les cimetières humides et les marais contenant des débris d'animaux. N'ont-ils pas été la terreur des gens crédules !

187. Préparation :

Exp. 218. Chauffez, dans un ballon, des boulettes de chaux hydratée contenant un petit morceau de phosphore. Il se dégagera des bulles d'hydrogène phosphoré, qui viendront crever et s'enflammer à la surface de



Fig. 130. — Préparation de l'hydrogène phosphoré.

l'eau, en formant de belles couronnes : c'est une jolie expérience. Avant de placer le tube au ballon, on laisse dégager une petite partie de gaz. De cette façon, on chasse l'air du ballon et on prévient le danger qui en résulterait.

Exp. 219. Quelques morceaux de phosphure de calcium, jetés dans un verre d'eau, produisent de l'hydrogène phosphoré, qui vient crever et brûler à la surface de l'eau, comme dans l'expérience précédente.

188. Propriétés. — L'hydrogène phosphoré est un gaz incolore, doué d'une odeur fétide, un peu alliacée.

L'eau en dissout 1/8 de son volume ; l'alcool et l'éther en dissolvent davantage.

M. Paul Thénard a prouvé que, lorsqu'il est pur, ce gaz ne

s'enflamme à l'air qu'à la température de 100° : alors, sa flamme est blanche et très éclairante. Son inflammabilité, à des températures inférieures, est due à la vapeur d'un phosphore liquide H^4Ph^2, très volatil et excessivement inflammable. Cette combustion produit de l'acide phosphorique et de l'eau.

L'hydrogène phosphoré est décomposé par le chlore avec production de chaleur et de lumière. Leur action réciproque donne lieu à de l'acide chlorhydrique et à du chlorure de phosphore. Un grand nombre de métaux tels que le potassium, le cuivre, etc., le décomposent en s'emparant du phosphore et en mettant l'hydrogène en liberté.

L'hydrogène phosphoré présente deux analogies avec l'ammoniaque : leurs formules se ressemblent et ils se combinent l'un et l'autre avec l'acide iodhydrique pour former :

L'iodhydrate d'hydrogène phosphoré, H^3Ph,HI } form. atom. et en
L'iodhydrate d'ammoniaque, H^3Az,HI } quiv.

COMBINAISONS ACIDES DU PHOSPHORE

		Form. atom.	Form. en équiv.
1°	Acide hypophosphoreux...	PhO^2H^3 ou $PhH^2O(OH)$	; $PhO,3HO$
2°	Anhydride phosphoreux...	Ph^2O^3	; PhO^3
3°	Acide phosphoreux.....	PhO^3H^3 ou $PhHO(OH)^2$	; $PhO^3,3HO$
4°	Anhydride phosphorique...	Ph^2O^5	; PhO^5
5°	Acide phosphorique.....	PhO^4H^3 ou $PhO(OH)^3$	; $PhO^5,3HO$
6°	— pyrophosphorique	$2(PhO^4H^3) - H^2O$ ou $Ph^2O^3(OH)^4$	; $PhO^5,2HO$
7°	— métaphosphorique.....	PhO^3H ou $PhO^2(OH)$	; PhO^5,HO

189. **Acide hypophosphoreux.** — Il n'a pas d'anhydride connu. C'est le moins oxygéné des composés du phosphore. On le prépare en faisant bouillir du phosphore dans l'eau de baryte; on traite ensuite cette solution par l'acide sulfurique. Il s'obtient à l'état liquide sirupeux, incolore, acide.

Il est très avide d'oxygène.

Sa solution aqueuse est un agent réducteur puissant.

La chaleur le décompose en hydrogène phosphoré et en acide phosphorique :

$$2H^3PhO^2 = H^3Ph + H^3PhO^4, \text{ form. atom.}$$
$$(PhO,3HO) = H^3Ph + PhO^5,2HO, \text{ form. en équiv.}$$

Cet acide est monobasique, car il ne cède aux métaux que 1 atome d'hydrogène; les deux autres atomes sont partie constitutionnelle du radical de l'acide.

190. 2° **Anhydride phosphoreux.** — Il se produit sous forme

de fumée, lorsqu'on expose le phosphore à l'air sec. Il suffit d'en placer un petit fragment sur du liège, qui surnage dans l'eau et de l'envelopper avec une grande cloche. On voit des phosphorescences surtout à l'obscurité.

191. 3° **Acide phosphoreux.** — Il prend naissance par l'hydratation de l'anhydride phosphoreux, par l'oxydation de l'hydrogène phosphoré, par l'oxydation lente du phosphore à l'air humide. Dans ce dernier cas, on obtient un liquide sirupeux très acide, cristallisable, accompagné d'acide phosphorique. Échangeant 2 atomes d'hydrogène contre l'équivalent d'un métal, cet acide est bibasique.

192. 4° **Anhydride phosphorique.** — Il se produit par la combustion vive du phosphore dans un excès d'air. L'expérience se fait dans un ballon à trois tubulures. Au moyen de fil de platine, on suspend du phosphore au milieu du ballon B. On y établit un courant d'air, par un aspirateur non figuré.

Après s'être desséché en T, l'air arrive sur le phosphore, placé

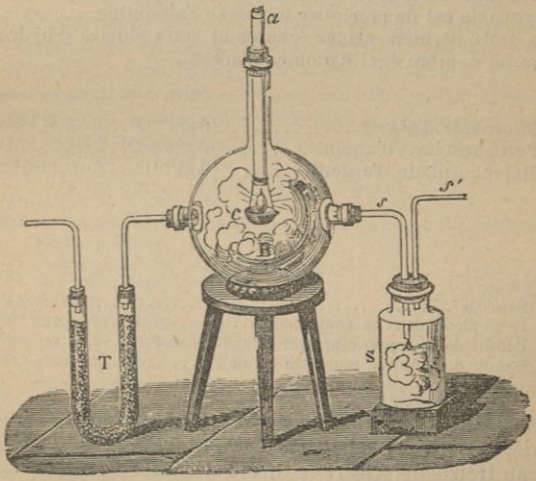


Fig. 131. — Préparation de l'acide phosphorique anhydre.

en C L'acide phosphorique se dépose en flocons au fond du ballon. Une partie est entraînée en S.

Ce composé est très déliquescent; sa combinaison avec l'eau se fait avec sifflement et avec une grande élévation de température. Trois acides phosphoriques peuvent résulter de cette hydratation.

193. 5° **Acide phosphorique ordinaire.** — On l'obtient de plusieurs manières, particulièrement par l'action de l'eau bouillante sur l'anhydride phosphorique ou oxydant le phosphore rouge en poudre par quinze fois son poids d'acide azotique à 20°. Il se dépose dans le récipient en prismes durs, transparents, qui, attirant l'humidité, ne tardent pas à tomber en déliquescence. Cédant ses 3 atomes d'hydrogène contre un métal, cet acide est tribasique.

194. 6° **Acide pyrophosphorique.** — Il se forme en chauffant assez longtemps, à 213°, l'acide phosphorique ordinaire, c'est-à-dire jusqu'à ce que 2 de ses molécules aient perdu 1 molécule d'eau. Le résidu obtenu est une masse opaque, qui précipite l'azotate d'argent : l'acide pyrophosphorique est tétrabasique.

195. 7° **Acide métaphosphorique.** — Il est formé par l'action de la chaleur sur l'acide phosphorique, qui perd de l'eau. Il prend naissance encore lorsqu'on introduit l'anhydride phosphorique dans une grande quantité d'eau : il est monobasique. Ce composé est vitreux, solide, incristallisable, déliquescent; il se dissout lentement, mais en grande quantité, dans l'eau. Sa propriété la plus remarquable est de précipiter en blanc l'albumine.

Ces trois derniers acides échangent leurs atomes d'hydrogène contre un nombre égal d'atomes d'argent.

	Form. atom.	Form. en équiv.
Phosphate d'argent.....	Ag^3PhO^5	$3(AgO),PhO^5$
Pyrophosphate d'argent	$Ag^4Ph^2O^7$	$2(AgO),PhO^5$
Métaphosphate d'argent.....	$AgPhO^3$	AgO,PhO^5

ARSENIC

Symbole	As
Poids atomique et en équivalents.....	75
Densité de sa vapeur rapportée à l'hydrogène.....	150
Densité de sa vapeur rapportée à l'air	10.2

196. **Historique. État naturel et extraction.** — Au neuvième siècle, l'Arabe Geber parlait de cette substance subtile; au treizième, Albert le Grand décrivit sa préparation; au dix-huitième, Brandt et Brouwel, deux Suédois, firent connaître ses propriétés. En 1384, Charles VI, son frère et les trois ducs, ses oncles, avaient été désignés par Charles le Mauvais à un ménestrel qui devait les empoisonner avec de l'arsenic. C'est avec le même poison que la fameuse Toffana fit périr, dit-on, plus de six cents personnes, parmi lesquelles deux papes.

L'arsenic est abondant. On le trouve à l'état natif et en combinaison : généralement, il est associé au soufre, au fer, au nickel, etc. On l'extrait d'un minerai appelé *mispickel*, qui est un sulfoarséniure de fer. Sous l'action de la chaleur, l'arsenic se volatilise et se dépose dans des cylindres disposés à cet effet :

$$FeSAs = FeS + As, \text{ form atom.}$$
$$(FeAs + FeS^2) = 2FeS + As, \text{ form. en équiv.}$$

197. **Propriétés.** — L'arsenic est un corps solide, inodore, sans saveur, gris d'acide métallique, lorsqu'il est récemment préparé. De 180° à 300°, il se sublime. (Exp. 220.)

Pour l'obtenir liquide, il faut en même temps le porter au rouge et le soumettre à une forte pression en vase clos.

L'arsenic ressemble aux métaux par ses propriétés physiques ; mais son affinité le place à côté de l'azote et du phosphore.

A l'air, il se ternit et se couvre d'une poussière noire. Projeté sur des charbons ardents, il brûle avec une flamme blanche, se transforme en vapeurs épaisses, qui répandent une forte odeur d'ail : c'est l'anhydride arsénieux As^2O^3.

L'arsenic prend feu dans le chlore sec et se convertit en un trichlorure $AzCl^3$, liquide qui bout à 134° et que l'eau décompose en acide chlorhydrique et en acide arsénieux (Exp. 221) :

$$2AsCl^3 + 3H^2O = 6HCl + As^2O^3$$

Exp. 220. Introduisez dans un tube fermé un petit fragment d'arsenic (fig. 132). Chauffez sur la lampe. A 180°, l'arsenic se volatilisera d'abord ; puis se condensera dans la partie supérieure du tube : une *couche noire miroitante* et une *odeur d'ail* particulière caractérisent ce corps.

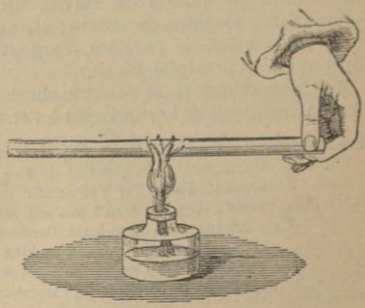


Fig. 132. — Volatilisation et condensation de l'arsenic.

221. Laissez tomber de l'arsenic en poudre dans un flacon rempli de chlore sec : vous verrez une vive lumière témoigner de l'énergie de la combinaison ; le produit sera un trichlorure d'arsenic $AzCl^3$.

PRINCIPALES COMBINAISONS DE L'ARSENIC

	Form. atom.	Form. en équiv.
1° Hydrogène arsénié.....	H^3As	; H^3As
2° Anhydride arsénieux.....	As^2O^3	; AsO^3
3° Acide arsénique normal.....	H^3AsO^4	; $AsO^5,3HO$
4° Acide pyroarsénique (1).....	$H^4As^2O^7$	; $AsO^5,2HO$
5° Acide métarsénique.....	$HAsO^3$	; AsO^5,HO

198. 1° **Hydrogène arsénié.** — On l'appelle aussi *arséniure d'hydrogène.* C'est un gaz incolore, d'une odeur alliacée. Sa densité est 2,695 : l'eau en dissout 1/5. A la chaleur rouge, il se décompose en arsenic et en hydrogène. Il brûle avec une flamme bleuâtre. Ce composé, qui est un poison très violent, correspond à l'ammoniaque et à l'hydrogène phosphoré.

199. 2° **Anhydride arsénieux.** — C'est un composé solide, blanc, inodore : on le nomme vulgairement l'*arsenic.* Chauffé au rouge dans un tube ouvert, il se volatilise sans passer par l'état liquide. Reçu dans un vase à une température qui ne dépasse pas 200°, ce composé cristallise en octaèdres ; vers 250°, il cristallise en prismes à base rhomboïdale : l'acide arsénieux est donc dimorphe; condensé sur une paroi plus chaude, il est *vitreux;* mais il acquiert bientôt la blancheur et l'opacité de la porcelaine.

L'eau dissout 1/25 de son poids d'acide arsénieux vitreux, et 1/80 de son poids d'acide porcelainé.

La solution d'acide arsénieux rougit faiblement le tournesol. Neutralisée par l'ammoniaque, elle donne, si l'on y ajoute une dissolution de sulfate de cuivre, un précipité *vert de Scheele* magnifique, arsénite de cuivre ; si, au lieu de sulfate de cuivre, on y introduisait de l'azotate d'argent ou de l'hydrogène sulfuré, on verrait un précipité jaune.

Les métalloïdes, entre autres le charbon et l'hydrogène, réduisent l'acide arsénieux et le ramènent à l'état d'arsenic.

Exp. 222. Montez l'appareil Marsh (fig. 133). Introduisez dans le flacon A, à hydrogène, de la grenaille de zinc et une solution arsenicale très étendue d'eau. Par l'entonnoir O, versez-y de l'acide sulfurique étendu d'eau de 6 ou 7 fois son volume.

L'hydrogène entraînant l'arsenic se desséchera en C. Chauffé en *dd* par une lampe à alcool, le tube accusera des anneaux d'arsenic ; une tache noire arsenicale aussi se formera sur la soucoupe, si l'on enflamme l'hydrogène à l'extrémité du tube.

200. 3° **Acide arsénique.** — Il se forme en chauffant une partie d'acide arsénieux avec 4 parties d'acide azotique à 35°

(1) Dérive de $\left.\begin{matrix} H^3AsO^4 \\ H^3AsO^4 \end{matrix}\right\} - H^2O.$

on y ajoute 2 parties d'acide chlorhydrique à 22°. Quand il n'apparaît plus de vapeurs rutilantes dans la cornue, on concentre la liqueur jusqu'à consistance sirupeuse. Abandonnée longtemps dans un endroit frais, cette liqueur dépose des cristaux incolores qui constituent un hydrate $2H^3AsO^4 + H^2O$ (Kopp).

Ces cristaux sont déliquescents et se dissolvent dans l'eau avec abaissement de température : chauffés à 100°, ils perdent leur eau de cristallisation et laissent une masse formée d'aiguilles prismatiques : c'est l'*acide* normal.

201. 4° **Acide pyroarsénique.** — Il dérive de l'acide arsénique, chauffé longtemps entre 140° et 180° : 2 molécules d'acide arsénique forment 1 molécule d'acide pyroarsénique.

202. 5° **Acide métarsénique.** — Il se forme, si l'on chauffe, vers 203°, l'acide arsénique normal. On le voit, dit M. Wurtz, par leur mode de formation et leur constitution, les acides arsénique,

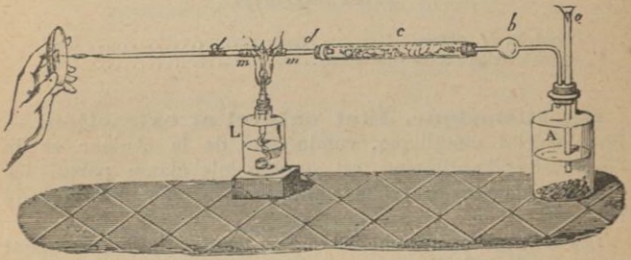


Fig. 133. — Appareil Marsh. (Exp. 222.)

pyroarsénique et métarsénique sont complètement analogues aux acides correspondants du phosphore.

203. **Arsenic poison, arsenic remède.** — L'arsenic pur, étant insoluble, ne paraît pas avoir d'effet toxique ; mais, à l'état de combinaison, il exerce une action destructrice et prompte sur le tissu des animaux. Un quart d'heure après l'absorption des combinaisons arsenicales, les symptômes d'empoisonnement se manifestent. Le premier soin à donner au malade, c'est de le faire vomir au moyen de l'émétique ; le deuxième, c'est de le gorger avec du peroxyde de fer hydraté ou de la magnésie calcinée ; le troisième, c'est de recourir à la saignée, s'il y a chaleur intense ; on recourt aux stimulants, tels que café, punch, quand il y a refroidissement, syncope. Les 9/10 des empoisonnements sont causés par l'acide arsénieux.

Sans odeur, blanc comme la farine, ce composé a donné la mort à bien des personnes. Les empoisonnements viennent assez fréquemment par la *mort-aux-rats*, faite avec l'arsenic. Quant aux crimes, on n'en trouve que trop dans tous les siècles. Grâce à la

chimie, qui permet de retrouver les traces les plus petites d'arsenic, l'empoisonneur ne peut aujourd'hui se dérober à la justice humaine.

La médecine emploie l'acide arsénieux à l'extérieur pour ronger les chairs cancéreuses. A l'intérieur, on l'administre comme fébrifuge dans les fièvres paludéennes et pour combattre l'asthme. Administrés à très petites doses, les remèdes arsénieux sont quelquefois héroïques : augmentation de l'appétit, de la soif; selles plus faciles, plus abondantes et sans diarrhée ; sentiment de chaleur sèche, qui, du creux de l'estomac, s'étend peu à peu à tout le corps ; augmentation de la contractibilité musculaire ; sécrétion urinaire plus abondante, etc.

ANTIMOINE

Symbole, *de stibium*	Sb
Poids atomique et en équivalents	122

204. **Historique. État naturel et extraction.** — Doué d'éclat métallique, conducteur de la chaleur et de l'électricité, l'antimoine est quelquefois classé parmi les métaux; mais ses propriétés chimiques le placent à côté de l'arsenic.

Les alchimistes avaient cru que sa transmutation en argent et en or était facile. Au quinzième siècle, Basile Valentin décrivit ses propriétés bienfaisantes. Au seizième, de vives contestations s'élevèrent entre les médecins, au sujet des préparations antimoniales. Son emploi avait donné lieu à tant d'abus, qu'en 1566, sur l'avis de la Faculté de Paris, le Parlement proscrivit par un arrêt l'usage de ce remède. Un siècle après, la même Faculté revint sur sa décision; et, en 1666, le Parlement autorisa, par un nouvel arrêt, l'emploi de l'antimoine.

On l'extrait de la stibine. Pour séparer le sulfure d'antimoine du quartz, le minerai est soumis à la fusion. Puis on le pulvérise et on l'introduit dans des fours : l'antimoine s'oxyde, et une grande partie du soufre se dégage en acide sulfureux. Ainsi travaillé, ce minerai est mélangé avec du carbonate de soude et du charbon. Le tout est calciné dans un creuset. Il se forme du sulfure double d'antimoine et de soude : l'antimoine se réunit en culot au fond du creuset.

205. **Propriétés.** — L'antimoine est blanc argentin. Sa

cassure est lamelleuse. Il fond à 450°, et se vaporise à la chaleur rouge-blanc. Refroidi lentement, il cristallise en rhomboèdres. A la température ordinaire, il ne s'oxyde pas mais, sous l'action de la chaleur, il se convertit en oxyde Sb^2O^3. Nous avons vu qu'il brûle dans le chlore sec.

Exp. 223. Placez un peu d'antimoine dans le creux d'un morceau de charbon, et dirigez-y le dard d'un chalumeau : vous le verrez rougir et répandre des vapeurs blanches. Ensuite projetez, sur le sol, le globule incandescent : vous constaterez un grand nombre de globules plus petits rebondissant dans l'air et laissant derrière eux une traînée de fumée.

Exp. 224. Chauffez légèrement un flacon où vous avez mis du chlore *sec* et projetez-y de l'antimoine en poudre : vous le verrez tomber en pluie de feu.

COMBINAISONS PRINCIPALES DE L'ANTIMOINE

AVEC L'HYDROGÈNE

	Form. atom.	Form. en équiv.
Hydrogène antimonié.....	SbH^3	; SbH^3

AVEC LE CHLORE

1° Trichlorure d'antimoine.....	$SbCl^3$	; $SbCl^3$
2° Pentachlorure d'antimoine.....	$SbCl^5$	; $SbCl^5$

AVEC L'OXYGÈNE

1° Anhydride antimonieux	Sb^2O^3	; SbO^3
2° Anhydride antimonique.....	Sb^2O^5	; SbO^5
3° Acide métantimonique	$HSbO^3$	; SbO^5,HO
4° Acide pyroantimonique.....	$H^4Sb^2O^7$	; SbO^5,2HO

AVEC LE SOUFRE

1° Sulfure antimonieux	Sb^2S^3	; SbS^3
2° Sulfure antimonique	Sb^2S^5	; SbS^5

206. **Hydrogène antimonié.** — Il se forme par l'action de l'hydrogène naissant sur une solution antimonique. A l'appareil Marsh (Exp. 222), ce composé donne des taches qu'il est important de ne pas confondre avec celles de l'arsenic : elles sont noires et mates; chauffées dans une atmosphère d'hydrogène sulfuré, elles deviennent jaune-orange.

207. **Chlorures d'antimoine :**

1° Le *trichlorure ou beurre d'antimoine.* — Il prend naissance de l'action de l'acide chlorhydrique sur le sulfure d'antimoine : il y a dégagement d'acide sulfhydrique et solution

de chlorure antimonieux. Distillé dans une cornue de verre munie d'un récipient, le chlorure se prend en une masse solide, transparente, incolore, à structure cristalline, qui fond à 73°,2 et bout à 230°.

Le chlorure d'antimoine se dissout dans l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique; et, lorsqu'on ajoute de l'eau à cette dissolution, il se forme un abondant précipité blanc, connu sous le nom de *poudre d'Algaroth*. C'est un oxychlorure qui se forme dans la réaction suivante :

$$Sb\,Cl^3 + H^2O = 2HCl + SbOCl, \text{ form atom.}$$
$$Sb\,Cl^3 + 2HO = 2HCl + SbO^2Cl, \text{ form. en équiv.}$$

La médecine emploie le beurre d'antimoine pour cautériser les plaies faites par des animaux enragés ou venimeux. On s'en sert aussi pour bronzer les métaux.

2° Le *pentachlorure d'antimoine*. — Il se forme par l'action d'un excès de chlore sec sur l'antimoine. C'est un liquide jaune très volatil, qui attire l'humidité de l'air, répand des fumées blanches et se transforme en une masse cristalline qui est du perchlorure hydraté.

208. **Acides de l'antimoine :**

1° L'*anhydride antimonieux* ou *neige, fleurs d'antimoine*. — Il s'obtient par la calcination de l'antimoine au contact de l'air. Dans cette action, des fumées blanches se forment et vont se condenser sur les corps froids en jolis cristaux rhomboédriques et octaédriques, car ce composé est *dimorphe*. L'acide arsénieux cristallise de la même manière. Aussi, l'oxyde d'antimoine et l'acide arsénieux sont-ils *isodimorphes*.

2° L'*anhydride antimonique* résulte de l'acide métantimonique qui, chauffé au rouge, perd 1 molécule d'eau :

$$2HSbO^3 - H^2O = Sb^2O^5, \text{ form. atom.}$$
$$SbO^5,HO - HO = SbO^5, \text{ form. en équiv.}$$

3° L'*acide métantimonique*, que M. Frémy appelle acide antimonique, s'obtient sous forme de poudre blanche, en chauffant de l'antimoine en poudre dans de l'acide azotique concentré.

4° L'*acide pyroantimonique*, analogue de l'acide pyrophosphorique, se forme en précipité blanc, lorsqu'on verse du perchlorure d'antimoine dans un excès d'eau.

209. **Sulfures d'antimoine :**

1° Le *sulfure antimonieux*. — Il en existe un naturel, c'est la stibine. Formé d'aiguilles de sulfure d'antimoine appliquées parallèlement les unes contre les autres, ce minerai se présente en masses très tendres, d'un gris de plomb et d'un aspect métallique assez vif. Les femmes d'Orient s'en servaient comme fard : elles s'en teignaient les sourcils. Job donnait déjà à l'une de ses filles le nom de *vase d'antimoine*. Les Grecques et les Romaines l'employaient pour le même usage.

On obtient du sulure d'antimoine amorphe rouge orangé, lorsqu'on fait passer un courant d'hydrogène sulfuré dans une dissolution de chlorure d'antimoine. Chauffé à l'air, le sulfure d'antimoine perd du soufre et s'oxyde peu à peu. Il se forme un *oxysulfure d'antimoine* qui est une masse vitreuse appelée *verre d'antimoine*.

Le *kermès*, employé en médecine, est un sulfure double d'antimoine et de soude, mélangé à un antimonite sodique, en proportions variables.

On le prépare en faisant bouillir 1 partie de sulfure d'antimoine avec 22 parties 1/2 de carbonate de soude cristallisé, dissous dans 250 parties d'eau. Filtrée et refroidie, la liqueur dépose des flocons bruns qui constituent le kermès. Le sulfure d'antimoine et la soude réagissent l'un sur l'autre : de l'acide carbonique se dégage ; il se forme du sulfure double d'antimoine et de soude qui s'unissent : le premier avec une portion de la soude, le second avec du sulfure d'antimoine non attaqué.

2° Le *persulfure d'antimoine*. — On en obtient un impur, en traitant, par l'acide chlorhydrique, les eaux mères au sein desquelles s'est formé le kermès : c'est ce précipité qu'on appelle *soufre doré d'antimoine*.

38e *devoir*.

RÉSUME

180. Le phosphore existe comme élément constitutif dans le cerveau et les nerfs. Combiné avec l'oxygène, il forme d'importants phosphates.

181. On prépare le phosphore avec les os. Calcinés au contact de l'air, les os sont attaqués avec l'acide sulfurique étendu. Il se forme un sulfate de chaux insoluble et un phosphate de chaux soluble. Cette solution étant concentrée, on isole le phosphore par la chaleur.

182. Le phosphore est un corps solide, transparent, mou, doué d'une odeur d'ail. Il est insoluble dans le sulfure de carbone.

183. Le phosphore affecte plusieurs modifications moléculaires à chacune desquelles correspondent des propriétés différentes. On appelle cette propriété *allotropie*.

184. Le phosphore possède une si grande affinité pour l'hydrogène que, pour le conserver intact, on est obligé de le tenir plongé dans l'eau distillée et bouillie.

185. On emploie le phosphore dans la fabrication des allumettes; dans une pâte utile pour la destruction des rats, etc.

186. L'hydrogène phosphoré prend naissance dans la putréfaction des substances qui renferment du phosphore. Dans certaines conditions, il s'enflamme dans l'air.

187. On prépare l'hydrogène phosphoré : 1° en chauffant dans un ballon des boulettes de chaux hydratée contenant un peu de phosphore; 2° en jetant dans un verre d'eau des fragments de phosphure de calcium.

188. L'hydrogène phosphoré est un gaz d'une odeur fétide, un peu alliacée. Il est décomposé par le chlore, par le potassium, etc.

189, 190, 191, 192, 193, 194 et 195 ne sont pas résumés; s'y reporter, si l'on veut en savoir la teneur.

196. L'arsenic est une substance connue depuis cinq siècles. On le trouve dans la nature associé au soufre, au fer, au nickel : c'est par volatilisation qu'on l'isole.

197. A la température ordinaire, l'arsenic est solide. Il se ternit à l'air. Sa combustion produit une flamme blanche et des vapeurs qui répandent une odeur d'ail.

199. Le plus important des acides de l'arsenic est l'*anhydride arsénieux*. Il a l'aspect d'une poudre blanche : vulgairement, c'est l'arsenic.

200, 201 et 202 ne sont pas résumés.

203. Insoluble, l'arsenic ne paraît pas avoir d'effet toxique. C'est à l'état de combinaison qu'il exerce une action destructrice et prompte sur le tissu des animaux.

204. Conducteur de la chaleur et de l'électricité, l'antimoine est quelquefois classé avec les métaux; mais ses propriétés chimiques le placent à côté de l'arsenic.

205. L'antimoine est blanc argentin. Il fond à 450° et se vaporise à la chaleur rouge-blanc.

206. L'*hydrogène antimonié* diffère de l'hydrogène arsénié par des taches noires et mates dans l'appareil Marsh.

207. Des deux chlorures formés par l'antimoine, le trichlorure ou *beurre d'antimoine* est le plus important par ses usages dans la cautérisation des plaies faites par des animaux enragés.

208. Des 4 acides qu'engendre l'antimoine, l'*anhydride antimonieux* ou fleurs d'antimoine est le plus important.

209. On connaît deux sulfures d'antimoine qui méritent d'être cités, surtout le *sulfure antimonieux*, qui existe à l'état naturel. Il faut citer surtout le *kermès*, sulfure double d'antimoine et de soude, employé en médecine.

37e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 180 à 185). — Phosphore, son histoire et son état naturel. — Allotropie. — Propriétés physiques, chimiques. — Usages.

2° *Calcul.* Problème 94 (174). — On prépare le phosphore avec les os, qui contiennent 51,04 0/0 de phosphate de chaux $(CaO)^3, Ph^2O^5$. L'opération, conduite avec soin, ne rend pourtant que 90 gr. de phosphore par kg. de phosphate. Combien perd-on de phosphore, pour en préparer 1 kg ?

Probl. 95 (175). — La pâte employée pour les allumettes se compose généralement de : 9 gr. de phosphore, 14 gr. d'azotate de potasse, 16 de bioxyde de manganèse et 16 de gomme. Trouver le phosphore 0/0 de cette pâte.

Probl. 96 (176). — Annuellement 300,000 kg. de phosphate de chaux $(CaO)^3$, Ph^2O^5 sont employés, pour la fabrication des allumettes phosphoriques. Quelle quantité de phosphore est-il employé à cet usage ?

38e DEVOIR.

1° (*Rédaction* nos 186 à 196). — Hydrogène phosphoré. — Sa formation. — Ses propriétés. — Combinaisons oxygénées du phosphore.

2° *Calcul.* Problème 97 (170). — Trouver le volume d'hydrogène phosphoré que pourraient produire 4 gr. de phosphore dans les conditions de l'Exp. 208.

Probl. 98 (172). — On demande le volume d'une cloche, remplie d'air aux 9/10 les 0,209 d'oxygène se sont combinés avec 5 gr. de phosphore, pour former de l'acide phosphorique Ph^2O^5.

Probl. 99 (173). — Les tourteaux de colza contiennent 0,049 d'acide phosphorique Ph^2O^5 ; le fumier ordinaire, 0,00194. Combien 100 kg. de chacun de ces deux engrais renferment-t-ils de phosphore ?

39e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 196 à 202). — Arsenic, historique, état naturel, extraction. — Arsenic poison ou remède. — Historique et propriétés de l'antimoine. — Le kermès.

2° *Calcul.* Problème 100 (178). — On trouve dans la nature un minerai duquel il se dégage de l'arsenic, sous l'action de la chaleur. Or, on a obtenu 20 kg. d'arsenic. En supposant que, dans l'opération, il n'y a pas eu de perte, quelle quantité de minerai a fourni cet arsenic ? Voici la réaction : $FeSAs = FeS + As$.

Probl. 101 (180). — En chauffant de l'antimoine, au contact de l'air, on a obtenu 50 gr. d'oxyde d'antimoine Sb^2O^3. Quelle quantité d'antimoine s'est combinée avec l'oxygène de l'air ?

Probl. 102 (182). — L'émétique ou tartre stibié est un tartrate double d'antimoine et de potasse $2SbKC^4H^4O^7 + H^2O$. Or, 0 gr. 14 de ce sel, dissous dans 3 décil. d'eau, ont été absorbés par une personne. On demande l'antimoine 0/0 du vomitif avalé, eau comprise.

CHAPITRE IX

DU BORE, DU SILICIUM, DU CARBONE, DE LA FLAMME, DE LEURS PRINCIPAUX COMPOSÉS

BORE

Symbole..... Bo

Poids atomique et en équivalents $\frac{2,77}{0,254} =$ 11

210. **Historique et extraction.** — Le bore a été découvert en 1808 par Gay-Lussac et Thénard.

On l'obtient *amorphe* en chauffant fortement, dans un creuset de fonte, un mélange de 100 parties d'acide borique fondu et 60 parties de sodium. Pour protéger le mélange de l'action de l'air, il faut le recouvrir de 50 parties de sel de cuisine : avide d'oxygène, le sodium réduit l'acide borique. Il se forme de l'oxyde de sodium qui se combine avec la partie d'acide borique non décomposé. De ces différentes actions résulte une masse fondue renfermant du bore amorphe, du borate de soude, du chlorure de sodium; on la traite par de l'eau légèrement acidulée avec de l'acide chlorhydrique : le borate de soude et le chlorure de sodium se dissolvent; le bore amorphe se recueille au filtre.

Le *bore cristallisé* a été découvert par M. Sainte-Claire Deville, en exposant pendant quatre ou cinq heures, à la température de 1500° environ, 100 parties d'acide borique et 80 parties d'aluminium.

211. **Propriétés.** — Le bore amorphe est une poudre brun verdâtre, inodore, insipide, infusible à toutes les températures de nos fourneaux.

Il brûle à l'air et se convertit en anhydride borique Bo^2O^3. C'est un réducteur énergique. Au rouge, il décompose l'eau,

s'empare de l'oxygène et met l'hydrogène en liberté. Chauffé au rouge sombre, dans un courant d'azote, il absorbe ce gaz avec dégagement de lumière : il y a formation d'azoture de bore, qui peut cristalliser.

Il forme un chlorure très volatil $BoCl^3$, lorsqu'on le chauffe dans une atmosphère de chlore.

Le bore cristallisé raye le rubis ; sa dureté égale presque celle du diamant : on s'en sert, comme de l'égrisée, pour polir le diamant.

ACIDE BORIQUE

Formule atomique	H^3BoO^3
Poids atomique	62
Formule en équivalents	$BoO^3,3HO$
Poids atomique	62

212. **État naturel et extraction.** — En combinaison avec la soude, l'acide borique forme des borates, qu'on trouve en dissolution dans l'eau. A l'état libre, il s'échappe des fissures de certains terrains volcaniques : on le rencontre en dissolution dans l'eau de quelques sources, surtout des petits lacs, *lagoni*, de la Toscane. Il provient des *soufflards* vomis dans ces mares d'eau à une température de 100°. Ces vapeurs sont accompagnées d'azote, d'hydrogène carboné, d'acide sulfhydrique, etc., qui forment parfois des nuages épais. Les paysans appelaient *entrée de l'enfer* la vallée circulaire qu'entourent les monts de Castel-Nuovo où ce phénomène s'accomplit.

L'extraction de l'acide borique est très simple : on construit un bassin circulaire en maçonnerie et en terre glaise, dans la partie la plus élevée où existent des *soffioni* (fig. 134) ; on y amène l'eau de quelques sources. Cette eau coule quelquefois dans les crevasses du sol ; mais elle est repoussée par les soufflards qui sortent de terre : elle remplit le bassin peu à peu. Les soffioni qui y barbotent avec violence la projettent de 1 à 2 mètres de haut ; sa température s'élève entre 90° et 100°. Après vingt-quatre heures de ce mouvement tumultueux, l'eau renferme 1 p. 100 d'acide borique. On la conduit, par des tuyaux en bois, dans un autre bassin B, où elle reçoit les vapeurs d'un autre soffioni et ainsi de suite. Marquant 1°,3 à l'aréomètre Baumé, l'eau est conduite dans des bassins appelés *vasques*. Là, en repos, elle dépose des matières terreuses. Puis, au moyen de siphons, on la fait passer dans des bassins en plomb, sous lesquels on amène des soffioni pour l'évaporer : de sorte qu'aucun combustible n'est nécessaire. Convenablement concentrée, cette dissolution est conduite dans des cristallisoirs où

l'acide borique se dépose en paillettes. Il contient encore 25 p. 100 d'impuretés. On le purifie avec une dissolution chaude de carbonate de soude.

Dans les laboratoires, on l'obtient en décomposant le borate de soude (borax) par l'acide sulfurique.

213. **Propriétés.** — A l'état de pureté, l'acide borique cris-



Fig. 134. — Soffioni de Toscane. (Extraction de l'acide borique, n° 212).

tallise en écailles nacrées, contenant 45,6 pour 100 d'eau. La chaleur lui enlève peu à peu son eau de cristallisation. Au rouge sombre, il devient anhydre; et, par le refroidissement, il forme un verre transparent :

$$2H^3BoO^3 = Bo^2O^3 + 3H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$BoO^3,3HO = BoO^3 + 3HO, \text{ form. en équiv.}$$

L'acide borique se dissout dans l'alcool : cette dissolution brûle avec une flamme verte. Sa solubilité dans l'eau dépend de la température : à 10°, l'eau en dissout $\frac{1}{35}$ de son poids; à 25°, $\frac{1}{25}$; à 100°, $\frac{10}{125}$

A froid, la dissolution d'acide borique colore au rouge vineux la teinture de tournesol ; à chaud, elle lui donne la couleur pelure d'oignon, signe des acides forts. (Malagutti.) En combinaison avec les bases, il forme les borates, sels qui ont une grande fixité.

Pris isolément, les métalloïdes n'ont pas d'action sur l'acide borique : mais si l'eau agit à la fois avec le chlore et le carbone, il se décompose et il y a formation de chlorure de bore et d'oxyde de carbone.

Parmi les métaux, le potassium et le sodium s'emparent de l'oxygène de l'acide borique qu'ils réduisent en bore amorphe ; l'aluminium lui enlève aussi son oxygène et le réduit en bore cristallisé.

214. **Usages.** — L'acide borique reçoit sa principale application dans la fabrication du borax ou borate de soude, employé pour la soudure des métaux et les analyses au chalumeau. Il entre aussi dans la composition de quelques verres et de certaines pierres précieuses artificielles. Pour donner aux mèches des bougies la propriété de se courber et de vitrifier leur cendre, sous forme de perle, on les imprègne d'acide borique.

SILICIUM

Symbole	Si
Poids atomique $\frac{5,07}{0,181} =$	28
Poids en équivalents	14

215. **Historique et préparation.** — Entrevu par Gay-Lussac et Thénard, le silicium fut découvert par Berzelius en 1808 ; mais son étude n'a été faite qu'en 1852 par H. Sainte-Claire Deville. Ce corps n'existe pas à l'état de liberté, dans la nature. Isolé, il affecte plusieurs formes, qui varient avec sa préparation.

1° *Amorphe.* — Pour l'obtenir dans cet état, on dispose dans un tube, en verre peu fusible, des nacelles en porcelaine dans lesquelles sont placés des fragments de sodium. Puis on y fait passer un courant de chlorure de silicium ; il se forme du chlorure de sodium, et le silicium s'isole :

$$SiCl^4 + 4Na = 4NaCl + Si, \text{ form. atom.}$$
$$Si,Cl^2 + 2Na = 2NaCl + Si, \text{ form. en équiv.}$$

2° *Cristallisé.* — On l'obtient en projetant dans un creuset en

terre un mélange de 3 parties de fluorure double de potassium et de silicium, 1 partie de sodium et 1 partie de zinc grenaillé. La réaction est vive; on agite avec une tige de fer. Quand le zinc commence à se volatiliser, on retire du feu le creuset. Il s'est formé du fluorure de sodium, et le silicium, mis en liberté, s'est dissous dans le zinc. Avec de l'acide chlorhydrique, on dissout le zinc, et le silicium cristallise en magnifiques cristaux gris d'acier.

216. **Propriétés.** — Le silicium amorphe se présente sous forme de poudre brune. Il entre en fusion à une très haute température. Chauffé à l'air, il brûle assez facilement et se convertit en une poudre blanche, qui est l'anhydride silicique SiO^2. Le silicium chauffé dans une atmosphère de chlore se transforme en chlorure de silicium $SiCl^4$, liquide incolore, qui répand à l'air des vapeurs blanches. Inattaquable par les acides forts de l'oxygène, il l'est par les acides chlorhydrique et fluorhydrique.

Dans sa cristallisation, le silicium affecte la forme d'octaèdres réguliers réunis en chapelets.

ACIDE SILICIQUE ANHYDRE ou SILICE

Formule atomique et en équivalents	SiO^2
Poids atomique	60
Poids en équivalents	30

217. **Etat naturel et préparation.** — C'est une des substances les plus répandues sur le globe, où il constitue, à l'état anhydre ou hydraté, les quartz ou cailloux, les grès, les sables. Combinée avec une ou deux bases, la silice forme la plus importante série du règne minéral. Les *quartz* présentent plusieurs variétés.

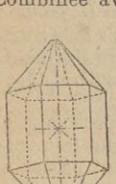


Fig. 135. — Cristal de roche.

Le quartz hyalin pur n'est autre chose que le cristal de roche; il affecte la forme prismatique à 6 pans terminés par des pyramides à 6 faces (fig. 135). Coloré par des traces d'oxydes, il constitue des pierres précieuses qui prennent différents noms : *rubis* celle qui est colorée en rouge; *saphir*, la bleue; *topaze*, la jaune; *améthyste*, la violette. Les autres roches quartzeuses sont le jaspe, l'agate et l'opale.

A la faveur de l'acide carbonique, la silice est dissoute dans presque toutes les eaux courantes. Il existe en Islande des sources d'eaux jaillissantes, appelées *geysers*, qui sortent de terre presque bouillantes. Elles

contiennent de fortes proportions de silice, qui s'en sépare par le refroidissement.

La silice joue un rôle assez important dans le règne végétal : c'est



Fig. 136. — Geysers d'Islande.

elle qui constitue le chaume des céréales, remarquable par sa rigidité.

On prépare l'acide silicique en faisant bouillir dans de l'eau du silicate de soude pilé. Dans cette dissolution, appelée *liqueur de cailloux*, on verse de l'acide chlorhydrique. Il se forme un précipité gélatineux qu'on dessèche dans le vide.

218. **Propriétés.** — La silice anhydre cristallisée raye

le verre ; elle se dissout lentement, même dans les alcalis maintenus à l'ébullition. Amorphe et anhydre, la silice se présente sous forme de poudre blanche, insoluble dans l'eau.

La silice gélatineuse est un peu soluble dans l'eau et dans les acides.

Sous quelque forme qu'elle soit, la silice, au rouge vif, chasse l'acide carbonique des carbonates alcalins pour se combiner avec leur base et former des silicates.

De tous les métalloïdes, le chlore est le seul qui attaque la silice mélangée à du charbon : et encore faut-il que le mélange soit porté à l'incandescence :

$$SiO^2 + 2Cl^2 + 2C = 2CO + SiCl^4, \text{ form. atom.}$$
$$SiO^2 + 2Cl + 2C = 2CO + SiCl^2, \text{ form. en équiv.}$$

L'acide fluorhydrique attaque la silice : c'est cette propriété qui permet de graver sur verre. (N° 147.)

219. **Usages.** — Les corps siliceux reçoivent de nombreuses applications : avec le cristal de roche, on fait des verres de lunettes et des instruments d'optique.

Un grand nombre de roches quartzeuses sont employées comme pierres d'ornement. Qui ne connaît les grès, si utiles au pavage des rues et des routes?...

Les sables entrent dans la composition des mortiers, forment la base de la poterie, de la faïence, de la porcelaine, de la verrerie, etc.

Le savant M. Kuhlmann, de Lille, a tiré un excellent parti de l'affinité de la chaux pour la silice. « J'ai reconnu, dit-il, qu'en mettant en contact, même à froid, la craie avec une dissolution de silicates alcalins, il y avait un certain échange d'acides entre les deux sels : une partie de la craie était transformée en silicate de chaux et une quantité correspondante de potasse. »

On se sert du silicate de potasse pour durcir la surface des pierres poreuses, des monuments, etc.

Parvenu ici, faites le 39e *devoir.*

CARBONE

Symbole	C
Poids atomique	12
Poids en équivalents	6

220. **Propriétés physiques.** — Le carbone est un corps simple, solide, sans odeur ni saveur : noir dans le charbon de bois, la houille, l'anthracite ; grisâtre dans le graphite, la tourbe, le coke ; très brillant dans le diamant.

Infusible et fixe aux plus hautes températures de nos fourneaux, le carbone, d'après M. Despretz, se fond et se volatilise sous l'influence d'une pile de 500 éléments. Il est insoluble dans tous les liquides, excepté dans la fonte de fer en fusion, qui, en se refroidissant, le laisse déposer en paillettes d'un gris noirâtre.

221. **Propriétés chimiques.** — A la température ordinaire, le carbone est inaltérable dans l'air. Cette propriété reçoit des applications : 1° dans l'encre de Chine, qui doit son inaltérabilité au carbone ; 2° dans le fer préservé de la rouille par un enduit de plombagine ou de goudron ; 3° dans la partie des poteaux et des pieux, qui doit être enfoncée en terre : on en carbonise le bois par le feu ou l'acide sulfurique.

A une température élevée, le carbone est doué d'une puissante affinité pour l'oxygène : il brûle lorsqu'il y a excès d'oxygène ; alors sa combustion est complète et il y a production d'*acide carbonique* (page 225) ; quand, au contraire, il y a insuffisance d'oxygène, le carbone n'est qu'oxydé, et il y a production d'*oxyde de carbone* (page 221). Les corps oxygénés qui retiennent faiblement l'oxygène, cèdent au carbone une partie de leur oxygène, même à de faibles températures : il y a formation d'acide carbonique.

Le carbone se combine aussi avec le soufre, l'hydrogène, le chlore ; et, associé à l'oxygène, à l'hydrogène et à l'azote, il fait partie de presque toutes les substances organiques ; il se trouve aussi dans un grand nombre de combinaison minérales.

On peut classer en quatre catégories les substances carbonisées. Nous appellerons : 1° *Variétés naturelles*, celles qu'on

trouve à la surface ou dans le sein de la terre ; 2° *Variétés artificielles*, les matières que l'industrie a transformées en substances charbonneuses ; 3° *Composés oxygénés et sulfurés du carbone*, l'acide carbonique, l'oxyde de carbone et le sulfure de carbone ; 4° *Composés hydrogénés du carbone*, le gaz d'éclairage et un grand nombre d'autres hydrocarbures. Ces derniers sont traités en chimie organique.

1° VARIÉTÉS NATURELLES DU CARBONE

222. Le diamant. — Le diamant est du carbone pur cris-

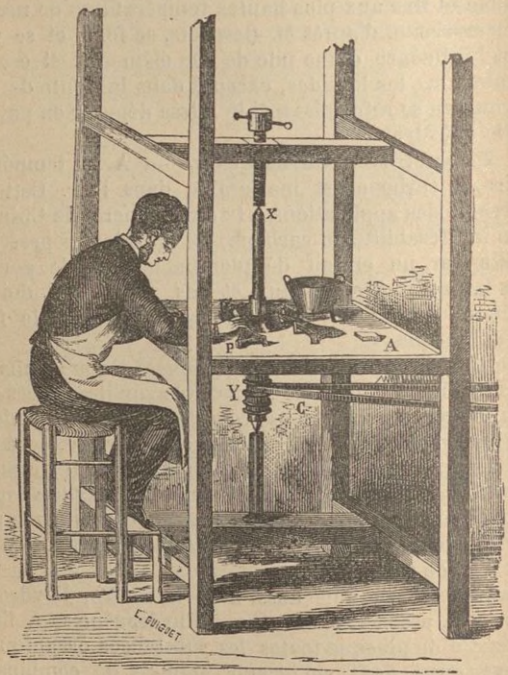


Fig. 137. — Taille du diamant.

tallisé. Il existe, enveloppé de couches terreuses, dans les ter-

rains sablonneux, d'alluvion et de transport. Bien que simple, sa recherche est laborieuse : car, parmi les matières diamantifères, il faut d'abord trier celles où l'on présume en trouver, puis faire de nombreux lavages.

Les importantes mines de l'Inde, qui ont été connues les premières, ont fourni les diamants célèbres des têtes couronnées. Au Brésil, le gouvernement a érigé en monopole l'exploitation diamantifère de ses États. On en trouve aussi dans la chaîne des Ourals, dans les îles de Bornéo, Sumatra, aux Célèbes.

Depuis un siècle que la nature du diamant est reconnue

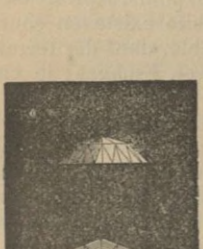


Fig. 138. — Rose.



Fig. 139. — Brillant.

être la même que celle du charbon, bien des tentatives infructueuses ont été faites pour une production artificielle.

Le diamant raye tous les corps, car il est le plus dur. Il est aussi le plus brillant et le plus précieux. On ne peut l'user qu'avec sa propre poussière, appelée *égrisée*. Cette dureté lui a valu son nom : diamant signifie *indomptable*. Le plus souvent, il est incolore : toutefois, on en rencontre de jaunes, de roses, de bleu clair, de verts et de noirâtres.

Taillé en rose ou en brillant préférablement, le diamant produit des jeux de lumière admirables.

Sa taille est très longue : on mit deux ans pour tailler le

Régent (1), le plus beau diamant de la couronne de France; de 410 carats qu'il pesait brut, la taille le réduisit à 136.

Le carat pèse 0 gr. 2025; c'est l'unité du poids qu'on emploie pour évaluer les pierres précieuses.

Sa densité varie de 3,05 à 3, 55. Il conduit mal la chaleur et l'électricité; il réfracte et disperse la lumière. Il brûle dans un ballon plein d'oxygène, lorsqu'on y concentre les rayons solaires avec une forte lentille. La combustion du diamant ne donne qu'un produit, l'acide carbonique : c'est une preuve qu'il est entièrement composé de carbone.

Les diamants bruts tachés sont destinés à faire de l'*égrisée;* ils valent de 30 à 40 francs le carat. Propres à la taille, mais n'atteignant pas un 1/2 gramme, ils se vendent 48 fr. le carat; enfin, si leur poids est plus élevé, leur valeur s'obtient en multipliant par 48 le carré de leur poids, exprimé en carats.

223. **Le graphite.** — Le graphite existe en couches ou amas, à une profondeur considérable, dans des terrains primitifs, en France, en Angleterre, en Espagne; le gisement qui en fournit le plus aujourd'hui se trouve dans la Sibérie orientale, à Marinski, à 400 km. d'Irkoustk.

Le graphite se présente sous forme de masses feuilletées brillantes, d'un gris d'acier. Tel qu'on le trouve, il contient °/₀ de 90 à 96 de carbone, et de 10 à 4 d'oxyde de fer. C'est bien improprement qu'on l'appelle *plombagine ou mine de plomb*, car il ne renferme pas ce métal.

Doux, onctueux au toucher, laissant une trace gris de plomb produite par la désagrégation des lamelles qui le constituent : tels sont les caractères les plus saillants du graphite.

Sa densité est 22. Il conduit bien la chaleur et l'électricité. C'est le moins combustible des corps formés de carbone libre: à peine brûle-t-il dans l'oxygène.

On obtient le graphite artificiel en faisant dissoudre du carbone dans de la fonte en fusion : la solidification lente précipite le carbone sous forme de paillettes hexagonales gris noir; c'est du graphite.

Le nom de graphite rappelle l'usage principal de ce corps. En effet, on écrit avec les crayons; et les crayons ne sont autre chose que du graphite débité en baguettes, qu'on

(1). On l'a appelé ainsi, parce que ce fut le duc d'Orléans, régent pendant la minorité de Louis XV, qui l'acheta. Payé 2,500,000 fr., il vaut aujourd'hui le quadruple.

enchâsse dans du bois. Les rognures de plombagine pulvérisées et mélangées avec de l'argile très divisée, sont réduites en pâte pour faire des crayons Conté.

Délayée dans l'huile, la mine de plomb est employée pour préserver de l'oxydation la tôle, la fonte, etc.

Avec 4 parties de graisse, elle forme une pâte qui sert à adoucir le frottement des essieux de voiture, des engrenages et autres parties des machines.

La plombagine est employée pour certaines articulations en bois qui se rentleraient avec un corps gras.

Mêlé avec de l'argile réfractaire, le graphite forme des creusets où l'on fond les métaux pour faire les alliages.

La galvanoplastie en fait usage pour métalliser les surfaces qui conduisent mal l'électricité ou pour empêcher l'adhérence entre deux métaux.

224. **L'anthracite.** — L'anthracite, qu'on appelle quelquefois *charbon de pierre*, se rencontre en masses dans des terrains de formation plus ancienne que la houille, alternant avec des couches de schistes, de grauwackes, etc. En France, on l'exploite dans plusieurs départements, entre autres dans la Mayenne, l'Isère; en Angleterre et dans l'Amérique du Nord, les mines d'anthracite ont une assez grande importance.

L'anthracite renferme de 90 à 92 °/₀ de carbone. Sa densité est environ 2. Elle est douée d'éclat métallique et sèche au toucher : elle laisse une trace noire sur le papier.

Elle n'a pas d'autre emploi que de fournir un combustible très difficile à allumer. Toutefois, brûlée en grande quantité, elle développe une forte chaleur, utilisée dans les verreries. On la pulvérise et on la mélange à de la houille et à un peu d'argile, pour en faire des briquettes ou bûchettes économiques.

225. **La houille.** — Provenant de végétaux carbonisés à de hautes températures (fig. 140) enfouis et entassés par les bouleversements qu'a subis la terre, la houille existe en couches, les unes au-dessus des autres, alternant avec des grès, des schistes argilo-bitumineux. Leur épaisseur varie de quelques centimètres à 2 mètres.

La houille est connue sous le nom de *charbon de terre;* elle contient de 75 à 88 °/₀ de carbone. Sa densité varie de 1,16 à 1,60. Elle est noire, luisante; elle s'allume facilement et

brûle avec une flamme d'un blanc jaunâtre. Sa fumée est caractérisée par une odeur bitumineuse.

Précieux combustible pour le chauffage de nos foyers, la houille est surtout l'agent indispensable de l'industrie : c'est

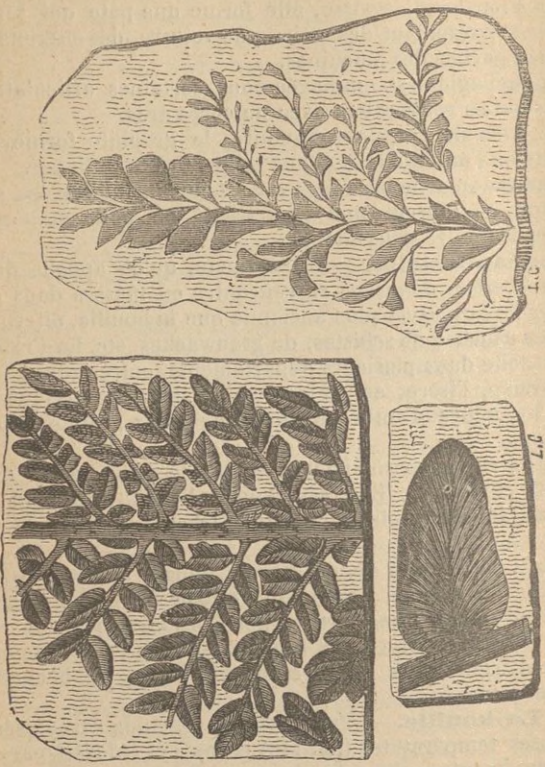


Fig. 140. — Spécimens des fougères fossiles de la houille.

la source ordinaire de la chaleur. Elle sert à la production de la vapeur, à la fabrication du coke, à la préparation du gaz d'éclairage : on en retire aussi l'eau ammoniacale, la benzine, le goudron, etc.

226. **Le lignite.** — D'origine végétale plus récente que la houille, les lignites offrent une texture frappante de

bois enfouis, où l'on distingue encore les fibres ligneuses.

Ce combustible renferme moins de carbone que les deux précédents. Sa combustion donne peu de chaleur, et s'opère avec une longue flamme et une odeur désagréable, due à la grande quantité de substances volatiles qu'il renferme. Il existe un lignite noir, luisant, appelé *jayet*, *jais* ou *ambre*. On en fabrique des objets de toilette, d'ornements de deuil, comme pendants d'oreilles, colliers, chapelets, etc.

227. **La tourbe.** — La tourbe est une matière noirâtre, spongieuse, qui se forme sous les eaux, par l'accumulation et l'altération de végétaux, toujours submergés.

Elle brûle facilement, mais elle produit une odeur désagréable. C'est le combustible ordinaire de la Hollande. La France, la Prusse, l'Irlande possèdent aussi des tourbières importantes.

Faites le 41e devoir.

2° VARIÉTÉS ARTIFICIELLES DU CARBONE

228. **Le charbon de bois.** — Dans le bois, le carbone est combiné avec l'oxygène, l'hydrogène, l'azote et quelques traces de métaux. La fabrication du charbon a donc pour but d'isoler le carbone. A cet effet, on brûle le bois avec une quantité d'air insuffisante pour faire disparaître les gaz avec le moins de perte de charbon possible.

Deux procédés sont en usage, la distillation et les meules :

1° La distillation consiste à chauffer le bois dans des cornues cylindriques. On laisse perdre les produits gazeux : oxyde de carbone, acide carbonique, carbure d'hydrogène. Les produits liquides : acide pyroligneux, goudrons, etc., sont recueillis.

Par ce procédé, 100 de bois produisent jusqu'à 27 de charbon.

2° La carbonisation du bois par les meules est le plus en usage, bien que le rendement en charbon n'aille qu'à 18 % de bois.

On enfonce dans la terre quatre montants, pour faire la cheminée.

Tout autour, sont placés des morceaux de bois de 0 m. 70 environ.

Sur ce premier tas, on en dispose un second, puis un troisième.

On ménage des conduits horizontaux qui aboutissent à la



Fig. 141. — Carbonisation du bois en meules.

cheminée. Le tout est recouvert de mousse et de terre.

Pour l'allumer, on jette dans la cheminée du bois enflammé.

Le feu se communique. Noire d'abord, la fumée devient bleuâtre et transparente. La carbonisation étant achevée autour de la cheminée, on en bouche l'ouverture et on ouvre des évents à 0 m. 40. Quand les signes de carbonisation se manifestent, ces évents sont aussi bouchés et on en ouvre d'autres plus loin.

Le charbon de bois est noir, poreux, léger et rugueux au toucher. Ses usages lui viennent de sa porosité et de son pouvoir absorbant des gaz. (Exp. 208.)

1 volume de charbon de bois absorbe environ :

90	vol.	de gaz ammoniac.	33	vol.	de gaz bicarbure d'hydrogène.
85	—	acide chlorhydrique.	9,45	—	oxyde de carbone.
65	—	acide sulfureux.	9,25	—	oxygène.
55	—	acide sulfhydrique.	7,05	—	azote.
40	—	protoxyde d'azote.	5	—	des marais.
35	—	acide carbonique.	1,75	—	hydrogène.

Quelques bâtonnets de charbon, rougis et plongés dans un bouillon qui a de l'odeur, font disparaître le mauvais goût. Entourés de braise, la viande et le poisson se conservent très bien. La chair infecte, bouillie avec du charbon en poudre, perd elle-même son odeur désagréable. Filtrées à

travers du poussier de charbon, les eaux infectes des mares et des fossés, celles où l'on a fait bouillir des choux ou d'autres légumes aromatiques, peuvent être employées comme aliments.

Le charbon est le principe des filtres.

Un filtre est divisé en trois compartiments : du 1er, où elle est versée, l'eau passe sur l'éponge E (fig. 143), où elle abandonne les matières les plus grossières; dans le 2e compartiment A, où sont disposées des couches alternatives de sable

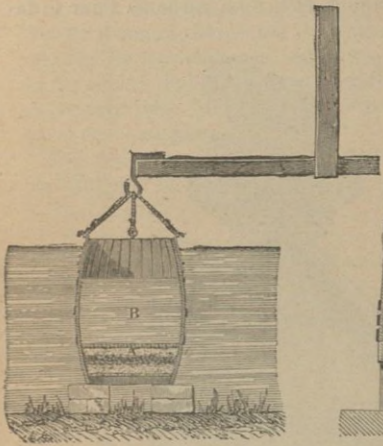


Fig. 142. — Filtre pou. les eaux.

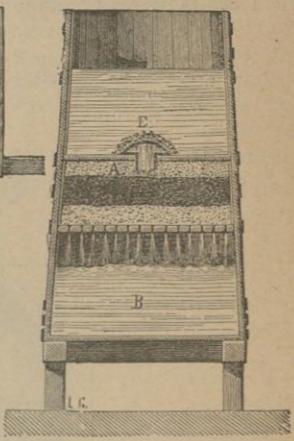


Fig. 143. — Filtre pour les eaux.

et de charbon, l'eau filtre; elle coule purifiée par de petits trous dans le compartiment B, d'où elle est tirée au moyen d'un robinet.

On enlève l'aigreur du vin de la même manière.

Le charbon a toujours été reconnu comme antiseptique; les Égyptiens s'en servaient pour embaumer leurs cadavres. C'est un excellent dentifrice : nettoyées et entretenues avec du charbon, les dents conservent leur blancheur et perdent la fédité qui s'en exhale par la respiration. Rien de mieux qu'un morceau de pain carbonisé, pour les entretenir. Il suffit de les frotter tous les huit jours.

Le charbon est quelquefois employé pour assainir l'air des appartements.

Exp. 225. Préparez de l'ammoniaque gazeuse que vous recueillerez sur le mercure dans un tube ou une éprouvette. Introduisez-y un morceau de charbon de bois : le charbon absorbera le gaz.

226. Mettez des noix, glands, noyaux de fruits dans une capsule en platine ; chauffez la capsule : ces combustibles brûleront et disparaîtront.

Laissez refroidir la capsule et introduisez-y de pareils combustibles que vous recouvrirez de sable, pour empêcher la combinaison de leur carbone avec l'oxygène de l'air. La plus grande partie du carbone restera sous forme de résidu charbonneux.

229. **Le noir de fumée.** — Cette sorte de carbone provient des matières organiques riches en carbone. Pour le fa-

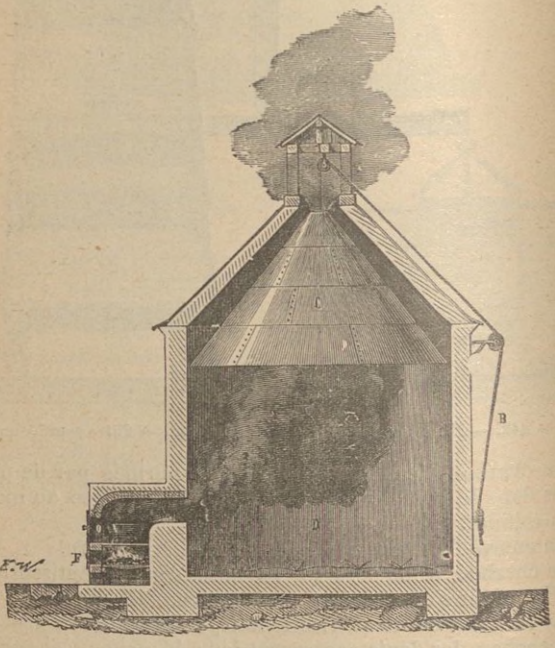


Fig. 144. — Fabrication du noir de fumée.

briquer, on introduit des résines ou du goudron dans une marmite en fonte O, placée au-dessus d'un foyer F (fig. 144). On met le feu aux vapeurs. Il se forme une flamme fuligineuse qui pénètre dans une chambre circulaire.

Tout autour de la chambre, sont disposées des peaux où se dépose le noir de fumée. On le recueille au moyen d'un cône en tôle C, qui, en descendant, fait la fonction de racloir que commande une corde B.

Tel qu'il est fabriqué et livré dans le commerce, le noir de fumée ne renferme environ que les 4/5 de carbone; le reste est composé de matières huileuses, salines, etc.

Dans cet état, il peut être employé pour la peinture des bois et pour la préparation de l'encre d'imprimerie. Il ne peut être employé, en peinture fine, à la préparation de l'encre lithographique ou de Chine et à la fabrication des crayons de dessinateurs, que lorsqu'il est épuré. A cet effet, on le calcine d'abord dans de petits cylindres en tôle; puis, on le lave dans de l'acide chlorhydrique étendu, et enfin dans de l'eau pure.

230. **Le noir animal.** — Cette variété de carbone est produite par la calcination des os. On les introduit dans des

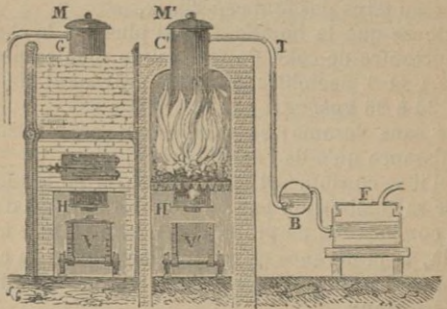


Fig. 145. — Fabrication du noir animal.

marmites en fonte qu'on empile les unes sur les autres. Chauffés au rouge, à l'abri de l'air, les os abandonnent leurs parties volatiles qui vont se condenser en F; le carbone reste dans l'os et se noircit. Sous l'action d'une forte chaleur prolongée et au contact de l'air, le carbone disparaîtrait totalement : seuls, le carbonate et le phosphate de chaux resteraient intacts; les os, alors, seraient d'un beau blanc. Le noir animal renferme à peine 1/10 de carbone : il n'est pas combustible

Sa propriété la plus saillante est d'absorber les matières colorantes.

On s'en sert dans la fabrication et le raffinage du sucre: pour décolorer les jus ou les sirops qui ne cristallisent qu'après avoir été dépouillés de la matière colorante qu'ils contenaient. Il est aussi employé dans la fabrication du cirage et comme engrais.

Lorsque le noir animal a perdu ses propriétés décolorantes, on peut le révivifier. Pour cela, on le soumet à plusieurs lavages avec de l'eau aiguisée d'acide chlorhydrique et avec de l'eau ordinaire. Puis, mélangé avec des os, on le calcine de nouveau dans des fours de noir. On peut aussi le révivifier par un courant de vapeur dans des cylindres de fer chauffés au rouge.

231. **Le coke.** — Le coke est le résidu de la combustion incomplète de la houille. On distingue celui qui provient de la préparation du gaz d'éclairage de celui que, pour les besoins de la métallurgie, on prépare en carbonisant la houille en meules ou dans des fours spéciaux.

Moins dense que la houille, il l'est plus que le charbon de bois : 1 hectolitre de coke de four ou de meules pèse de 40 à 45 kgs.; et 1 hectolitre de coke provenant du gaz, ne pèse que 30 à 35 kgs.

Il brûle sans flamme; sa combustion est difficile et ne donne naissance qu'à de l'acide carbonique.

Pour qu'il se consume, il faut l'employer en grande masse ou activer sa combustion par un très fort courant d'air.

Aucun combustible ne produit une température aussi élevée : de là, la préférence qu'on lui donne pour le chauffage des locomotives, le traitement des minerais de fer et la fusion des métaux.

Dans une atmosphère saturée d'humidité, le coke absorbe de 1 à 2 1/2 % d'eau ; plongé dans l'eau, il pourrait en absorber 51 %.

On appelle *charbon des cornues*, celui qui incruste les parois intérieures des cornues à gaz. Il présente une variété de carbone très dur; sa densité égale presque celle du diamant. Bon conducteur de l'électricité, il est employé en physique pour former l'un des pôles de la pile Bunsen et faire jaillir l'étincelle électrique. On en forme des tubes et des creusets infusibles.

3° COMBINAISONS DU CARBONE AVEC L'OXYGÈNE ET AVEC LE SOUFRE

232. **Généralités.** — Avec l'oxygène, le carbone peut donner naissance, suivant le degré d'oxygénation, à deux composés gazeux :

1° A demi brûlé, le carbone forme l'oxyde de carbone CO ;

2° Brûlé complètement, le carbone donne naissance à l'acide carbonique CO^2.

Avec le soufre, corps diatomique comme l'oxygène, le carbone produit un composé important, le sulfure de carbone CS^2.

Contre l'ordre que nous avons suivi, les combinaisons avec l'oxygène et le soufre sont traitées avant les combinaisons hydrogénées, parce que la *flamme*, le chalumeau, les tubes métalliques et la lampe du sûreté, qui font naturellement suite au gaz d'éclairage, termineront ainsi les métalloïdes.

OXYDE DE CARBONE

Formule atomique et en équivalents	CO(1)
Poids atomique de la molécule	28
Poids en équivalents, densité rapportée à l'hydrogène	14
Densité rapportée à l'air	0,967

233. **Historique et formation.** — C'est Priestley qui, le premier, reconnut ce composé à la fin du siècle dernier; sa composition fut déterminée presque en même temps par Cruiskeshank, en Angleterre, et Clément Désormes en France.

L'oxyde de carbone se produit :

1° Lorsque, le charbon étant porté à une haute température dans un foyer, l'oxygène n'y arrive pas en quantité suffisante pour le transformer en acide carbonique;

2° Quand, l'acide carbonique étant à une haute température, un corps avide d'oxygène, tel que le charbon, l'hydrogène ou un métal, lui enlève de l'oxygène;

(1). On lui donne quelquefois la formule C^2O^2

3° Lorsque de la vapeur d'eau passe sur du coke et du charbon de bois chauffés au rouge;

4° Dans la réduction des oxydes métalliques à une haute température;

5° Lorsqu'on plonge un charbon enflammé dans l'eau.

234. **Préparation.** — On prépare l'oxyde de carbone de deux manières :

1° En calcinant un mélange intime de charbon et d'oxyde de zinc;

2° En chauffant de l'acide oxalique avec un excès d'acide sulfurique concentré.

Exp. 227. Introduisez dans le ballon B 25 gr. d'acide oxalique et 4 ou 5 fois son poids d'acide sulfurique concentré.

Chauffez modérément le ballon B, jusqu'à ce que vous ayez un

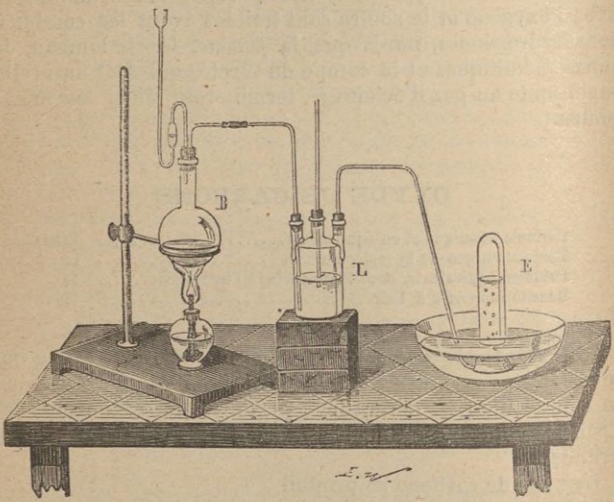


Fig. 146. — Appareil pour la préparation de l'oxyde de carbone.

dégagement régulier. Toujours avide d'eau, l'acide sulfurique s'empare de celle de l'acide oxalique ; et, privé de son eau de cristallisation, l'acide oxalique ne peut subsister : il se dédouble en acide carbonique et en oxyde de carbone :

$$C^2H^2O^4 + SO^3,H^2O = CO^2 + CO + SO^3,2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^2O^8 + SO^3,HO = 2CO^2 + 2CO + SO^3,3HO, \text{ form. en équiv.}$$

L'acide carbonique est absorbé par une dissolution de potasse caustique que renferme le flacon laveur L. Seul l'oxyde de carbone se dégage et est recueilli sur l'eau en E.

235. **Propriétés.** — L'oxyde de carbone est un gaz incolore, inodore, sans saveur, peu soluble. L'eau n'en dissout que 25 centil. à la température 0°.

Il est absorbé par une solution de chlorure cuivreux dans de l'acide chlorhydrique.

Sans action sur le tournesol et l'eau de chaux, l'oxyde de carbone ressemble à l'azote par sa neutralité. Ce qui l'en distingue et qui forme son vrai caractère, c'est qu'il brûle avec une flamme bleue, et que sa combustion donne de l'acide carbonique $CO + O = CO^2$. (Exp. 228.)

La combustion de l'oxyde de carbone dans l'oxygène pur produit lumière, détonation et un grand dégagement de chaleur : elle doit se faire dans un eudiomètre à parois épaisses. Il ne faut que 1 vol. d'oxygène pour transformer 2 volumes d'oxyde de carbone en 2 vol. d'acide carbonique.

Réciproquement, on peut obtenir de l'oxyde de carbone avec de l'acide carbonique qu'on fait passer à travers du charbon incandescent. Le charbon enlève 1 atome d'oxygène à l'acide carbonique, qui se transforme ainsi en oxyde de carbone; l'atome enlevé forme lui-même de l'oxyde de carbone : $CO^2 + C = CO + CO$. (Exp. 229.)

Il y a condensation dans l'acide carbonique : 1 vol. de vapeur de carbone est combiné avec 2 vol. d'oxygène, pour former 2 vol. d'acide carbonique. (N° 25, 4e loi.)

Dans l'oxyde de carbone, il n'y a pas de condensation : 1 vol. de vapeur de carbone est combiné avec 1 vol. d'oxygène, pour former 2 vol. d'oxyde de carbone. (N° 25, 3e loi.)

L'oxyde de carbone se dissocie à une très haute température. M. H. Sainte-Claire-Deville est parvenu à le convertir en charbon et en acide carbonique, $2CO = C + CO^2$.

La facilité avec laquelle l'oxyde de carbone absorbe l'oxygène et la grande chaleur qu'il développe, en se transformant en acide carbonique, en font un agent *réducteur* précieux, dont la métallurgie tire profit pour l'extraction des métaux.

L'oxyde de carbone se combine avec le chlore, sous l'action directe de la lumière. Il se forme un gaz nommé *chloroxycarbonique*, que M. Wurtz appelle aussi *chlorure de carbonyle* : $CO + Cl^2 = COCl^2$.

C'est un gaz incolore doué d'une odeur suffocante, que l'eau décompose; il y a formation de gaz carbonique et d'acide chlorhydrique : $COCl^2 + H^2O = 2HCl + CO^2$.

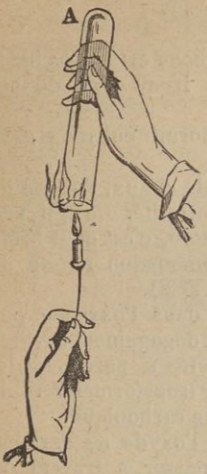


Fig. 147. — Inflammabilité de l'oxyde de carbone.

Exp. 228. Procurez-vous une ou deux éprouvettes d'oxyde de carbone (Exp. 227). Plongez-y une allumette enflammée; elle s'y éteindra ; mais le gaz brûlera sur les bords avec une flamme bleue (fig. 147). L'éprouvette n'accusera pas de dépôt de vapeur d'eau comme dans la combustion de l'hydrogène : l'acide carbonique formé trouble l'eau de chaux.

Exp. 229. Introduisez du charbon de bois dans un tube de porcelaine TT, que vous placerez dans le fourneau F (fig. 148).

Quand le charbon aura été porté au rouge, versez un peu d'acide chlorhydrique dans le flacon A où vous aurez mis de la craie : il s'en dégagera de l'acide carbonique, et vous recueillerez en E de l'oxyde de carbone.

236. **Effets physiologiques.** — L'oxyde de carbone est tout à fait impropre à la vie. Son action délétère n'est nullement comparable à celle de l'acide carbonique :

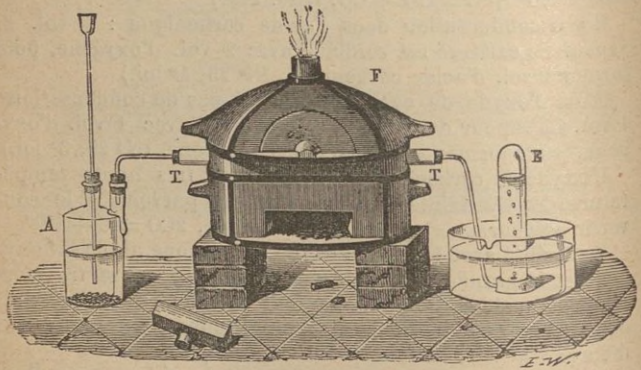


Fig. 148. — Réduction de l'acide carbonique en oxyde de carbone. (Exp. 229.)

1/100 dans l'air suffit pour tuer un oiseau. C'est à ce gaz qu'il

faut attribuer les malaises, les maux de tête, les vertiges qu'on éprouve dans des pièces mal aérées et chauffées au moyen de réchauds, de braseros, de chaufferettes, de poêles dont le tirage est insuffisant.

L'oxyde de carbone est délétère en ce que, parvenu dans le sang, il forme avec l'hémoglobine une combinaison très stable que n'altère pas l'oxygène de l'air, et qui atrophie les globules : la consomption, la phtisie en est le résultat.

Aussi, faut-il éviter de fermer la clef d'un poêle porté au rouge, pour maintenir une douce chaleur dans une chambre.

Le charbon de bois produisant de l'oxyde de carbone plus que tous les autres charbons, les repasseuses qui s'en servent doivent prendre de grandes précautions, pour n'être pas victimes de ce gaz délétère.

Il faut encore se méfier de celui qui se forme, lorsqu'on éteint, avec de l'eau, du charbon en ignition.

Les poêles en fonte portés au rouge en répandent une quantité notable dans les appartements, de deux manières : d'abord, la fonte chauffée au rouge transforme en oxyde de carbone l'acide carbonique de l'air avoisinant le poêle; de plus, la fonte, étant perméable, livre passage à ce gaz formé dans le foyer de combustion.

Faites le 42e Devoir.

ACIDE ou ANHYDRIQUE CARBONIQUE

Formule atomique et en équivalents	CO^2 (1)
Poids atomique de la molécule	44
Poids en équivalents, densité rapportée à l'hydrogène	22
Densité rapportée à l'air	1,529

237. **Historique, état naturel et formation.** — Van Helmont reconnut, en 1648, que ce gaz se dégageait des pierres calcaires soumises à la calcination; il l'appela *air calcaire*. Bluck et Priestley en étudièrent les propriétés. En 1776, Lavoisier démontra qu'il est le résultat de la combustion du carbone dans l'oxygène. En 1840, MM. Dumas et Stas en fixèrent la composition exacte.

L'acide carbonique est très répandu dans la nature. En combinaison avec divers oxydes, il fait partie des minéraux.

On le trouve en solution dans plusieurs eaux minérales,

(1) On lui donne quelquefois C^2O^4 pour formule.

dont la plus célèbre est celle de Seltz. Libre, il existe dans l'air atmosphérique ; au fond des puits ; dans l'intérieur des mines, des carrières, dans certaines caves, dans des cavernes, etc. Plus pesant que l'air, ce gaz occupe la surface du sol, dans les endroits où l'air est tranquille. Qui n'a entendu parler de la grotte du Chien, près de Naples, où la couche de gaz carbonique s'élève de 0 m. 50 à 0 m. 60? Son nom lui vient de ce qu'un animal de petite taille y est asphyxié.

L'homme et les animaux le produisent dans la respiration; les plantes l'exhalent pendant la nuit; les combustions du carbone, les fermentations et les décompositions de matières organiques en sont une source féconde. Plus de 300 milliards de mètres cubes d'acide carbonique sont versés annuellement dans l'atmosphère.

Toutefois, la composition de l'air n'a pas sensiblement changé depuis le commencement du monde; car, sous l'influence de la lumière solaire, les plantes décomposent l'acide carbonique : elles fixent le carbone et rendent l'oxygène à l'atmosphère terrestre (Exp. 237). On est donc en droit de dire du carbone ce qu'on affirme de l'eau et de toute autre matière : *pas une molécule, pas un atome ne se perd;* les phénomènes

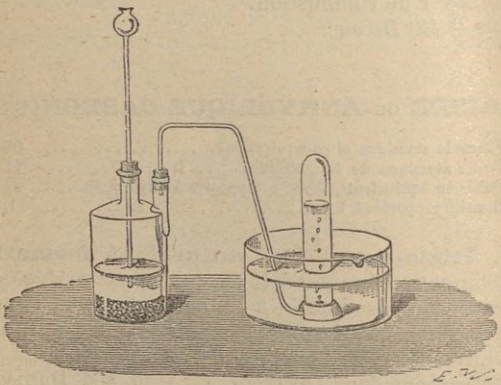


Fig. 149. — Préparation de l'acide carbonique. (Exp. 230.)

chimiques ne sont que des déplacements d'atomes ou des changements de forme.

238. **Préparation.** — On peut se procurer de l'acide carbonique de plusieurs manières : 1° en le formant, c'est-à-

dire en brûlant du carbone avec l'oxygène ; 2° en le dégageant de ses combinaisons, carbonates, soit par la chaleur, soit par un acide plus fort que l'acide carbonique.

Exp. 230. Introduisez dans un flacon de la craie ou des fragments de marbre (fig. 149). Ajoutez de l'eau jusqu'à moitié du vase. Versez ensuite de l'acide chlorhydrique étendu : une effervescence annoncera bientôt le dégagement du gaz carbonique, que vous recueillerez sur l'eau :

$$CaO,CO^2 + 2HCl = CO^2 + H^2O + CaCl^2,$$
form. atom.

$$CaO,CO^2 + HCl = CO^2 + HO + CaCl,$$
form. en équiv.



Fig. 150. — Dégagement d'acide carbonique.

Exp. 231. Mettez dans le verre à pied quelques fragments de pierre ou de terre (fig. 150).

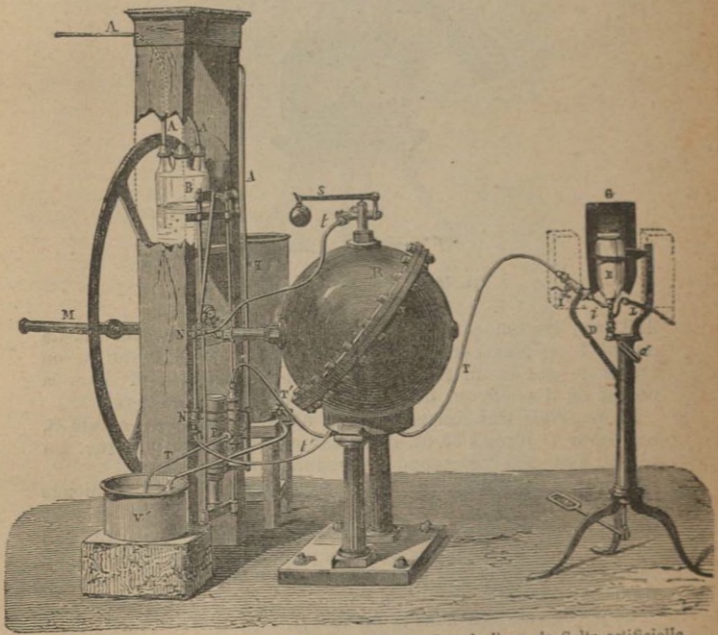


Fig. 151. — Appareil de Bramah pour la fabrication de l'eau de Seltz artificielle.

calcaire; puis versez-y de l'acide sulfurique. Agitez avec une baguette de verre, vous constaterez une grande effervescence, produite par un dégagement d'acide carbonique :

$$CaCO^3 + H^2SO^4 = CaSO^4 + H^2O + CO^2, \text{ form. atom.}$$
$$CaO,CO^2 + SO^3,HO = CaO,SO^3 + HO + CO^2, \text{ form. en équiv.}$$

239. **Fabrication industrielle de l'eau de Seltz.** — Pour produire de grandes quantités d'eau gazeuse, on se sert de l'appareil Bramah, composé de trois parties principales : la pompe, le réservoir et le trépied servant à l'embouteillage. Le gaz se pro-

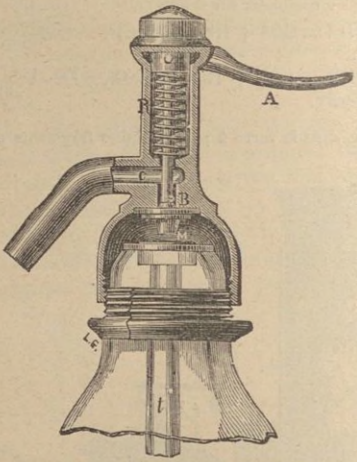


Fig. 152. — Siphon à eau de Seltz.

duit dans des tonneaux de plomb qui ne sont pas figurés ici. La pompe P est mue par le volant M (fig. 151). Par le tuyau A, on amène le gaz en B, laveur et témoin ; il revient par A′ dans la pompe où il se dissout dans l'eau venant de V par le tuyau T.

Le réservoir très résistant, muni d'une soupape de sûreté S, reçoit par T′ jusqu'à 80 lit. d'eau saturée de gaz carbonique. Un niveau d'eau NN correspond à la soupape par le tuyau *t*.

Renversé, le siphon E se remplit par le tuyau T″ que commande le levier L.

Une coupe du siphon (fig. 152) fait comprendre comment l'eau en sort : on presse le levier A ; la soupape B s'ouvre et l'eau par sa force expansive pénètre dans l'espace M, et de là dans le conduit de déversement C.

Le jeu se voit bien dans la figure 153.

240. Fabrication de l'eau de Seltz dans le ménage.—



Fig. 153. — Siphon à eau de Seltz.

Au moyen de l'appareil Briet, on peut préparer soi-même l'eau gazeuse.

Les deux vases A et B séparés, on pose B sur le pied P (fig. 154). On le remplit d'eau. On met en A de l'acide tartrique et du bicarbonate de soude. Après avoir disposé le tube T en étain, on visse A sur B.

L'appareil étant ensuite retourné comme on le voit, un petite quantité d'eau pénètre par la partie supérieure du tube, et facilite la réaction des deux poudres. Pénétrant dans le tube par les trous en H, le gaz s'élève dans l'eau de B, et s'y comprime par sa force expansive. On tire l'eau en ouvrant le robinet, qui ne communique qu'avec la partie B.

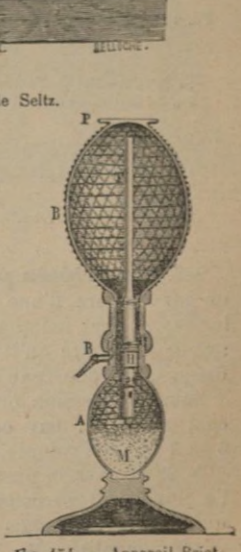


Fig. 154. — Appareil Briet.

Parvenu ici, faites le 43e Devoir.

241. Synthèse de l'acide carbonique :

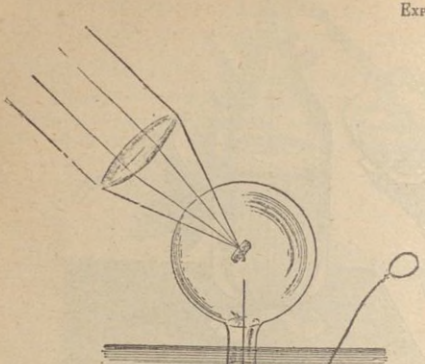


Fig. 155. — Appareil pour la synthèse de l'acide carbonique.

Exp. 232. Sur la cuve à mercure, remplissez d'oxygène un ballon d'environ 1 litre. Au moyen d'un fil de platine, introduisez un fragment de charbon. Puis, avec une bonne lentille, concentrez-y des rayons solaires, pour enflammer le charbon.

Lorsque la combustion sera achevée et que le nouveau gaz aura repris la température qu'avait l'oxygène, vous reconnaîtrez que le volume n'a pas fort sensiblement changé.

On en conclut que le volume de l'acide carbonique formé est égal à celui de son oxygène :

Si de la densité de l'acide carbonique.....	1,5290
On en soustrait la densité de l'oxygène.....	1,1056
On obtient.....	0,4234

Le carbone pour 100 d'acide égale donc $\frac{0,4234 \times 100}{1,529} = 27,69$.

L'oxygène égale..... $100 - 27,69 = 72,31$

242. **Propriétés physiques.** — L'acide carbonique est un gaz incolore, d'une odeur légèrement piquante, quand on le respire pur ; mélangé à l'air, il est inodore. Il possède une saveur aigrelette qu'il communique aux liquides où il est dissous, tels que l'eau de Seltz.

Sous la pression ordinaire, l'eau en dissout un volume égal au sien : par compression, on lui en fait absorber 6 ou 7 fois son volume.

A 6° et sous la pression de 36 atmosphères, M. Faraday l'a liquéfié. Il procédait comme pour liquéfier l'ammoniaque (Exp. 182), mais il ne pouvait en obtenir qu'une très faible quantité. M. Thilorier a inventé un appareil qui

permet de recueillir des quantités considérables de liquide carbonique.

Liquéfaction. — Il se compose d'une partie cylindrique A appelée *générateur;* parce que c'est là que le gaz carbonique devient libre. Il a une capacité de 6 ou 7 litres. L'intérieur

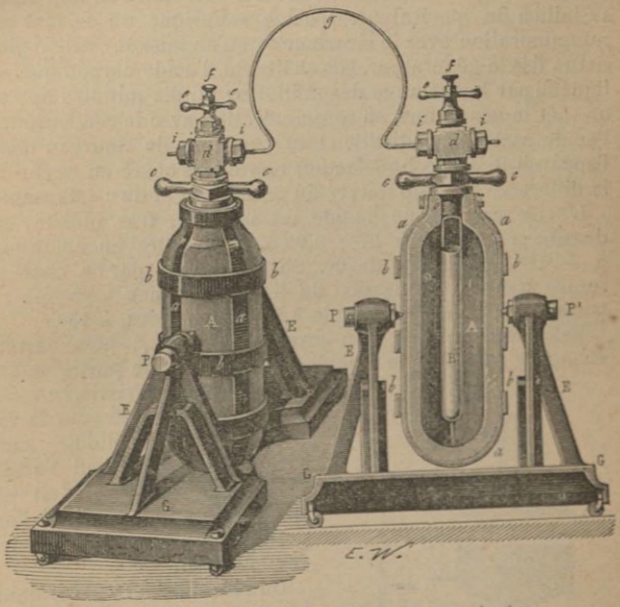


Fig. 156. — Appareil pour la liquéfaction du gaz carbonique.

est en plomb, recouvert d'une chemise de cuivre rouge; des cercles *b* et des barres longitudinales *a* en fer forgé, bien boulonnées, renforcent cette chambre où l'acide carbonique produit une force expansive qui peut aller jusqu'à 75 atmosphères.

Le générateur est suspendu entre deux pointes P, P' en fonte autour desquelles il tourne. Un bouchon métallique, à vis, qu'on meut par les deux bras *c*,*c*, ferme l'orifice, tout en livrant passage au gaz par une ouverture suivant son axe.

Le condenseur B est de même métal que le générateur. Un tube de communication en cuivre *g* relie le générateur et le condenseur.

Après avoir ôté la vis, on introduit dans le générateur 1800 gr. de bicarbonate de soude et 4 litres 1/2 d'eau à 35 ou 40°. On met 1000 gr. d'acide sulfurique concentré dans un vase placé au milieu du générateur. L'acide sulfurique ne se met en communication avec le bicarbonate qu'en faisant osciller plusieurs fois le générateur. Mis en liberté, l'acide carbonique se liquéfie par le mélange des matières; et, dix minutes après, on met le générateur en communication avec le condenseur: l'acide carbonique distille et se condense de nouveau dans l'appareil B. Cette liquéfaction nouvelle s'opère en vertu de la différence de température du générateur et du condenseur.

L'acide carbonique liquide est incolore, très mobile; sa densité serait 0,72 à 27°; 0,98 à 0°. Il entre en ébullition à — 78° au-dessous de 0°. Sa dilatabilité par la chaleur serait énorme. Au-dessus du liquide est une atmosphère gazeuse d'une élasticité égale à 50 atmosphères, à 15°.

Solidification. — Si l'on ouvre le robinet *f*, pour laisser échapper dans l'air le liquide carbonique, une partie se vaporise, et l'autre partie, en vertu de la chaleur cédée pour la vaporisation, se solidifie sous forme de neige. Seul l'acide carbonique solide produit un très grand froid; mais, si l'on y ajoute de l'éther, le froid devient excessif.



Fig. 157. — Appareil pour la solidification de l'acide carbonique.

On recueille cette neige dans une boîte métallique, à parois très minces, composée de deux parties *am* et *a'm'*. Le manche doit être creux et mauvais conducteur.

Le jet de gaz se brisant contre une petite languette *t* coudée et en fer-blanc, la neige se forme et se dépose dans la boîte; le gaz non solidifié s'échappe par le tube *u*.

243. **Propriétés chimiques.** — L'acide carbonique n'est ni combustible ni comburant; il éteint les corps en combustion. (Exp. 233.)

C'est un acide faible, car il colore seulement au rouge vineux la teinture de tournesol ; et est chassé par la chaleur de ses combinaisons, *carbonates*.

Il fait effervescence lorsqu'il est déplacé par les acides forts (1). (Exp. 234.)

L'eau de chaux se trouble par l'acide carbonique : il y a formation d'un carbonate de chaux qui lui-même se redissout dans un excès d'acide carbonique. (Exp. 235.)

L'eau chargée d'acide carbonique dissout aussi la silice, le phosphate de chaux, le carbonate de chaux, etc. (Exp. 236.)

A une haute température, les corps avides d'oxygène, tels que l'hydrogène, le carbone, le phosphore, le bore, etc., désoxydent l'acide carbonique ; ils le réduisent en oxyde de carbone. (Exp. 237.)

Les métaux qui ont une grande affinité pour l'oxygène, tels que le potassium, le fer, etc., au rouge, réduisent l'acide carbonique en oxyde de carbone en lui enlevant 1 atome d'oxygène. (Exp. 238.)

Sous l'influence des rayons solaires, les plantes exercent une action merveilleuse sur l'acide carbonique ; elles le décomposent, gardent le carbone qu'elles transforment en amidon, sucre, bois, toutes substances qui servent à la nutrition et à l'ac-

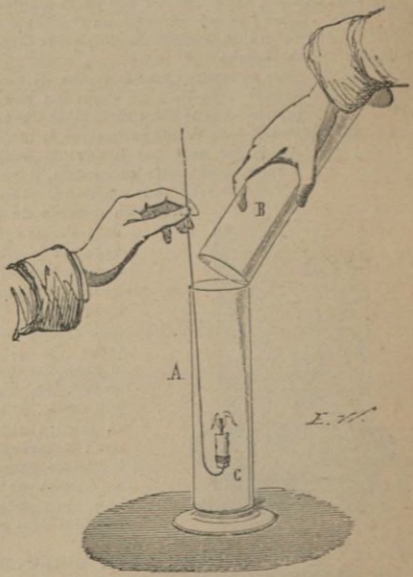


Fig. 158. — Transvasement du gaz carbonique. (Exp. 233.)

(1) Décomposant ainsi les carbonates, les acides forts produisent des taches sur le marbre.

croissement des végétaux : l'oxygène est rendu à l'atmosphère. (Exp. 239.)

L'acide carbonique est impropre à la respiration. Bien qu'il ne soit pas délétère, presque tous les animaux périssent dans une atmosphère qui contient 1/5 de ce gaz.

Exp. 233. Introduisez une bougie C au fond d'une éprouvette à pied A (fig. 158); et inclinez-y une éprouvette B pleine d'acide carbonique (Exp. 212). Le gaz l'eteint comme le ferait un liquide qui lui tomberait dessus.

Faites aussi l'expérience avec l'acide carbonique qui se dégage d'une bouteille d'eau gazeuse où vous adapterez, avec précaution, un bouchon en liège percé et muni d'un tube.

234. Introduit dans un flacon plein de gaz carbonique, le papier bleu du tournesol rougit. Essayez-le. Versez-y enfin quelques gouttes de teinture de tournesol.

235. Faites dégager de l'acide carbonique dans de l'eau de chaux (Exp. eau de chaux). Vous constaterez un dépôt de craie ou carbonate de chaux.

236. Étendez d'eau distillée une petite quantité d'eau de chaux. Ensuite faites-y passer vivement un courant d'acide carbonique. Il y aura d'abord un précipité de craie qui se dissoudra dans un excès d'acide carbonique.

On obtiendrait une formation de carbonate de chaux, en introduisant dans l'eau de chaux un peu d'eau gazeuse : une plus grande quantité d'eau carbonique dissoudrait la craie.

237. Introduit dans l'acide carbonique, le magnésium en ignition continue d'y brûler avec une lumière si brillante qu'on en est presque aveuglé. Après cette combustion, il reste de l'oxyde de carbone; mettez-y le feu : vous constaterez sa flamme bleue caractéristique.

238. Un morceau de sodium enflammé introduit dans l'acide carbonique lui enlève tout l'oxygène : le charbon est isolé : essayez-le avec un très petit morceau de sodium.

239. Introduisez dans un flacon à large goulot, plein d'eau chargée d'acide carbonique, une plante coupée récemment et couverte de feuilles bien vertes (fig. 159). Une plante aquatique, le nénuphar par exemple, ou une tige de menthe, des feuilles de vigne même peuvent servir. Si tout cet appareil est exposé au soleil, l'acide carbonique se décomposera : le carbone se fixera aux plantes; les feuilles se couvriront de bulles d'oxygène qui finiront par se réunir au haut du flacon : on peut constater que la combustion se fait très bien dans ce gaz.



Fig. 159. — Décomposition du gaz carbonique par les plantes.

244. Usages de l'acide carbonique. Précautions contre ses funestes effets. — Se dissolvant dans l'eau, l'acide carbonique reçoit une belle application dans la fabrication de l'eau gazeuse. C'est à sa force

expansive que sont dus le bruit, la mousse et le pétillement, lorsqu'on débouche une bouteille d'eau de Seltz, de vin de Champagne, etc.

Des torrents d'acide carbonique se dégagent des fours à chaux. Se coucher au-dessus de ces foyers de chaleur pendant les nuits froides d'hiver est une imprudence qui a coûté la vie à plus d'un vagabond. Il faut éviter aussi de descendre dans les cuves de raisin, pendant la fermentation. Fermer la clef d'un poêle, pour renvoyer la chaleur dans l'appartement, ne peut se faire impunément que lorsqu'il ne reste que de la cendre chaude dans le poêle. On ne saurait trop se mettre en garde contre les chaufferettes, les réchauds. Avant de pénétrer dans les puits abandonnés, dans certaines cavités souterraines, il faut y porter devant soi des chandelles allumées; si elles ne s'éteignent pas, on peut avancer. Une autre précaution très utile, c'est de ménager des appels d'air dans les appartements chauffés, éclairés et habités. Les fleurs vivaces exhalant de l'acide carbonique dans l'obscurité, on ne doit pas les laisser, pendant la nuit, dans les chambres où l'on couche. La mortalité des bestiaux, dans certaines écuries, attribuée autrefois à la malveillance de personnes qu'on supposait capables de maléfices, avait sa cause dans les gaz méphitiques, produits par la respiration et les matières fécales, que n'expulsaient pas au dehors la mauvaise aération et la malpropreté.

SULFURE DE CARBONE

Formule atomique et en équivalents	CS
Poids atomique	76
Poids en équivalents	38

245. **Historique et préparation.** — Ce composé, découvert en 1796 par Lampadius, a de l'analogie avec l'acide carbonique dans sa constitution atomique et dans quelques-unes de ses combinaisons.

On le prépare par l'action directe du soufre et du charbon. Dans le laboratoire, on se sert d'un tube en porcelaine TT que l'on remplit de charbon de bois. Placé dans le fourneau, F, on y adapte une rallonge A qui débouche sur l'eau dans un flacon R muni d'un tube de sûreté S. Ce flacon plonge dans un vase réfrigérant C. L'appareil doit être un peu incliné. On chauffe et, de temps en

temps, on y introduit du soufre par l'ouverture *i* qu'on a soin de boucher immédiatement (fig 160).

Le soufre fond et coule, se vaporise et se combine avec le charbon.

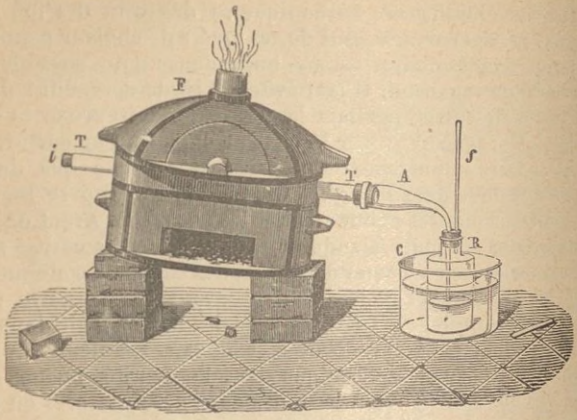


Fig. 160. — Appareil pour la préparation du sulfure de carbone.

Il se forme du sulfure de carbone qui va se condenser, sous l'eau

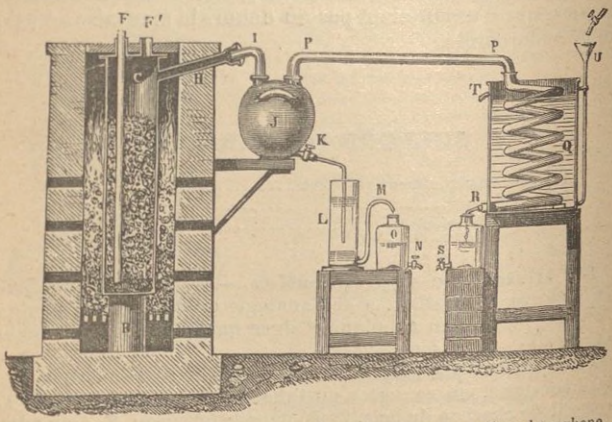


Fig. 161. — Appareil pour la préparation industrielle du sulfure de carbone.

froide, dans le récipient. Les vapeurs qui échappent à la condensation se dégagent par le tube S.

L'industrie le prépare en grand et à très bon marché de la manière suivante. On remplit de charbon le cylindre en fonte A solidement établi au milieu d'un fourneau (fig.161). Deux tuyaux en porcelaine y sont fortement fixés au moyen de brides: le tuyau F qui descend jusqu'à quelques centimètres au fond du cylindre permet d'introduire le soufre; le tuyau F' y conduit le charbon.

Par le tuyau H auquel fait suite le tube coudé I, les gaz vont se condenser dans une tourie. Par K, le sulfure de carbone liquide coule dans le réservoir L, qui se vide par M et O. Les vapeurs qui s'échappent de la tourie vont se liquéfier en Q et coulent en R.

246. **Propriétés physiques.** — Le sulfure de carbone est un liquide incolore, très mobile, d'une odeur fétide, analogue à celle des choux pourris. Sa densité égale 1,293. On n'est pas parvenu à le solidifier. Il bout à 45°. Évaporé dans le vide, il peut produire un abaissement de température jusqu'à -60°.

Insoluble dans l'eau, il l'est en toutes proportions dans l'alcool et l'éther. Il dissout le soufre, l'iode, le phosphore; quand le sulfure de carbone est chaud, le soufre s'y dissout en grande quantité et se dépose en cristaux par le refroidissement. (N° 11.)

Le sulfure de carbone est très combustible; sa vapeur possède une tension énorme et exerce une action très délétère. Aussi doit-on prendre de grandes précautions pour manier ce liquide : il faut toujours opérer loin de toute flamme.

Exp. 240. Mettez de l'eau dans un verre, et colorez-la avec un peu d'iode; versez-y ensuite du sulfure de carbone : ce dernier étant plus dense passera au fond. Agitez ensuite les deux liquides : le sulfure de carbone enlevera toute la couleur et prendra la couleur d'œillet : l'eau devenue incolore surnagera.

241. Mettez du sulfure de carbone dans une soucoupe à large fond et peu profonde, que vous placerez sur un tabouret en bois où vous aurez préalablement versé de l'eau. Puis, pour hâter l'évaporation du sulfure, faites-y passer un courant d'air, au moyen d'un soufflet : la soucoupe s'attachera au tabouret par la glace.

247. **Propriétés chimiques.** — Composé de deux corps combustibles, le sulfure de carbone brûle facilement au contact de l'air (Exp. 242, 243); la combinaison de ses éléments avec l'oxygène produit de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique :

$$CS^2 + 3O^2 = 2SO + CO^2$$

Sa vapeur seule mêlée à l'air détone violemment, si l'on approche un corps en ignition du vase qui contient ce liquide.

Sous l'influence de la chaleur, plusieurs métaux décomposent le sulfure de carbone, pour s'emparer du soufre et former des sulfures ; le carbone est mis en liberté.

Le sulfure de carbone peut s'unir à des sulfures métalliques pour former des sels, *sulfocarbonates*, comme l'acide carbonique s'unit à des oxydes, donnant naissance à des *carbonates*.

Exp. 242. Avec du sulfure de carbone, mouillez un petit morceau d'éponge et mettez-y le feu, en vous tenant à distance : il brûlera aussitôt avec une légère flamme bleue.

243. Introduisez un peu de sulfure de carbone dans un tube d'essai. Pour le faire évaporer, versez ce liquide dans un verre ; puis de ce verre dans un autre. Approchez un corps enflammé de ce dernier : la vapeur du sulfure prendra feu immédiatement.

248. *Usages.* — Le sulfure de carbone reçoit quelques applications importantes. Il sert à vulcaniser le caoutchouc, qui est très mou aux températures élevées et très dur aux basses températures. Cette opération consiste à tremper le caoutchouc dans un bain de sulfure de carbone, contenant en dissolution du soufre et un peu de chlorure de soufre ; elle a pour but de dissoudre les résines et les corps gras du caoutchouc, et de lui donner de la souplesse, même aux températures les plus basses. Dissolvant le phosphore ordinaire et non le phosphore rouge, le sulfure de carbone est employé pour débarrasser le phosphore rouge du phosphore ordinaire.

L'action toxique de sa vapeur est mise à profit pour la destruction des insectes et des rats qui rongent le blé dans les greniers.

Faites le 44e devoir.

4° COMPOSÉS HYDROGÉNÉS DU CARBONE

249. **Généralités.** — L'hydrogène et le carbone forment la base de nombreux et importants composés que nous étudierons en chimie organique. Ici nous nous contentons de traiter du gaz d'éclairage.

GAZ D'ÉCLAIRAGE

250. **Historique. Sa nature.** — L'art de chauffer et d'éclairer par le gaz est dû à Philippe Lebon, ingénieur français. Après avoir fait un grand nombre d'expériences, il annonça,

dans un mémoire, la possibilité d'éclairer nos maisons avec les produits de la distillation du bois, de la houille. Comme preuve de succès, il éclaira les appartements et le jardin de l'hôtel Saignelay, rue Saint-Dominique à Paris. Malgré cet essai, ses contemporains accueillirent froidement son invention : l'odeur du gaz, non épuré, rebutait ceux qui en étaient témoins. Forcé de renoncer à son entreprise, Lebon alla, de dépit, établir, à Marly, une fabrique d'acide pyroligneux où il employa les produits gazeux pour chauffer les pots comme dans les fabriques actuelles. Cet inventeur fut tué, le 2 décembre 1804, à coups de couteau; le matin du même jour, il avait assisté au sacre de Napoléon à Notre-Dame. Murdoch en Angleterre et Winsor en Allemagne reprirent les expériences de Lebon. Ils prirent un brevet pour l'illumination des édifices, rues et places publiques : une usine fut établie à Londres en 1810; huit ans après ce mode d'éclairage fut introduit en France (1).

251. **Préparation.** — On introduit la houille dans de grandes

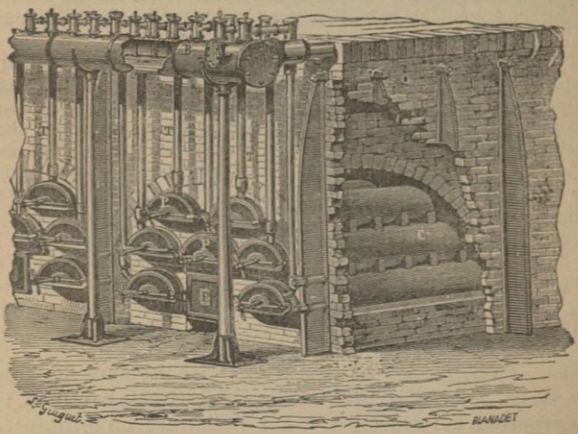


Fig. 162. — Cornues à gaz, Barillet.

cornues cylindriques en fonte ou en terre réfractaire C, fermées hermétiquement en P par des vis de pression (fig. 162). Chaque cornue reçoit de la houille jusqu'à moitié de sa capacité, c'est-à-

(1) Comment fait-on le gaz d'éclairage? demandais-je à un élève de 13 ans du pensionnat Sainte-Marie à Lille, examen trimestriel 26 décembre 1879. — Avec le charbon, etc. — L'avez-vous vu faire? — J'en ai fait moi-même. — Et comment? — J'ai rempli une pipe de houille ; je l'ai fait chauffer, et je suis parvenu à allumer le gaz qui sortait par le tuyau.

dire une charge d'environ 100 kilogr. Sous l'action de la chaleur, la houille augmente de volume; les gaz se dégagent par les tuyaux T, les plus volatils et les plus éclairants les premiers : ils se rendent dans le barillet B. Brûlés tels qu'ils sortent de la cornue, ils donneraient une flamme fuligineuse d'une odeur infecte.

Les produits *utiles* du gaz d'éclairage sont l'hydrogène, l'oxyde de carbone, l'hydrogène protocarboné, le gaz oléfiant; l'azote, l'acide carbonique, les sels d'ammoniaque, l'acide sulfhydrique sont des produits *nuisibles :* purger le gaz des matières qui diminuent son pouvoir éclairant et qui lui donnent une odeur trop mauvaise, telle est la nécessité où se trouve l'industrie.

1° *Épuration physique.* — Échappé des cornues, le gaz se rend dans le barillet B, en tôle, contenant de l'eau aux 2/3 de sa capacité; là il dépose les produits les moins volatils. Ensuite le gaz passe et se refroidit dans le jeu d'orgue DD, série de tubes verticaux, disposés sur une caisse V contenant de l'eau (fig. 163); là se condensent le goudron, les huiles, les sels ammoniacaux échappés au barillet : ces produits s'écoulent dans une fosse. En filtrant dans la double colonne de coke E, le gaz abandonne les dernières traces de goudron et de matières bitumineuses.

2° *Épuration chimique.* — Elle a pour but d'enlever l'ammoniaque, l'acide sulfhydrique et l'acide carbonique. A cet effet, on fait passer le gaz dans de grandes caisses F contenant des tamis en tôle sur lesquels est étalé un mélange de sesquioxyde de fer, de chaux éteinte, de sulfate de chaux; le tout maintenu divisé par de la sciure de bois : il se forme du sulfate d'ammoniaque, du carbonate de chaux et du sulfure de fer. Trop épuré, le gaz perdrait de son pouvoir éclairant; et, s'il n'avait aucune odeur, on ne pourrait en découvrir facilement les fuites dans les tuyaux de distribution. Par le tuyau G, le gaz arrive sur l'eau dans un grand réservoir d'une cloche en tôle : c'est le gazomètre. Par un tuyautage qui commence en H, il est distribué dans les endroits où la lumière et la chaleur sont nécessaires.

252. **Propriétés et usages.** — Renfermant de l'oxyde de carbone, de l'acide sulfhydrique et différents carbures, tous impropres à la respiration, le gaz d'éclairage, on le comprend, possède des propriétés toxiques à un haut degré : l'atmosphère qui en contiendrait quelques centièmes serait mortelle.

Le pouvoir éclairant du gaz extrait de la houille est trois fois moindre que celui du gaz provenant de la distillation de l'huile, et deux fois moindre que celui du gaz provenant des résines et des schistes bitumineux.

Agent d'éclairage de nos villes et de nos magasins, ce gaz est aussi employé au chauffage ; sa faible densité le fait utiliser pour gonfler les ballons aérostatiques.

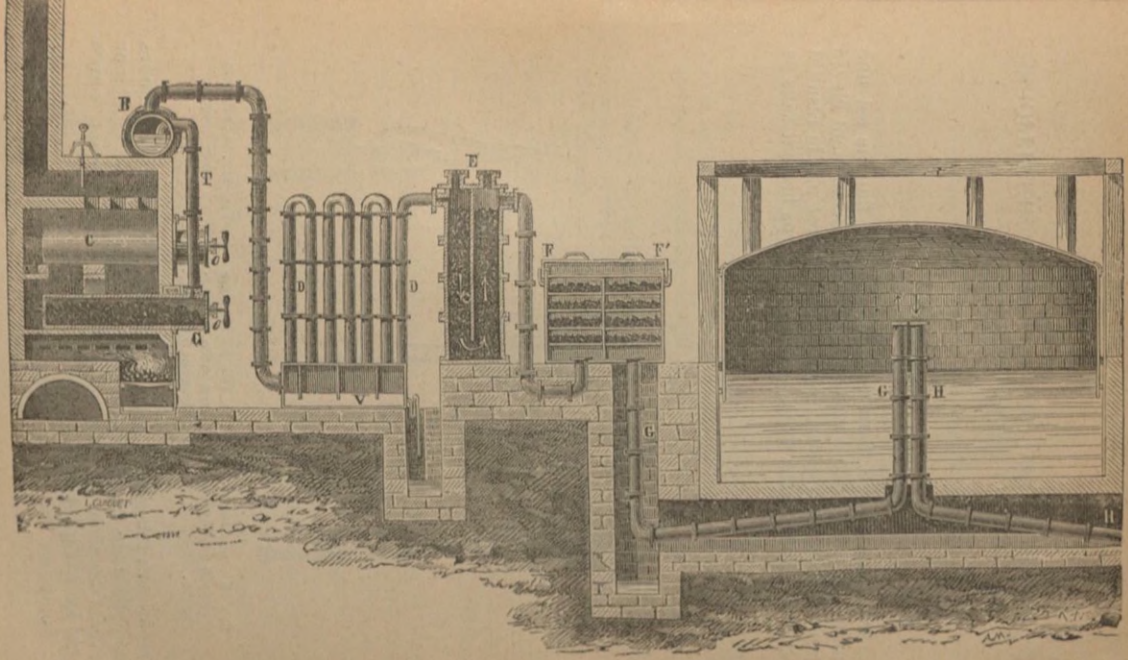


Fig. 163. — Fabrication du gaz de l'éclairage.

5° FLAMME, CHALUMEAU, TOILES MÉTALLIQUES, LAMPES DE SURETÉ

FLAMME

253. **Sa nature. Son éclat.** — Toute flamme est une masse de gaz portée à une température suffisamment élevée pour devenir lumineuse, vers 600°. Elle n'est pas le résultat de toute combustion vive ; car certains corps brûlent sans se



Fig. 164. — Flamme simple de l'hydrogène.

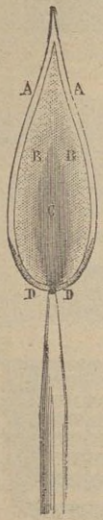


Fig. 165. — Flamme composée de l'hydrogène bicarboné.



Fig. 166. — Flamme d'une bougie.

vaporiser : tels sont le coke, le fer, etc. Mais elle est toujours composée de corps se combinant ou près de se combiner avec l'oxygène. La flamme se dresse verticalement, parce que les gaz qui la constituent sont plus légers que l'air.

Composée d'éléments homogènes comme celle de l'hydro-

gène (fig. 164) ou d'éléments hétérogènes comme celles du gaz d'éclairage (fig. 165) et d'une bougie (fig. 166), la flamme présente toujours une partie centrale, presque froide, non brûlée, parce que l'oxygène de l'air ambiant n'y pénètre pas. (Exp. 244.)

254. **Température.** — La température d'une flamme dépend :

1° Du combustible qui dégage plus ou moins de chaleur : l'hydrogène en dégage plus que le charbon ;

2° De la perte de chaleur pour élever la température de l'azote mêlé à l'oxygène qui alimente la flamme : une combustion qui s'opérerait au milieu de l'oxygène seul produirait une plus grande chaleur que si elle avait lieu dans l'air ;

3° De la chaleur absorbée par l'introduction d'un corps solide dans la flamme : un fragment de chaux dans la flamme en augmente l'éclat, mais en abaisse la température.

L'endroit de la flamme où la chaleur est le plus élevée se trouve au sommet de la flamme *e* (fig. 166).

255. **Éclat.** — L'éclat de la flamme dépend de l'incandescence des particules solides, contenues dans son intérieur, et non de la chaleur dégagée par la combustion (fig. 166). C'est en *i* qu'est la partie la plus éclairante ; le liséré bleu *b* est composé d'oxyde de carbone ; le noyau où n'arrive pas l'oxygène est principalement formé de carbone. (Exp. 245.)

Le gaz d'éclairage, le pétrole et l'huile brûlés produisent des flammes qui ont la même structure. Brûlant dans l'air *f*bre en repos, ces carbures donnent une flamme fumante ; l'air ambiant ne leur fournit pas assez d'oxygène pour opérer la combustion complète de leurs éléments, l'hydrogène et le carbone. L'hydrogène étant plus volatil se brûle d'abord : il y a formation de vapeur d'eau. Le carbone, ne trouvant pas assez d'oxygène pour sa combustion totale, se répand en flocons dans l'atmosphère.

On corrige ce défaut avec des verres de lampes, lesquels constituent de vraies cheminées. Se dilatant par la chaleur, l'air y circule : de grandes quantités d'air sont amenées au foyer, en même temps que les produits de la combustion en sont expulsés.

On peut communiquer à la flamme des teintes variées, il

suffit d'y introduire des métaux ou leurs oxydes, leurs sels : la strontiane la colore en rouge; la baryte, en vert; le cuivre, en bleu; le sodium, en jaune, etc.

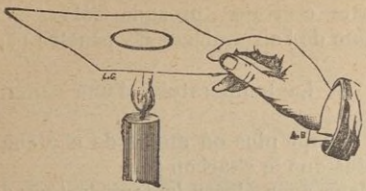


Fig. 167. — Expérience de Faraday.

Exp. 244. Répétez l'expérience qu'a faite Faraday. Passez une feuille de papier blanc à travers la flamme d'une bougie; vous constaterez un espace roussâtre égal à la largeur de la flamme : le centre restera blanc.

245. Disposez un tube recourbé et effilé au bouchon d'un aspirateur plein

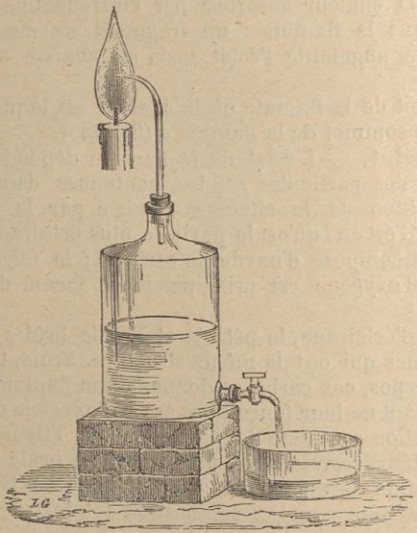


Fig. 168. — Appareil pour recueillir les gaz d'une flamme.

d'eau. Réglez un écoulement lent qui ne trouble pas la flamme. Plongé dans la flamme, le tube amènera les gaz de cette région à la place de l'eau. Vous les transvaserez dans une éprouvette pleine d'eau : vous constaterez que ceux de la partie centrale sont combustibles ; ceux de la partie extérieure de la flamme contiennent de l'acide carbonique, de l'azote : les vapeurs se condensent dans le flacon.

256. **Chalumeau.** — Pour produire de hautes températures, on se sert du chalumeau, instrument qui permet de faire arriver sur la flamme une grande quantité d'air. Au moyen de cet auxiliaire, on opère des phénomènes remarquables de réduction et d'oxydation.

On emploie le chalumeau oxyhydrique (fig. 170) pour pro-

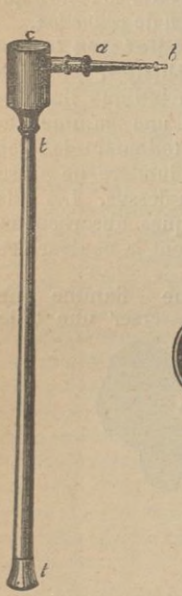


Fig. 169. — Chalumeau.



Fig. 170. — Chalumeau oxyhydrique.

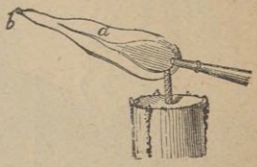


Fig. 171. —Flamme inclinée avec le chalumeau.

duire de très hautes températures. Il se compose d'un tube central *t' t ;* s'alimentant d'oxygène comprimé *o* dans un réservoir, et d'un tube latéral *cabd* enveloppant le premier pour conduire l'hydrogène comprimé également dans un réservoir : cette disposition prévient tout accident.

On souffle dans le tube *t't*, de manière à faire un courant continu. Les vapeurs d'eau s'arrêtent en *c ;* l'air sort par l'ouverture *a*.

Sous l'influence du courant, la flamme (fig. 171) s'incline

on la dirige où l'on veut. Quand il s'agit de griller, d'oxyder un métal, on y dirige le dard *b* : c'est le *feu d'oxydation*. Si au contraire on se propose de réduire un composé oxygéné, on y fait arriver le cône *a* qui est le *feu* de *réduction*.

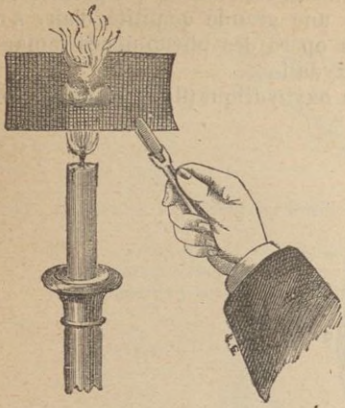


Fig. 172. — Propriétés des flammes.

257. **Effet des toiles métalliques.** — Une toile métallique interposée sur une flamme refroidit tellement les gaz que la lumière ne passe pas au-dessus. Les fils métalliques absorbent et conduisent la chaleur des gaz.

Aucune flamme ne peut traverser une toile métallique à mailles suffisamment serrées. (Exp. 246.)

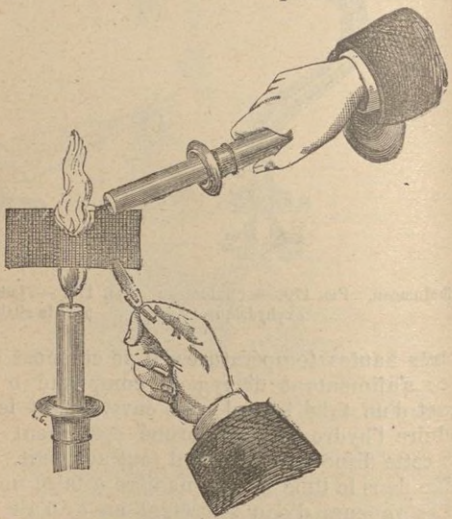


Fig. 173. — Action d'une toile métallique sur une flamme. (Exp. 246.)

Ce principe reçoit une utile application dans les lampes de sûreté, imaginées par Humphry Davy. Les mineurs peuvent s'éclairer dans leurs travaux sans avoir à redouter les explosions du *feu grisou*. Il pourra y avoir détonation dans la lampe ; mais l'incandescence ne se transmettra pas au dehors.

Exp. 246. Coupez une flamme avec une toile métallique : remarquez l'effet. Puis approchez une bougie allumée au-dessus de la toile : les gaz s'allumeront de nouveau (fig. 173).

258. **Lampe de sûreté.** — La lampe Davy se composait d'un réservoir d'huile *a*, entouré d'une toile métallique *b*. Le tout était supporté par trois tiges de fer *e*,*e*,*e*, surmontées d'un crochet *m*. On introduisait l'huile par l'ouverture *d*. Un fil de fer *c* servait à moucher la mèche.

Comme elle donnait peu de lumière, différents perfectionnements y ont été apportés. M. Combes enveloppe la mèche d'un cylindre de cristal *c* (fig. 175). Une cheminée en cuivre *n* active le tirage; elle est entourée d'une toile métallique *m*.

45e *Devoir*.

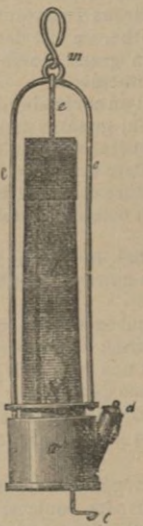


Fig. 174. — Lampe Davy.

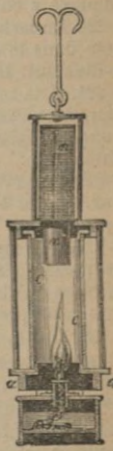


Fig. 175. — Lampe Davy modifiée par M. Combes.

RÉSUMÉ

210. On obtient le *bore amorphe* en chauffant un mélange de 100 parties d'acide borique et 60 parties de sodium.

211. Le bore brûle à l'air : c'est un réducteur. La dureté du bore cristallisé égale presque celle du diamant.

212. L'acide borique s'extrait des petits lacs de Toscane, appelés *lagoni*.

213. Lorsqu'il renferme de l'eau, l'acide borique a l'aspect cristallin. Il perd son eau par la chaleur, et, refroidi, il forme un verre transparent.

214. On emploie l'acide borique dans la fabrication du borax, les analyses au chalumeau, les mèches des bougies.

215. D'après les procédés suivis pour l'isoler, le silicium affecte la forme amorphe ou cristalline.

216. Le silicium n'entre en fusion qu'à une très haute température. Chauffé à l'air, il brûle et forme une poudre blanche, l'anhydride silicique ou silice.

217. La silice constitue le chaume des céréales, les grès, les sables, les quartz; cristal de roche, rubis, saphir, topaze, améthyste, etc. A la faveur de l'acide carbonique, la silice se dissout dans l'eau.

218. Anhydre et cristallisée, la silice raye le verre. Amorphe, elle se présente sous forme de poudre blanche, insoluble dans l'eau.

219. Les corps siliceux reçoivent de nombreuses applications. Avec le cristal de roche, on fait des verres de lunettes, des instruments d'optique. Un grand nombre de roches quartzeuses sont employées comme ornement.

220. Le carbone est un corps simple, solide, sans odeur ni saveur, noir dans le charbon, grisâtre dans la tourbe, très brillant dans le diamant. Il est généralement infusible et insoluble.

221. A la température ordinaire, le carbone est inaltérable dans l'air; à une température élevée, il est doué d'une puissante affinité pour l'oxygène. Il se combine aussi avec le soufre, l'hydrogène, le chlore, etc.

222. Pur et cristallisé, le carbone forme le *diamant*, corps le plus dur, rayant tous les autres. On le taille avec sa poussière appelée *égrisée*.

223. Le *graphite*, qui existe en couches dans les terrains primitifs, se présente sous forme de masses feuilletées. On en fait des crayons qui laissent une trace gris de plomb : de là la dénomination impropre de mine de plomb.

224. L'*anthracite* existe en masses dans des terrains de formation plus ancienne que la houille. Elle constitue un combustible difficile à allumer.

225. Provenant de végétaux carbonisés à de hautes températures, enfouis et entassés par les bouleversements qu'a subis la terre, la *houille* existe en couches les unes au-dessous des autres, alternant avec des grès : c'est un combustible précieux.

226. D'origine végétale plus récente que la houille, le *lignite* offre une texture frappante de bois enfouis. Il renferme peu de carbone, aussi sa combustion dégage-t-elle peu de chaleur.

227. La *tourbe* se forme sous les eaux par l'altération des végétaux. En brûlant, elle produit une odeur désagréable.

228. Le *charbon de bois* est léger, poreux et possède un pouvoir absorbant considérable, ses usages viennent de ces propriétés. Sa fabrication consiste à isoler le carbone du bois.

229. Pour faire le *noir de fumée*, on vaporise d'abord les matières organiques riches en carbone, comme les résines. On met le feu

aux vapeurs : le noir se dépose sur des peaux. Il reçoit des applications dans la peinture des bois, l'encre d'imprimerie, etc.

230. Le *noir animal* se fabrique avec les os qu'on calcine à l'abri de l'air dans des marmites en fonte. C'est avec ce noir qu'on décolore les sirops.

231. Le *coke* est le résidu incomplet de la houille. Sa combustion est difficile, mais elle produit une température très élevée.

232. Le carbone forme avec l'oxygène deux importantes combinaisons, l'oxyde de carbone et l'acide carbonique; avec le soufre, il donne naissance au sulfure de carbone.

233. Il y a production d'oxyde de carbone dans plusieurs circonstances, particulièrement lorsque, le carbone étant porté à une haute température, l'oxygène n'y arrive pas en quantité suffisante pour le transformer en acide carbonique.

234. On prépare l'oxyde de carbone en enlevant l'eau de l'acide oxalique, qui se dédouble ensuite en acide carbonique et en oxyde de carbone. On absorbe l'acide carbonique par une dissolution de potasse.

235. L'oxyde de carbone est un gaz incolore, neutre. Sa combustion produit de l'acide carbonique. C'est un agent réducteur

236. L'oxyde de carbone exerce une action délétère sur l'organisme animal. Il faut éviter de fermer la clef d'un poêle porté au rouge, etc.

237. L'acide carbonique est très répandu dans la nature. Produit par les combustions, la respiration des animaux, il est décomposé par les plantes qui fixent le carbone et rendent l'oxygène à l'atmosphère.

238. On prépare l'acide carbonique en le chassant d'un carbonate par un acide plus fort.

239. L'appareil Bramah pour la fabrication de l'eau de Seltz se compose de trois parties principales : la pompe, le réservoir et le trépied.

240. Pour préparer l'eau gazeuse dans les ménages, on introduit de l'acide tartrique et du bicarbonate de soude dans l'appareil Briet, il n'y a ensuite qu'à soutirer.

241. Le volume de l'acide carbonique est égal au volume d'oxygène qui le compose.

242. L'acide carbonique est un gaz incolore, d'une saveur aigrelette qu'il communique aux liquides où il est dissous.

Par de fortes pressions on le réduit en liquide, qui se solidifie en partie au contact de l'air.

243. L'acide carbonique éteint les corps en combustion; c'est un acide faible qui trouble l'eau de chaux en formant un carbonate. Chargée d'acide carbonique, l'eau dissout le phosphate et le carbonate de chaux, etc.

244. C'est à la force expansive du gaz carbonique que sont dus la mousse et le pétillement de l'eau de Seltz et du vin de Champagne.

Il faut se mettre en garde auprès des cuves en fermentation, des fours à chaux, des cavités souterraines mal aérées, etc.

245. Par sa constitution chimique, le sulfure de carbone a une grande analogie avec l'acide carbonique. L'industrie le prépare à bon marché avec du charbon et du soufre.

246. Le sulfure de carbone est un liquide incolore très mobile, d'une odeur fétide. Il bout à 45°. On n'est pas parvenu à le solidifier. C'est le dissolvant du soufre, du phosphore, de l'iode, etc.

247. Le sulfure de carbone brûle facilement au contact de l'air. Mêlée à l'air, sa vapeur détone violemment, si l'on en approche un corps en ignition.

248. On emploie le sulfure de carbone pour vulcaniser le caoutchouc. Toxique au plus haut point, sa vapeur est mise à profit pour la destruction des rats, etc.

249. L'hydrogène et le carbone forment de nombreux composés, étudiés en chimie organique.

250. C'est un Français, Philippe Lebon, qui acquit la certitude d'éclairer nos maisons avec les produits de la distillation du bois et de la houille.

251. On prépare le gaz d'éclairage comme suit : la houille est chauffée dans des cornues en fonte ou en terre réfractaire ; les matières vaporisées se rendent dans un barillet renfermant de l'eau ; pour se purifier, le gaz passe à travers la chaux, etc.

252. Le gaz d'éclairage est impropre à la respiration. On l'emploie au chauffage ; il sert aussi à gonfler les ballons.

253. La flamme est une masse gazeuse portée à la température rouge. Elle s'élève verticalement parce qu'elle est composée de gaz plus légers que l'air.

254. La température de la flamme dépend du combustible, qui dégage plus ou moins de chaleur : c'est au haut de la flamme que la température est le plus élevée.

255. L'éclat d'une flamme dépend de l'incandescence des particules contenues dans son intérieur : c'est autour du noyau qu'est la partie la plus éclairante.

256. Le chalumeau est un instrument destiné à introduire une grande quantité d'oxygène sur la flamme pour en élever la température.

257. Interposées sur une flamme, les toiles métalliques refroidissent tellement les gaz que la lumière ne paraît pas au-dessus parce que les fils absorbent et conduisent la chaleur des gaz.

258. La propriété des toiles métalliques reçoit une application dans la lampe de sûreté pour préserver les mineurs des terribles explosions du feu grisou.

39e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 210 à 219). — État naturel et extraction de l'acide borique. — Acide silicique ; geysers d'Islande. —Propriétés et usages de la silice.

2° *Calcul.* Problème 103 (207). — La Toscane livre annuellement au commerce

environ 1,200,000 kil. d'acide borique H^3BO^3, contenant 6 0/0 de substances autres que les trois corps qui le composent. On demande le bore pur de cette production.

Probl. 104 (343). — Quelle est, en centièmes, la silice d'un feldspath, renfermant 0,32 d'oxygène combiné avec du silicium ?

Probl. 105 (346). — Les cadrans de pendule sont composés ainsi : verre à vitre 4, silice 25, minium 25, cristal de roche 2. Combien y a-t-il de silicium dans un cadran de 40 gr., le verre de vitre renfermant 68 0/0 de silice ?

40e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 220 à 227). — Propriétés du carbone. — Diamant. — Graphite, ses usages. —Houille.

2° *Calcul.* Problème 106 (189). — Le diamant brut de Rio-Janeiro, vaut 90 fr. le carat ; et le graphite de Cumberland, 400 fr. le kil.; faites connaître le prix de 1 gr. de chacun de ces deux corps.

Probl. 107 (691). — En 1772, Catherine II de Russie acheta un diamant de 195 carats 2,500,000 fr., plus une rente viagère de 100,000 fr. L'intérêt du capital nécessaire pour la rente est supposé à 5 0/0. Le vendeur, Shafras l'Arménien, vécut encore 23 ans. Faites connaître : 1° le prix de 1 gr. du carbone de ce diamant; 2° le rapport de la valeur du carbone de ce diamant à la valeur du carbone de la houille, qui coûte 2 fr. 50 les 100 kg. et renferme 0,7 de carbone.

Probl. 108 (194). — 100 d'une houille grasse, *densité* 1,302, se répartissent en : 87,79 de carbone, 4,56 d'hydrogène, 6,01 d'oxygène et d'azote, 1,64 de cendres. Si l'hydrogène et le carbone de 1 hl. de houille se combinaient dans la proportion CH^4, quel serait le poids du gaz formé et l'excès du carbone ?

41e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 228 à 232). — Fabrication du charbon de bois, ses propriétés. — Noir de fumée. — Noir animal. — Coke.

2° *Calcul.* Problème 109 (191). — On a carbonisé un bois qui contenait 0,385 de carbone. Cependant, avec les meilleurs procédés de carbonisation, on n'a obtenu que 0,26 de charbon. Le carbone perdu s'est combiné avec l'oxygène : 3/5 ont formé de l'acide carbonique ; et 2/5, de l'oxyde de carbone. On demande le poids de chacun de ces 2 gaz, évaporés dans la carbonisation de 60 stères de bois, qui a 1,053 de densité ; les vides sont estimés 1/4 du tas.

Probl. 110 (193). Le — pouvoir décolorant du charbon, employé au 0,1 de la substance qu'on veut décolorer, est 0,7323 sur les mélasses et 0,9167 sur le vin rouge. Combien faudra-t-il de charbon, pour faire perdre les 3/4 de sa couleur à 50 litres de vin de Bordeaux, densité 0,934, et toute la couleur à 50 gr. de mélasse ?

Probl. 112. — Dans les environs de Saint-Étienne, pour fabriquer le coke, on dresse des tas de houille de forme prismatique, qui ont 1m de hauteur, 2m,50 de large à la base inférieure, 1m,75 à la supérieure, 15m de long à l base inférieure ; le talus est le même aux extrémités de la longueur qu'aux cotes latéraux. De cette sorte, on obtient 430 kg. de coke, par mètre cube du tas de houille. Trouvez le poids du coke que produit un tas.

42e DEVOIR.

1 *Rédaction* (nos 133 à 236). — Préparation de l'oxyde de carbone. — Ses propriétés. — Ses effets physiologiques.

Calcul. Problème 213 (199). — On peut préparer l'oxyde de carbone : 1° en chauffant au rouge un mélange de charbon et d'oxyde de zinc $ZnO + C = CO$

+Zn ; 2° en faisant passer un courant d'acide carbonique sur des charbons chauffés au rouge, $CO^2 + C = 2CO$. Pour préparer 10 litres d'oxyde de carbone, combien faut-il d'oxyde de zinc par le 1er procédé et d'acide carbonique par le 2e ?

Probl. 114 (186). — Si, dans une chambre de 30^{m3} et privée d'aération, 100 gr. de charbon de bois, en combustion, dans un réchaud, se transformaient en oxyde de carbone, combien, en poids et en 0/0, l'air renfermerait-il de ce gaz délétère ?

Probl. 115 (200). — 5 personnes se chauffent dans un appartement de 40^{m3}. En moyenne, elles respirent 18 fois par minute ; et, à chaque aspiration, elles absorbent 1/2 litre d'air, dont les 0,04 en volume sont expirés en acide carbonique, qui reste dans la chambre. La combustion du poêle transforme en oxyde de carbone, l'oxygène amené de l'extérieur dans le foyer. Cette quantité étant égale aux 2/3 de celle qui est consommée par la respiration, quelle serait, en volume, au bout de deux heures, la proportion 0/0 d'oxygène et d'oxyde de carbone de l'atmosphère ? On suppose que 1/3 seulement d'oxyde de carbone se répand dans la pièce.

43e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 237 à 240). — Historique, état naturel et formation de l'acide carbonique. — Préparation. — Fabrication de l'eau de Seltz.

2° *Calcul*. Problème 116 (201). — Un des procédés les plus employés, pour préparer l'acide carbonique gazeux, c'est de décomposer le marbre blanc par l'acide chlorhydrique (Exp. 230). Combien faudrait-il d'acide chlorhydrique pour décomposer 40 gr. de carbonate de chaux ? Combien obtiendrait-on de chlorure de chaux, d'acide carbonique ?

Probl. 117 (195). — Trouver le poids du carbone de 1 litre d'eau gazeuse qui renferme 5 fois son volume d'acide carbonique. On suppose que l'eau ne contient pas d'autres sels renfermant du carbone.

Probl. 118 (196). — Quelle quantité de craie CaO,CO^2 renferme autant d'acide carbonique que 1 litre d'eau gazeuse contenant 6 fois son volume d'acide carbonique ?

Probl. 119 (197). — On fabrique l'eau gazeuse avec 14 d'acide tartrique $C^4H^6O^6$ et 16 de bicarbonate de soude $NaHCO^3$, qu'on introduit dans l'eau. Quel volume d'eau gazeuse, contenant 5 fois son volume d'acide carbonique, pourrait-on faire avec 32 gr. de bicarbonate de soude cédant tout son acide carbonique $NaHCO^3 = NaHO + CO^2$?

44e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 241 à 249). — Acide carbonique, ses propriétés physiques et chimiques. — Précautions à prendre contre ses funestes effets. — Sulfure de carbone, sa composition similaire avec celle de l'acide carbonique. — Ses propriétés.

2° *Calcul*. Probl. 120 (187). On demande le poids de l'oxygène et du carbone d'un litre : 1° d'oxyde de carbone ; 2° d'acide carbonique.

Probl. 121 (198). Sous l'influence de l'étincelle électrique, un volume d'oxyde de carbone peut être transformé en acide carbonique, par 1/2 volume d'oxygène. Faites connaître le volume d'acide carbonique qu'on obtiendrait, en transformant ainsi 28 gr. d'oxyde de carbone ?

Probl. 122 (701). — Chaque année, la race humaine exhale 160 milliards de m^3 d'acide carbonique ; la respiration des animaux le quadruple. La houille en fournit 600 milliards de m^3 ; les autres combustibles 100,000,000 de m^3 ; la fumure des terres, la décomposition des végétaux et des animaux, 150,000,000 de m^3 ; les volcans et les terrains calcaires 1 trillion. Sous l'action du soleil, le carbone se fixe aux végétaux et l'oxygène est restitué à l'air ; les pluies dissolvent également l'acide carbonique. S'il n'en était ainsi, on demande la proportion, en volume, d'acide carbonique contenu dans l'air au bout d'un an ; 2° au bout de 10,000 ans ; 3° après ces 10,000 ans, la proportion de l'oxygène dans l'air

Admettre que notre atmosphère a 70 km. de rayon ; qu'elle était formée d'abord, en volume, de 0,209 d'oxygène et 0,0004 d'acide carbonique. On suppose que la planète est parfaitement ronde ; que l'acide carbonique est également répandu dans l'atmosphère. Se rappeler que le volume de l'oxygène, enlevé à l'atmosphère, est égal à celui de l'acide carbonique formé.

45e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 250 à 258). — Gaz d'éclairage, sa fabrication. — De la flamme. — Effets des toiles métalliques sur les flammes. — Lampe de sûreté.

2° *Calcul.* Problème 123 (690). — En sortant du jeu d'orgues, le gaz passe successivement à travers une colonne de coke et divers épurateurs. Dans la colonne, il perd, par mètre cube : 11 gr. 44 d'ammoniaque ; 10 gr. 61 d'acide sulfhydrique ; 2 gr. 96 d'acide carbonique. A travers les épurateurs, il perd, par mètre cube : 6 gr. 5 H^3Az ; 5 gr. 4 H^2S. Avant d'être brûlé, sa densité est de 0,55, et il renferme : 2 gr. 24 H^3Az, 1 gr. 73 et 7 gr. 31 CO^2. Le reste présente la formule CH^4. Calculer la densité du gaz au sortir du jeu d'orgues ; et sa composition millésimale au moment où il est brûlé.

Probl. 124. — Le dimanche, 27 juin 1869, s'éleva, du Champ-de-Mars, à Paris, le ballon *le Pôle-Nord*, sphérique, de 2500^{m2} de surface. Son étoffe était formée de tissus de toile et de caoutchouc. Pour joindre les fuseaux entre eux, il fallut 4 km. de couture. Trouver la plus grande largeur du fuseau.

Probl. 125. — L'étoffe du ballon (Probl. 124,) pesait 1500 kg ; le filet, formé de 38,000 mailles, 2000 kg. ; 12 observateurs, du poids moyen de 80 kg., avaient à leur disposition 1500 kg. de lest. Faites connaître le poids de la nacelle, des accessoires et de la force ascensionnelle du ballon, gonflé avec du gaz d'éclairage (0,55 densité).

Probl. 126. — Quel volume d'acide sulfurique (densité 1,852) faudrait-il, pour produire le gaz hydrogène nécessaire au gonflement du même ballon ? (Probl. 124.)

CHAPITRE X

RÉSUMÉ DES MÉTALLOIDES

PREMIÈRE FAMILLE : *CORPS MONOATOMIQUES*

Chlore — Iode — Brome — Fluor

259. **Propriétés générales.** — Ces quatre corps ont une grande affinité pour l'hydrogène. Ils s'équivalent entre eux, car chacun d'eux fixe 1 atome d'hydrogène : de là leur nom de *monoatomiques*. Leur combinaison avec l'hydrogène se fait sans condensation. Un volume de chlore, d'iode ou de brome se combine avec 1 volume d'hydrogène : de cette combinaison naissent 2 volumes de gaz très acides, fumant à l'air et très solubles dans l'eau.

Doués d'une odeur pénétrante, qui irrite les organes de la respiration, formant des chlorures, des iodures et des bromures qui possèdent généralement les mêmes propriétés, les trois premiers corps présentent les plus grandes analogies.

	FLUOR Fl	CHLORE Cl.	BROME Br.	IODE I.
Poids atomique	19	$\frac{2,44}{0,0693} = 35,5$	$\frac{5,544}{0,0693} = 80$	$\frac{8,716}{0,0693} = 127$
Composés hydrogénés ..	HFl	HCl	HBr.	Hl
Densité de vapeur.....	»	2,44	5,54	8,716
Densité à l'état solide ou liquide.....	»	1,33	2,97	4,948
Etat physique à la température ordinaire....	Inconnu	Gaz jaune verdâtre	Liquide rouge	Solide gris de fer

DEUXIÈME FAMILLE : *CORPS DIATOMIQUES*

Oxygène — Soufre — Sélénium — Tellure

260. **Propriétés générales.** — En combinaison, 1 atome des corps de cette famille fixe 2 atomes d'hydrogène. Ces trois atomes se condensent en deux volumes de composés gazeux, dont la formule est similaire : les trois derniers sont des acides faibles très vénéneux, d'une odeur fétide d'œufs ou de choux pourris. L'oxygène présente des propriétés un peu particulières ; mais le soufre, le sélénium et le tellure ont entre eux des analogies frappantes. Tous les trois forment, en brûlant dans l'air, des anhydrides sulfureux, sélénieux et tellureux ; plus oxydés, ils se transforment en acides sulfurique, sélénique et tellurique. Un caractère analogique encore plus frappant, c'est que les sulfures, les séléniures et les tellures sont isomorphes :

	OXYGÈNE O	SOUFRE S	SÉLÉNIUM Se	TELLURE Te
Poids atomiques.....	$\frac{1,1056}{0,0693}=16$	$\frac{2,22}{0,0693}=32$	$\frac{5,5}{0,0693}=79,5$	$\frac{8,9}{0,0693}=128$
Densité de vapeur.....	1,1036	2,22	5,5	8,9
Densité à l'état solide..	»	2,04	4,8	6,25
Etat physique à la température ordinaire...	Gaz	Solide	Solide	Solide
Composés hydrogénés.	H^2O ; HO	H^2S ; HS	H^2Se ; HSe	H^2Te ; HTe

TROISIÈME FAMILLE : *CORPS TRIATOMIQUES*

Azote — Phosphore — Arsenic — Antimoine

261. **Propriétés générales.** — De la combinaison de ces corps avec l'hydrogène résultent des composés gazeux. Les 4 volumes, indiqués par la formule, 1 vol. d'azote et 3 vol. d'hydrogène (voir ci-après *Composés hydrogénés*), se condensent en 2 vol. Ces quatre corps jouent le rôle *triatomique et pentatomique*. Comme on le voit, dans le tableau suivant, leurs composés présentent une analogie frappante dans leur composition atomique. A ce caractère, il faut ajouter celui-ci : les phosphates et les arséniates sont isomorphes. L'antimoine, par ses affinités, ressemble à l'arsenic.

	AZOTE Az	PHOSPHORE Ph	ARSENIC As	ANTIMOINE Sb
Poids atomique	$\frac{0,9714}{0,0693}=14$	$\frac{4,31}{0,0693\times 2}=31$	$\frac{10,2}{0,0693\times 2}=75$	$\frac{6,193}{0,05077}=122$ (1) (1) Déduit de la chaleur spécifique et atomique.
Densité de vapeur	0,9714	4,31	0,2	6,193
Densité à l'état solide	»	1,03	5,628	6,75
Etat physique à la température ordinaire	Gaz	Solide	Solide	Solide
	Formules atomiques; Formules en équivalents	Formules atomiques; Formules en équivalents	Formules atomiques; Formules en équivalents	Formules atomiques; Formules en équivalents
COMPOSÉS — HYDROGÉNÉS	AzH^3; AzH^3	PhH^3; PhH^3	AsH^3; AsH^3	SbH^3; SbH^3
COMPOSÉS — CHLORÉS	»	$PhCl^3$; $PhCl^3$	$AsCl^3$; $AsCl^3$	$SbCl^3$; $SbCl^3$
COMPOSÉS — OXYGÉNÉS — Acides anhydres en *eux*	Az^2O^3; AzO^3	Ph^2O^3; PhO^3	As^2O^3; AsO^3	Sb^2O^3; SbO^3
COMPOSÉS — OXYGÉNÉS — Acides anhydres en *ique*	Az^2O^5; AzO^5	Ph^2O^5; PhO^5	As^2O^5; AsO^5	Sb^2O^5; SbO^5
COMPOSÉS — OXYGÉNÉS — Acides en *eux*	»	H^3PhO^3; H^3PhO^6	H^3AsO^3; H^3AsO^6	H^3SbO^6; H^3SbO^6
COMPOSÉS — OXYGÉNÉS — Acides en *ique*	»	H^3PhO^4; H^3PhO^8	H^3AsO^4; H^3AsO^8	»
COMPOSÉS — OXYGÉNÉS — Acides *pyro*	»	$H^4Ph^2O^7$; H^2PhO^7	HAs^2O^3; H^2PhO^7	$H^4Sb^2O^7$; H^2SbO^7
COMPOSÉS — OXYGÉNÉS — Acides *méta*	$HAzO^3$; AzO^5,HO	$HPhO^3$; PhO^5,HO	$HAsO^7$; AsO^5,HO	$HSbO^3$; O^5.HO

QUATRIÈME FAMILLE : *CORPS TÉTRATOMIQUES*

Bore — Silicium — Carbone

262. **Propriétés générales.** — Dans leurs combinaisons les plus importantes, le carbone et le silicium jouent le rôle tétratomique ; quelquefois aussi ils ne manifestent que deux atomicités. Facilement attaquables à l'état amorphe, ces trois corps à l'état cristallin résistent à presque tous les réactifs. Ils sont solides, sans odeur ni saveur ; ils ne sont solubles que dans les métaux en fusion. Le carbone et le bore résistent aux plus hautes températures ; le silicium n'est fusible qu'au rouge vif.

	CARBONE C	BORE Bo	SILICIUM Si
Poids atomique	$\frac{1,764}{0,147} = 12$ (1)	$\frac{2,750}{0,250} = 11$ (1)	$\frac{4,928}{0,176} = 28$ (1)
État physique	Cristallin Graphitoïde Amorphe	Cristallin Amorphe	Cristallin Graphitoïde Amorphe
Densité à l'état cristallin	3,55	2,68	2,49

(1) Déduit de la chaleur atomique et spécifique.

46e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 259 à 262). — Donnez les caractères de la 1re famille des métalloïdes. — Propriétés générales des corps de la 2e famille ; de la 3e famille ; de la 4e.

2° *Exercices.* 6os — 1° Écrivez les noms des acides que forme l'hydrogène avec les corps de la 1re famille des métalloïdes.

2° Vérifiez les opérations qui ont aidé à déterminer le poids atomique du phosphore.

3° Reproduisez les formules et placez au-dessous de chacune les noms des composés oxygénés du phosphore et de l'arsenic.

4° Que signifient diatomique et tétratomique ?

5° Donnez les formules des deux combinaisons, l'une monoatomique et l'autre diatomique du carbone avec l'oxygène.

DEUXIÈME PARTIE : MÉTAUX

CHAPITRE XI

DES MÉTAUX (1), DE LEURS PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES, DES ALLIAGES

263. **Propriétés physiques.** — Les métaux sont des corps opaques, doués d'un vif éclat, lorsqu'ils présentent une surface polie ; ils conduisent bien la chaleur et l'électricité. A ces propriétés, il faut ajouter la dureté, la ténacité, la ductilité, la malléabilité, la chaleur spécifique, la fusibilité, la densité, la couleur, la forme cristalline.

1° *Forme cristalline.* — On peut réduire à trois systèmes les cristallisations des métaux :

Type cubique..... Au, Ag, Pt, Hg, Cu, Fe, Pb ;
Type quadratique..... Sn, K;
Type rhomboédrique..... As, Sb, Bi, Te, Zn, Mg.

2° *Couleur.* — Presque tous les métaux nous apparaissent d'abord blanc lavé de gris ; mais, après de nombreuses réflexions sur leur surface, la lumière blanche se résout en une lumière colorée ; l'or et le strontium sont jaunes ; le cuivre est rouge.

3° *Densité.* — A l'exception du sodium, du potassium et du lithium, les métaux sont tous plus lourds que l'eau. (Exp. 248.)

4° *Fusion.* — Sous l'action de la chaleur, tous les métaux peuvent entrer en fusion ; il faut la chaleur du chalumeau à gaz oxygène et hydrogène pour fondre le platine. (Exp. 249.)

5° *Capacité calorifique.* — On appelle capacité calorifique ou chaleur spécifique, la chaleur nécessaire pour élever de 1 degré

(1) Quelques métaux sont rares et n'ont d'autre intérêt que celui de leur existence ; nous ne nous occuperons que de ceux qui reçoivent quelque application.

1 kg de métal. Elle est en raison inverse du poids atomique. La quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1° 1 kg d'eau sert d'unité et s'appelle *calorie*.

6° *Malléabilité.* — C'est la propriété qu'ont certains métaux de se réduire sous l'action du laminoir ou du marteau en lames ou feuilles très minces : l'or et l'argent sont éminemment malléables. (Exp. 251.)

7° *Ductilité.* — Les métaux sont susceptibles d'être transformés en fil plus ou moins fin. A cet effet, on les fait passer à la filière, c'est-à-dire dans de petits trous pratiqués à une plaque en acier. (Exp. 252.)

8° *Ténacité.* — Réduits en fil de même diamètre, les métaux résistent à des tractions plus ou moins grandes : le fer est le plus tenace des métaux. Dans le tableau ci-après, les chiffres indiquent le nombre de kg nécessaires pour rompre un fil de 2 millim. de diamètre. Cette propriété trouve une application dans les ponts suspendus avec des faisceaux de fil de fer.

264. **Tableau des propriétés physiques des métaux.** (Voir page 261.)

Exp. 247. Procurez-vous des fragments de métaux : fer, acier, étain, cuivre, etc. A défaut de lingot des métaux rares, on peut se munir de quelques pièces de monnaie : faites-les examiner par les élèves.

248. Faites remarquer la grande densité des métaux.

249. Dans une cuiller de fer, à défaut de creuset, faites fondre du plomb, de l'étain.

250. Avec la main, tenez parallèlement une baguette de verre et un gros fil de fer, à 30 ou 40 centim. des bouts que vous chaufferez : conduisant mieux la chaleur, le fer sera plus chaud que le verre.

251. Si, dans la localité, il existe un atelier de laminage, on y conduira les élèves. On fera bien de leur rappeler la manière de travailler le fer, qu'ils ont dû observer dans une forge de maréchal. On montrera aux élèves des feuilles d'or, d'argent et de cuivre.

252. Procurez-vous quelques fils métalliques bien fins, et faites-les passer aux élèves, qui les observeront.

ALLIAGES

265. **Généralités.** — Peu de métaux sont employés isolément. La plupart ne sont utiles que lorsque leurs propriétés sont modifiées par celles d'un autre métal. On appelle *alliage* un métal résultant de la fonte de plusieurs métaux ensemble : tantôt c'est un mélange, tantôt c'est une combinaison. Chaque alliage devient un métal nouveau. Si le mercure est partie constituante, l'alliage porte le nom d'*amalgame*.

266. **Liquation.** — Dans le travail de leur fusion, de leur alliage et de leur solidification, certains métaux hétérogènes produisent un phénomène connu sous le nom de *liquation*. Voici en

TABLEAU DES PROPRIÉTÉS PHYSIQUES DES MÉTAUX

LES MÉTAUX SONT PLACÉS PAR ORDRE RESPECTIF A CHAQUE PROPRIÉTÉ

DENSITÉ

Platine	21,8
Or	19,25
Mercure solide	14,40
— liquide	13,6
Plomb	11,4
Argent	10,40
Bismuth	9,83
Nickel	8,4
Cobalt	8,6
Cuivre	8,9
Cadmium	8,6
Fer en barre	7,79
— fondu	7,21
Etain	7,29
Manganèse	8
Chrome	5,9
Zinc	7,2
Aluminium	2,56
Sodium	0,972
Potassium	0,865
Lithium	0,5926

TEMPÉRATURE de FUSION

Mercure	39°
Potassium	62°5
Sodium	95°6
Lithium	180°
Etain	228°
Bismuth	264°
Plomb	335°
Cadmium	360°
Zinc	410°
Antimoine	450°
Aluminium vers	750°
Argent vers	1000°
Cuivre	1100°
Or	1250°
Fonte	1250°
Fer doux	1500°
Nickel	1500°
Cobalt	1500°
Platine	2000°

CONDUCTIBIL. T. PAR LA CHALEUR

Argent	1000
Cuivre	736
Or	532
Laiton	236
Zinc	190
Etain	145
Fer	119
Plomb	85
Platine	84
Bismuth	18

CONDUCTIBIL. T. L'ÉLECTRICITÉ

Argent	1000
Cuivre	733
Or	585
Zinc	240
Etain	226
Laiton	215
Fer	130
Plomb	107
Platine	193
Bismuth	19

CAPACITÉ CALORIFIQUE

Aluminium	0,2143
Potassium	0,1685
Calcium	0,1686
Fer	0,1138
Nickel	0,1108
Cobalt	0,1073
Zinc	0,09555
Cuivre	0,09515
Cadmium	0,05669
Etain	0,0637
Argent	0,0570
Antimoine	0,05079
Mercure	0,03332
Or	0,03244
Platine	0,03243
Plomb	0,0402

MALLÉABILITÉ au LAMINOIR

Or, Argent, Platine, Aluminium, Fer, Nickel, Cuivre, Zinc, Etain, Plomb

DUCTIBILITÉ à LA FILIÈRE

Or, Argent, Aluminium, Cuivre, Platine, Etain, Plomb, Zinc, Fer, Nickel

TÉNACITÉ

Fer	250
Cuivre	137
Platine	125
Argent	85
Or	68
Zinc	50
Etain	16
Plomb	10

DURETÉ

Chrom., *raye le verre.*

Nickel, Cobalt, Fer, Antimoine, Zinc — rayés par le verre

Platine, Cuivre, Or, Argent, Bismuth, Cadmium, Etain — rayés par le carbonate de chaux

Plomb, *rayé par l'ongle*

Potassium, Sodium — Mous comme la cire

Mercure, *liquide.*

quoi il consiste : lorsque les métaux sont liquéfiés, une partie, en se solidifiant, donne un alliage défini qui reste dissous, dans un excès de l'un des métaux ; se continuant et se terminant dans ces conditions, la solidification donne lieu à un écoulement appelé ressuage.

C'est par liquation qu'on sépare l'argent du cuivre : à cette fin, on ajoute au minerai argentifère une certaine quantité de plomb qui par la fusion s'allie au cuivre : moins fusible que les autres métaux, l'argent reste isolé.

267. **Propriétés.** — Les alliages sont solides, opaques, doués d'éclat métallique propre ; ils conduisent bien la chaleur et l'électricité. Leur densité est rarement la moyenne des métaux alliés. Elle est au-dessus de la moyenne, si, en s'alliant, les métaux se contractent ; en dessous, s'ils se dilatent. En général, les alliages sont plus durs, plus cassants, moins malléables, tenaces, ductiles que les métaux qui les composent. Certains alliages sont très sonores.

La chaleur décompose les alliages qui renferment un métal volatil.

Les métaux attaquables par l'oxygène le sont moins, lorsqu'ils sont alliés à des métaux nobles. Si l'alliage contient plusieurs métaux oxydables, le plus électro-négatif est transformé en acide par l'oxydation ; l'autre l'est en base.

Lorsqu'un métal faisant partie de l'alliage est attaquable par les acides, l'alliage l'est aussi.

Voici, d'après M. Troost, le tableau des principaux alliages.

Monnaies d'or	Or	900
	Cuivre	100
Vaisselles et médailles	Or	916
	Cuivre	84
Bijouterie d'or	Or	750
	Cuivre	250
Monnaies d'argent (pièces de 5 fr.)	Argent	900
	Cuivre	100
Monnaies d'argent (pièces de 2 fr., 1 fr., 0,50 et 0,20)	Argent	835
	Cuivre	165
Vaisselles et médailles d'argent	Argent	950
	Cuivre	50
Bijouterie d'argent	Argent	800
	Cuivre	200
Bronze des monnaies et des médailles	Cuivre	95
	Etain	4
	Zinc	1
Bronze d'aluminium	Aluminium	10
	Cuivre	90
Bronze des canons	Cuivre	90,1
	Etain	9,9
Bronze des tams-tams et des cymbales	Cuivre	80
	Etain	20
Bronze des miroirs de télescopes	Cuivre	67
	Etain	33
Laiton	Cuivre	67
	Etain	33
Maillechort	Cuivre	50
	Zinc	25
	Nickel	25
Métal anglais	Etain	100
	Antimoine	8
	Bismuth	1
	Cuivre	4
Caractères d'imprimerie	Plomb	80
	Antimoine	20
Mesures d'étain (litre, décilitre, etc.)	Plomb	18
	Etain	82

Exp. 253. Introduisez dans une cuiller en fer 5 gr. de plomb et 20 gr. d'étain, faites-les fondre et coulez l'alliage ; vous remarquerez qu'il est plus dur que chaque métal.

47e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 263 à 267). — Propriétés physiques des métaux. — Alliages. — Liquation.

2° *Calcul.* Problème 127 (208). — En 1844, les mines argentifères de l'Europe ont produit 1858 quintaux métriques d'argent. Quelle est la valeur de cette quantité d'argent ? On admet que la valeur de l'argent monnayé vient toute de l'argent pur ; celle du cuivre est considérée comme nulle.

Probl. 128 (209). — Wollaston a obtenu des fils de platine qui n'avaient que 1/1200 de millimètre de diamètre. Trouver le poids de 1000 mètres de ce fil.

Probl. 129 (210). — Quel est le diamètre d'un fil d'or qui a 3000 m. de longueur et qui pèse 1 gr. ?

Probl. 130 (211). — Même poids, l'or vaut 15 fois 1/2 plus que l'argent. La valeur du cuivre, allié à l'or dans les monnaies, étant considérée comme nulle, 1° établissez le prix de 1 gr. d'or ; 2° faites connaître le nombre de feuilles d'or, ayant 0,15 sur 0,12 et 1/1000 de millimètre d'épaisseur, qu'on pourrait faire, avec 1 gr. d'or pur ; 3° quel serait le prix de revient d'une feuille ?

Probl. 131 (212). — A une douzaine de couverts de laiton on a déposé 60 gr. d'argent par les procédés Ruoltz. En admettant que la fourchette et la cuiller présentent chacune un développement de $0^{mq},01$, calculer l'épaisseur de la couche d'argent déposée.

CHAPITRE XII

DES OXYDES, DES SULFURES MÉTALLIQUES, DES CHLORURES MÉTALLIQUES

OXYDES

268. **Leur formation.** — L'oxygène s'unit à presque tous les corps (nos 56) : avec les métalloïdes, il donne naissance à des acides anhydres et à des composés neutres (n° 31) ; avec les métaux, il forme des oxydes. Ces produits d'oxydation peuvent être de plusieurs sortes : *basiques*, *indifférents*, *singuliers*, *acides*, *salins* (nos 36, 38).

1° Les *oxydes basiques*, composés électropositifs réagissant sur les acides, forment des sels : ce sont des *protoxydes*. On es divise en deux sortes :

Les oxydes dont la composition ressemble à celle de l'eau : ces métaux étant monoatomiques, il faut 2 de leurs atomes pour se combiner avec 1 atome d'oxygène :

Formules tomiques.	Formules en équiv.	
K^2O ;	KO	Oxydes alcalins ; leurs hydrates ou alcalis sont de puissantes bases, qui bleuissent énergiquement la teinture rouge de tournesol.
Na^2O ;	NaO	
Li^2O ;	LiO	
Ag^2O ;	AgO	

Les oxydes formés de 1 atome de métal diatomique et de 1 atome d'oxygène :

Form. atom. et en équiv.

BcO, SrO, CaO } Ils constituent les *terres alcalines;* leurs hydrates sont moins solubles et moins puissants que les alcalis

MgO
MnO

FeO, ZnO, PbO, CuO, HgO, SnO } Forment des sels importants.

2° Les *oxydes indifférents* s'unissent soit aux acides, soit aux oxydes basiques. Ils renferment 2 atomes de métal et 3 atomes d'oxygène. On les nomme souvent *sesquioxydes:*

Form. atom. et en équiv.

Al^2O^3
Cr^2O^3
Mn^2O^3
Fe^2O^3
Au^2O^3
Bi^2O^3

3° Les *oxydes singuliers* tirent leur nom de leur incapacité à s'unir aux acides pour former des sels. Renfermant 1 atome de métal et 2 atomes d'oxygène, ce sont des bioxydes. En perdant de l'oxygène, ils deviennent capables de s'unir aux acides :

Form. atom. et en équiv.

BaO^2
SrO^2
MnO^2
PbO^2

4° Les *oxydes acides,* formés de 1 atome de métal et de 3 atomes d'oxygène, sont des trioxydes; ils se combinent aux oxydes basiques, mais moins énergiquement que les acides métalloïdiques. (G. Salet.)

Form. atom. et en équiv.

MnO^3
CrO^3
FeO^3

5° Un *oxyde salin* est celui où le métal se trouve dans la base et dans l'acide de cet oxyde ; ce sont des tétroxydes :

Form. atom. et en équiv.	
Mn^3O^4 résultant de	$Mn^2O^3 + MnO$
Pb^3O^4 —	$PbO^2 + 2PbO$

269. **Propriétés physiques des oxydes.** — Ces composés sont généralement solides, pulvérulents, ternes, cassants, mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité.

Leur densité est supérieure à l'eau, mais inférieure au métal dont ils sont formés. La plupart sont blancs ; quelques-uns sont colorés : les oxydes de quelques métaux varient de couleur avec leur état moléculaire ; les nuances dépendent souvent du degré d'oxydation, de la quantité d'oxygène fixé au métal.

Les oxydes alcalins de K et de Na sont très solubles ; ceux des métaux alcalino-terreux, de Ca, Sr, Ba Mg, le sont moins. Presque tous sont solubles.

270. **Propriétés chimiques.** — Soumis à l'action de divers agents, les oxydes manifestent des propriétés assez remarquables.

1° *Action de la chaleur.* — La chaleur ne produit pas le même effet sur tous les oxydes : la chaux et la magnésie résistent aux plus fortes chaleurs ; l'alumine et la baryte ne fondent qu'au chalumeau à gaz oxygène et hydrogène ; il est des oxydes qui fondent facilement et qui absorbent de l'oxygène, telle est la litharge ; d'autres, en fondant, perdent tout leur oxygène : c'est par cette propriété qu'on réduit à l'état métallique les oxydes d'or, d'argent et de platine ; les oxydes à 2 ou 3 atomes d'oxygène perdent une partie de leur oxygène, tel est le bioxyde de manganèse ; l'oxyde d'antimoine se volatilise.

2° *Action de l'hydrogène.* — Sous l'influence de la chaleur l'hydrogène réduit la plupart des oxydes, en se combinant avec l'oxygène : il y a formation d'eau, et le métal est mis en liberté.

Exp. 254. Montez l'appareil ci-dessous. Mettez en F ce qui est nécessaire pour produire de l'hydrogène. (Exp. 35.)

Le gaz se dessèche en E sur le chlorure de calcium ; en T, il y a du sesquioxyde de fer, chauffé avec une lampe à alcool L. De la vapeur

d'eau s'échappe par le tube effilé *i* ; le fer est libre et dans un état

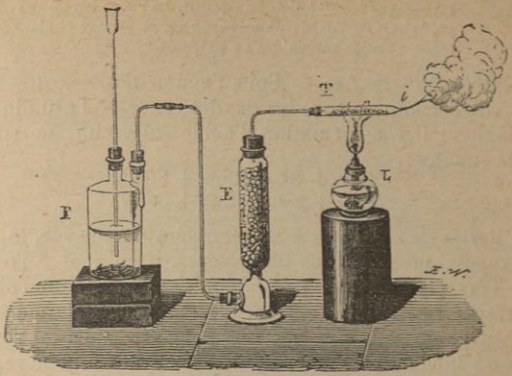


Fig. 176. — Décomposition de l'oxyde de cuivre par l'hydrogène.

très divisé. Porté au rouge et lancé dans l'air, chaque parcelle devient une vive étincelle : c'est du fer pyrophorique :

$$Fe^2O^3 + 3H^2 = 3H^2O + 2Fe, \text{ form. atom.}$$
$$Fe^2O^3 + 3H = 3HO + Fe, \text{ form. en équiv.}$$

La réduction de l'oxyde de cuivre se fait avec production de chaleur lumineuse.

3° *Action du charbon.* — Mélangés avec du charbon, les oxydes cèdent leur oxygène sous l'effet de la chaleur.

Quand l'oxyde ne se réduit qu'à une température élevée, il y a formation d'oxyde de carbone; s'il est facile à réduire, il se forme de l'acide carbonique. On réduit par le charbon les oxydes qui ont résisté à l'action de l'hydrogène : oxydes de calcium, baryum, strontium, magnésium.

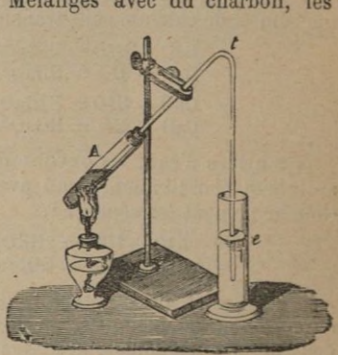


Fig. 177. — Décomposition de l'oxyde de cuivre par le charbon. (Exp. 255.)

Exp. 255. Introduisez un mélange de charbon et d'oxyde cuivrique dans un tube

en verre A (Fig. 177); chauffez, le carbone se dégage à l'état d'acide carbonique $2CuO + C = 2Cu + CO^2$. La réduction de l'oxyde de zinc produirait de l'oxyde de carbone ; car la grande chaleur nécessaire ramène l'acide carbonique en oxyde de carbone.

4° *Action du soufre.* — Sous l'action d'une forte chaleur, le soufre décompose tous les oxydes, excepté l'alumine et ses analogues : il y a formation d'acide sulfureux, de sulfures, ou de sulfates :

$$2CuO + S^2 = CuS + SO^2$$
$$4CaO + 2S^2 = 3CaS + CaSO^4$$

5° *Action du chlore.* — A une température élevée, le chlore décompose presque tous les oxydes ; il en chasse l'oxygène pour le combiner avec le métal. Il n'y a guère que l'alumine qui résiste à son action ; et encore, si on la mélange intimement avec du charbon et si on la chauffe ainsi au rouge vif dans un tube où l'on fait passer un courant de chlore, il y a dégagement d'oxyde de carbone et formation de chlorure d'aluminium.

6° *Action de l'eau.* — Un grand nombre d'oxydes se combinent avec l'eau : il se forme des hydrates métalliques, espèces de sel où l'eau joue le rôle d'acide. Ce phénomène donne quelquefois lieu à un grand dégagement de chaleur : ainsi quelques gouttes d'eau versées sur la baryte ou sur la chaux produisent une vive réaction, qui se manifeste par un sifflement : une partie de l'eau est réduite en vapeur et les oxydes de baryum et de calcium sont transformés en hydrates :

$$BaO + H^2O = H^2BaO^2, \text{ form. atom.}$$
$$BaO + HO = HBaO^2, \text{ form. en équiv.}$$

$$CaO + H^2O = H^2CaO^2, \text{ form. atom.}$$
$$CaO + HO = HCaO^2, \text{ form. en équiv.}$$

Très avides d'eau, les oxydes de potassium et de sodium absorbent et retiennent l'eau avec une telle énergie que la chaleur ne peut les séparer :

$$K^2O + H^2O = 2HKO, \text{ form. atom.}$$
$$KO + HO = KO, \text{ form. en équiv.}$$

Les hydrates de potassium, de sodium de baryum, de strontium et de calcium se dissolvent dans l'eau. Mais il est des hydrates insolubles, hydrates qu'on n'obtient qu'en précipitant, par un alcali, les sels correspondant à ces hydrates :

$$CuSO^4 + 2HKO = H^2CuO^2 + K^2SO^4, \text{ form. atom.}$$
$$CuO,SO^3 + KOHO = HCuO^2 + KO,SO^3, \text{ form. en équiv.}$$

Il se forme un précipité bleu d'hydrate cuivrique, qui brunit, lorsqu'on chauffe l'eau où il a été formé. Beaucoup d'hydrates se comportent de la même manière.

Il existe des hydrates métalliques, qui sont de véritables acides : ils renferment un anhydride et de l'eau ; leur hydrogène étant remplaçable par un métal, ils forment l'acide de certains sels.

271. **Préparation des oxydes.** — Il existe plusieurs procédés :

1° *On combine le métal au contact de l'air.* C'est ainsi qu'on obtient les oxydes de zinc, de plomb, de cuivre, etc.

2° *On décompose les sels par la chaleur.* Telle est la préparation de l'oxyde de calcium : on chauffe du carbonate de chaux ; l'acide carbonique se dégage.

3° *On décompose les sels par voie humide.* — Dans ce procédé, on déplace la base par un alcali : on obtient un hydrate. C'est ainsi qu'on prépare l'oxyde d'argent ; on fait dissoudre puis on verse de la potasse dans la solution : de l'oxyde d'argent hydraté se précipite.

Exp. 256. Procurez-vous des métaux rouillés, fer, zinc, cuivre, plomb, étain, que vous montrerez aux élèves ; décapez-les, au moyen d'un couteau, d'un papier de verre ou d'un acide ; présentez-leur aussi des pièces d'argent et faites-leur observer qu'elles ne s'oxydent pas.

257. Recueillez des battitures, et faites observer qu'elles sont composées de fer et d'oxygène.

258. Brûlez du fer dans l'oxygène. (Exp. 53).

259. Faites chauffer du zinc au rouge, dans un creuset fermé ; quand le creuset sera ouvert, le métal brûlera ; et vous verrez de l'oxyde de zinc, en flocons de neige, voltiger dans l'air.

SULFURES

272. **Leur formation.** — Le soufre s'unit à presque tous les métaux ; de cette combinaison naissent des composés électropositifs appelés *sulfures*, qui ont la propriété de se combiner avec les sulfacides et de former des sulfosels (n° 41). Leurs formules ressemblent aux composés de l'oxygène.

Le plus grand nombre de métaux, dans leur état naturel, existent sous forme de sulfures.

Comme les oxydes sont composés de 1 atome de métal et d'un ou plusieurs atomes d'oxygène, de même les sulfures sont formés de 1 atome de métal et de un ou plusieurs atomes

de soufre. Il existe ou l'on forme artificiellement des *monosulfures*, des *disulfures*, des *trisulfures*, des *tétrasulfures* et des *pentasulfures*.

273. **Propriétés physiques.** — Généralement les sulfures sont solides, cassants, cristallisés. Les plus nombreux sont opaques, doués d'un éclat presque métallique comme la stibine Sb^2S, la galène PbS, la pyrite FeS^2. Quelques-uns sont translucides et rouges comme le cinabre HgS et le réalgar As^2S^2. La blende ZnS est transparente et vitreuse. Presque tous les sulfures sont colorés; mais leur couleur varie avec l'état moléculaire.

Les sulfures sont insolubles, excepté les alcalins et les alcalino-terreux, correspondant aux oxydes solubles.

274. **Propriétés chimiques.** — Sous l'action de divers agents, les sulfures manifestent des propriétés qui méritent d'être signalées.

1° *Action de la chaleur.* — A une température élevée, tous les sulfures se décomposent; au contact de l'air, il y a formation d'anhydride sulfureux et le métal s'oxyde. Quand la chaleur est moins élevée, le sulfure perd seulement du soufre. Généralement c'est par le grillage qu'en métallurgie on isole les métaux.

Exp. 260. Chauffez dans une cornue 2 gr. de sulfate de potasse et 1 gr. de noir de fumée. Projetez en l'air cette poussière très divisée : il se produira une gerbe de feu (pyrophore de Gay-Lussac).

Le sulfure formé revient à l'état de sulfate au contact de l'air sec:

$$K^2S + O^4 = K^2O,SO^3, \text{ form. atom.}$$
$$KS + O^4 = KO,SO^3, \text{ form. en équiv.}$$

2° *Action de l'oxygène humide.* — A la température ordinaire, l'oxygène de l'air humide transforme quelques sulfures en sulfates. Cette oxydation des pyrites s'élève parfois au point de causer dans les houillères des incendies spontanés.

3° *Action du chlore.* — Le chlore décompose tous les sulfures : il y a formation de chlorure métallique dans tous les cas; on a encore, par voie sèche, un chlorure de soufre, et, par voie humide, un dépôt de soufre.

4° *Action de l'hydrogène.* — A une température élevée, l'hydrogène décompose les sulfures d'antimoine, de mercure, de bismuth : il se forme de l'hydrogène sulfuré, et le métal est mis en liberté.

5° *Action de l'eau.* — L'eau dissout les sulfures alcalins; peu à peu elle est elle-même décomposée : l'hydrogène s'unit au

soufre pour former de l'acide sulfhydrique, et l'oxygène se combine au métal pour donner naissance à un oxyde.

6° *Action des acides.* — Les acides forts attaquent un grand nombre de sulfures : il y a formation d'un sel et d'hydrogène sulfuré.

275. **Préparation des sulfures.** — Plusieurs procédés sont en usage :

1° On chauffe doucement le métal et le soufre finement divisés : la combinaison s'opère parfois avec dégagement de chaleur lumineuse; c'est ainsi que se préparent les sulfures de cuivre, de fer, d'étain.

2° On réduit les sulfates, les sulfites par le charbon ou l'hydrogène : l'opération a lieu au rouge :

$$BaO,SO^3 + C^4 = BaS + 4CO, \text{ form. atom. et en équiv.}$$

3° On fait passer un courant d'hydrogène sulfuré sur un oxyde porté au rouge :

$$PbO + H^2S = PbS + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$PbO + HS = PbS + HO, \text{ form. en équiv.}$$

4° On fait agir un sulfhydrate sur un sel en dissolution :

$$2KHS + FeCl^2 + H^2O = 2KCl + FeS.H^2O + H^2S, \text{ form. atom.}$$
$$KHS^2 + FeCl + HO = KCl + FeS.HO + HS, \text{ form. en équiv.}$$

Exp. 261. Faites chauffer du soufre dans un ballon, jusqu'à ce qu'il entre en ébullition ; projetez-y du cuivre ou du fer en tournure : vous remarquerez une vive incandescence, produite par cette combinaison. Une petite quantité d'eau favorisera la formation de ce sulfure.

262. Mélangez de la limaille de fer avec de la fleur de soufre ; puis arrosez avec un peu d'eau : le soufre et le fer se combineront en dégageant de la chaleur.

CHLORURES

276. **Leur formation.** — Le chlore entre en combinaison avec un grand nombre de corps ou de radicaux. Les composés qu'il forme avec les corps électropositifs portent le nom de chlorures. Les chlorures, les bromures et les iodures sont aussi appelés *sels haloïdes*, parce que le chlore, le brome et l'iode, corps électronégatifs, sont nommés *halogènes*. Bien que binaires, ces composés ont souvent l'aspect et les pro-

priétés des sels ternaires. L'atomicité du métal donne la mesure de leur chloruration (n° 42).

277. **Propriétés physiques.** — La couleur des chlorures varie avec la nature du métal et suivant leur état anhydre ou hydraté. Les chlorures solides ont l'aspect salin ; ils fondent si facilement qu'on les appelait autrefois *beurres métalliques*. Quelques-uns sont liquides. Presque tous sont solubles dans l'eau. Leur volatilité est telle qu'elle faisait dire aux alchimistes que *le chlore donnait des ailes aux métaux*.

278. **Propriétés chimiques.** — La chaleur sépare le chlore du métal des chlorures de platine, d'or et de leurs analogues ; elle fait perdre un peu de chlore à quelques autres ; enfin elle rend anhydres certains chlorures hydratés.

La lumière décompose partiellement le chlorure, le bromure et l'iodure d'argent : cette propriété est utilisée en photographie.

L'électricité, en mouvement au moyen de piles, dédouble en chlore et en métal les chlorures fondus : on s'en sert pour préparer le strontium, le baryum.

Action des métalloïdes. — Le carbone et l'azote n'exercent aucune action sur les chlorures ; le bore et le silicium les modifient peu.

1° *Oxygène.* — A une température variable, un certain nombre de chlorures cèdent leur métal à l'oxygène : il y a dégagement de chlore et formation d'oxyde. Quelques chlorures résistent, notamment les alcalins, les chlorures de Hg, Ag et Au.

2° *Soufre et phosphore.* — Excepté les chlorures alcalins et alcalino-terreux, les autres sont décomposés par le sulfure et le phosphore : il y a formation de sulfure ou de phosphure métalliques.

3° *Hydrogène.* — Attaqués par l'hydrogène, à une température élevée, les chlorures, excepté encore les alcalins, sont décomposés : le métal est mis en liberté et il y a formation d'acide chlorhydrique.

Action des métaux. — C'est une action remarquable que les déplacements d'un métal par un autre. Un métal prend la place d'un métal d'une section supérieure. Ainsi, lorsque, dans une solution de chlorure mercurique (sublimé corrosif), on plonge une lame de cuivre, il se forme du chlorure cuivrique qu'on reconnaît à la couleur verte du liquide ; en même temps on voit la lame se couvrir de mercure.

279. **Préparation des chlorures.** — La chloruration se fait de plusieurs manières :

1° Par l'action du chlore libre sur un métal très divisé : c'est ainsi qu'on prépare les chlorures volatils de Sn, Sb, Fe ;

2° Par l'action du chlore naissant sur le métal : c'est ainsi que sont formés les chlorures de Au, Pt dans l'eau régale chauffée ;

3° Par l'action simultanée du chlore et du charbon. On mélange l'oxyde du métal avec du charbon très divisé ; introduit dans un tube de porcelaine, ce mélange est chauffé au rouge : ensuite on y fait passer un courant de chlore. C'est ainsi que se préparent les chlorures d'Al., de Cr. ;

4° Par l'action de l'acide chlorhydrique. On dissout dans l'acide soit le métal, soit son oxyde, soit son carbonate : avec le métal, il y a dégagement d'hydrogène ; avec l'oxyde, il y a formation d'eau ; avec le carbonate, dégagement d'acide carbonique.

Exp. 263. Introduisez dans un flacon de chlore un fil de fer ou de cuivre ou de zinc en spirale terminée par un morceau d'amadou enflammé : il en résultera une flamme très vive avec projection d'étincelles.

264. Si vous n'aviez pas de chlore, mettez du chlorure de chaux dans un verre que vous recouvrirez avec la plaque de métal que vous voudrez attaquer. Versez-y de l'acide chlorhydrique étendu : le chlore se dégagera et attaquera le métal.

265. Introduisez du fer ou du zinc ou de l'étain ou du cuivre dans de l'acide chlorhydrique : vous pourrez constater un dégagement de chlore et la formation d'un chlorure.

RÉSUMÉ

268. Les oxydes sont des composés qui résultent de l'action de l'oxygène sur les métaux :

1° Les oxydes *basiques* réagissant sur les acides forment des sels ;

2° Les oxydes *indifférents* s'unissent soit aux acides, soit aux oxydes basiques ;

3° Les oxydes *singuliers* ne s'unissent aux bases, pour former des sels, que s'ils perdent de l'oxygène ;

4° Les oxydes *acides* se combinent aux oxydes basiques ;

5° Les oxydes *salins* sont ceux où le même métal se trouve à la fois dans la base et dans l'acide.

269. Les oxydes sont généralement solides, pulvérulents, ternes, cassants, mauvais conducteurs de la chaleur et de l'électricité.

270. Sous l'action de divers agents, les oxydes manifestent des propriétés remarquables :

1° *Chaleur :* Quelques oxydes résistent aux plus fortes chaleurs; d'autres fondent et perdent leur oxygène ;

2° *Hydrogène :* Aidé de la chaleur, l'hydrogène réduit les oxydes en se combinant avec l'oxygène ;

3° *Charbon :* Chauffés avec le charbon, ils perdent de l'oxygène ;

4° *Soufre :* En contact avec le soufre, à une température très haute, les oxydes se transforment en sulfures ;

5° *Chlore :* Le chlore chasse l'oxygène des oxydes, à une température élevée ;

6° *Eau :* Elle se combine avec les oxydes pour former des hydrates.

271. Les oxydes se préparent : 1° En calcinant le métal au contact de l'air ; 2° en décomposant les sels par la chaleur.

272. Le soufre combiné avec les métaux forme des sulfures. Il en existe de naturels.

273. Généralement les sulfures sont solides, cassants, cristallisés.

274. Sous l'action de divers agents, les sulfures manifestent des propriétés qui méritent d'être signalées :

1° *Chaleur :* Tous les sulfures se décomposent à une température élevée ;

2° *Oxygène humide :* Quelques sulfures se transforment en sulfates à l'air humide ;

3° *Chlore :* Il décompose les sulfures ;

4° *Hydrogène :* Les sulfures d'antimoine, de mercure, de bismuth sont décomposés par l'hydrogène ;

5° *Eau :* En dissolvant les sulfures alcalins, l'eau est décomposée ;

6° *Acides :* Ils décomposent la plupart des sulfures.

275. Les sulfures se préparent : 1° en chauffant le métal avec du soufre finement pulvérisé ; 2° en réduisant les sulfates par le charbon ; 3° en y faisant passer un courant d'hydrogène sulfuré ; 4° en faisant agir sur les sulfures un sel en dissolution.

276. Le chlore se combine avec un grand nombre de corps; avec les corps électro-positifs, il forme des chlorures.

277. Les chlorures sont solides, d'un aspect salin ; leur couleur varie avec le métal. Ils fondent facilement et se volatilisent.

278. La plupart des chlorures sont décomposés par la chaleur et l'électricité ; par l'oxygène, l'hydrogène, le soufre et le phosphore. Quant aux métaux, l'action est remarquable : un métal en déplace un autre.

279. La chloruration se fait : 1° par l'action du chlore libre sur un métal très divisé ; 2° par l'action du chlore naissant sur le métal ; 3° par l'action simultanée du chlore et du charbon ; 4° par l'action de l'acide chlorhydrique.

48e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 268 à 279). — Différentes sortes d'oxydes. — Leurs propriétés chimiques. Leur préparation. — Sulfures, leurs propriétés chimiques ; leur préparation. — Chlorures, leurs propriétés chimiques ; leur préparation.

2° *Exercices.* 7es 1° Formulez au tableau, sans le secours de votre livre, les oxydes des métaux diatomiques (n° 268).

2° En regardant les formules des oxydes des métaux diatomiques alcalino terreux, énoncez leur nom respectif (n° 268).

CHAPITRE XIII

DES SELS, DE LEURS PROPRIETÉS GÉNÉRALES, DES LOIS DE BERTHOLLET

280. **Phénomènes qui accompagnent la formation d'un sel.** — Nous l'avons dit nº 45, lorsqu'un acide et une base sont en contact, les molécules de l'hydrate s'électrisent positivement en vertu des propriétés électropositives du métal; celles de l'acide se chargent négativement; bientôt l'action chimique commence et se continue. Le métal se substitue à l'hydrogène de l'acide : il y a formation d'un sel, de l'eau et dégagement de chaleur. (Exp. 265 et 266.)

Exp. 265 *bis*. Versez de l'acide chlorhydrique, par gouttes, dans une petite quantité d'une solution concentrée de potasse. Remarquez la chaleur produite par l'action chimique ; vers la fin, quand la liqueur se refroidira, vous verrez un dépôt blanc cristallin : c'est du chlorure de potassium :

$$HKO + HCl = KCl + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$KO,HO + HCl = KCl + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

Exp. 266. Laissez tomber, par gouttes et avec précaution, de l'acide sulfurique étendu d'eau dans une très petite quantité d'une solution concentrée de potasse. Mêmes phénomènes qu'à l'expérience précédente : chaleur, dépôt de sulfate de potassium :

$$2HKO + H^2SO^4 = K^2SO^4 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$KO,HO + SO^3,HO = KO,SO^3 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

281. **Sels neutres. Sels acides. Sels basiques.** — Comme on le voit, par les deux expériences précédentes, dans l'action d'un acide sur une base, il y a une double décomposition : l'hydrate perd son radical; l'acide, son hydro-

gène, ou plutôt il y a déplacement, substitution. Le métal remplace l'hydrogène et réciproquement : la molécule de l'acide devient une molécule de sel ; celle de l'hydrate est convertie en eau (nos 45, 47).

Dans cette substitution des métaux aux acides, il peut arriver :

1° Que le métal de l'hydrate soit équivalent à l'hydrogène basique de l'acide et le remplace totalement : la saturation est complète et alors le sel est *neutre :*

$$H^2SO^4 + 2HKO = K^2SO^4 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$2SO^3,HO + KO,HO = KO,SO^3 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

2° Que le métal de la base soit insuffisant pour saturer l'acide, qui conserve de l'hydrogène basique : alors la saturation est incomplète et le sel est *acide :*

$$H^2SO^4 + HKO = K^2O + HKSO^2 \text{ qu'on peut écrire } \left.\begin{matrix}K\\H\end{matrix}\right\}SO^4$$
$$2SO^3,HO + KO,HO = HO = KO,HO,(SO^3)^2$$

3° Que le sel formé ait la propriété de se combiner encore avec des bases : alors il est *basique :* tels sont quelques sels de cuivre et de plomb.

Les acides renferment plus ou moins d'hydrogène.

Celui qui en contient	1	atome est appelé	monoatomique $HAzO^3$;
—	2	—	diatomique H^2SO^4 ;
—	3	—	triatomique H^3PhO^4 ;
—	4	—	tétratomique $H^4C^2O^2$.

282. **Atomicité et basicité d'un acide.** — Il ne faut pas confondre l'atomicité et la basicité d'un acide (nos 281-3°, 47.) L'atomicité d'un acide, dit M. Wurtz, dépend du nombre de ses atomes d'hydrogène en dehors du radical, remplaçables ou non remplaçables, par un métal ; au lieu que sa basicité dépend des propriétés plus ou moins électronégatives de son radical renfermant un nombre plus ou moins grand d'oxhydryles remplaçables par un métal. Les acides silicique citrique, tartrique et gallique sont tous les quatre tétratomiques ; car ils renferment 4 atomes d'hydrogène en dehors de leur radical. Cette tétratomicité est indiquée au radical. Ainsi l'acide silicique est trétrabasique :

$$Si^{IV}\left\{\begin{matrix}OH\\OH\\OH\\OH\end{matrix}\right.$$

L'acide citrique est tribasique : 3 OH seulement sont remplaçables :

$$(C^3H^4)^{IV}\begin{cases}CO.OH\\CO.OH\\CO.OH\\OH\end{cases}$$

L'acide tartrique est bibasique; 2 OH seulement pouvant être remplacés :

$$(C^2H^2)^{IV}\begin{cases}CO.OH\\CO.OH\\OH\\OH\end{cases}$$

L'acide gallique est monobasique; un OH seulement est remplaçable :

$$(C^6H^2)^{IV}\begin{cases}CO.OH\\OH\\OH\\OH\end{cases}$$

283. **Propriétés physiques des sels.** — A la température ordinaire, les sels sont solides, généralement cristallins et inodores, sauf quelques sels ammoniacaux.

En outre, ils possèdent d'autres caractères :

1° *Couleur.* — Formés par un acide coloré, les sels affectent une coloration; tels sont les chromates, les manganates. Ils sont incolores, si l'acide et la base le sont. Les bases colorées forment des sels, qui présentent des nuances de coloration caractéristiques, s'ils sont hydratés.

Les sels de protoxyde de fer sont vert bleuâtre ;
— sesquioxyde — jaunâtres ;
— manganèse — légèrement roses.
— cuivre..... — bleus ou bleu verdâtre ;
— cobalt..... — bleu violacé ;
— nickel..... — verts ;
— or..... — jaunes ;
— platine..... — jaune orangé.

2° *Saveur.* — La saveur d'un sel dépend de sa solubilité et de la nature de sa base. Les sels insolubles n'ont pas de saveur.

Les sels de soude ont une saveur salée ;
— de magnésie ont une saveur amère ;
— d'allumine ont une saveur astringente ;
— de plomb ont une saveur sucrée d'abord, puis astringente ;

Les sels de fer, de cuivre, de mercure, etc., ont une saveur métallique désagréable.

3° *Solubilité dans l'eau.* — L'eau dissout la plupart des sels : tous les azotates; les sulfates, excepté ceux de baryte et de plomb; les sels de potasse, de soude, d'ammoniaque formés par les acides carbonique, phosphorique, silicique. En général, la solubilité dépend de la température. Un poids d'eau déterminé ne peut dissoudre qu'une certaine quantité de chaque sel soluble. Quand ce degré est atteint, on dit que l'eau en est *saturée.* Mais, chose remarquable, cette eau peut dissoudre d'autres sels (n° 8).

284. **Propriétés chimiques.** — I. *Action de l'eau.* — Outre la dissolution, l'eau produit d'autres effets sur un grand nombre de sels. En général, l'eau décompose les sels neutres, à base et à acide faibles, tels que les stéarates, les acétates.

1° *Eau de cristallisation.* — Dissous dans l'eau, les sels cristallisent de nouveau et retiennent, pour la plupart, une ou plusieurs molécules d'eau : il y a là combinaison et dégagement de chaleur (n° 9).

Le sulfate de cuivre anhydre est blanc ; dissous dans l'eau, il cristallise avec 5 molécules d'eau et devient bleu ; mais, par la chaleur, il perd son eau, son aspect cristallin et redevient blanc.

Il en serait tout autrement si l'eau était de constitution.

Exp. 267. Disposez 2 capsules : dans l'une, faites dissoudre du sel marin, de manière qu'il reste un excès ; dans l'autre, du salpêtre avec excès aussi. Portez les deux liquides à l'ébullition : l'excès de chlorure de sodium restera solide ; le nitrate de potasse se dissoudra.

268. Faites évaporer la dissolution du sel marin : vous verrez un dépôt de sel.

269. Laissez, au contraire, évaporer la dissolution d'azotate de potasse : vous constaterez de jolis cristaux.

2° *Efflorescence, déliquescence.* — Il est des sels qui, au contact de l'air non saturé d'humidité, perdent, en totalité ou en partie, leur eau de cristallisation ; ils se couvrent d'une poussière, qui a l'apparence des choux-fleurs : de là leur nom d'*efflorescents :* tel est le carbonate de soude cristallisé.

Par un effet inverse, certains sels, au contact de l'air, attirent l'humidité et se liquéfient peu à peu : ils sont *déliquescents;* le chlorure de calcium est de ce nombre.

3° *Mélanges réfrigérants.* — Dans le contact d'un sel avec l'eau, il peut se produire deux phénomènes opposés :

1° Abaissement de température, s'il n'y a que dissolution : il en est ainsi lorsqu'on met de l'azotate de potassium dans l'eau, c'est le cas général.

2° Élévation de température, s'il y a combinaison du sel avec l'eau : tel est le chlorure de calcium anhydre en contact avec la moitié de son poids d'eau.

Le passage de l'état solide à l'état liquide ne se produit que par une absorption calorifique, car c'est par de la chaleur latente que les molécules sont maintenues à l'état liquide. Et réciproquement, pour revenir de l'état liquide à l'état solide, il y a dégagement de la chaleur latente qui maintenait les molécules à l'état liquide. Ainsi, pour se dissoudre dans l'eau, un sel absorbe la chaleur sensible et quelquefois latente de l'eau. Cet abaissement de température, par les dissolutions des sels dans l'eau ou la neige, est mis à profit pour obtenir des glaces et des mélanges réfrigérants. A Lille, on sème du sel marin sur les glaces qui couvrent les rails des chemins de fer américains : il y a abaissement de température, mais la glace fond et les tramways peuvent circuler.

Neige ou glace pilée	2	— 20°
Sel marin	1	
Neige ou glace pilée	24	— 28°
Sel marin	10	
Chlorhydrate d'ammoniaque	5	
Azotate de potassium	5	
Neige ou glace pilée	3	— 48°
Chlorure de calcium cristallisé	4	
Neige ou glace pilée	5	— 24°
Sel marin	2	
Chlorhydrate d'ammoniaque	1	

Exp. 270. En hiver, vous pouvez vous faire de la glace, en mélangeant, dans les proportions indiquées, de la glace avec une des matières désignées.

271. Dans 100 gr. d'eau, faites dissoudre 120 gr. d'azotate d'ammoniaque ; constatez un refroidissement, la congélation même.

II. *Action de la chaleur sur les sels.* — Sous l'influence de la chaleur, les sels hydratés perdent leur eau de cristallisation. (Exp. 272.)

Chauffés dans un tube d'essai, quelques-uns abandonnent leur eau sous forme de vapeurs, qui vont se condenser aux parois du tube ; d'autres fondent dans cette eau qui les constitue, à froid, à l'état de cristaux : ce phénomène s'appelle *fusion aqueuse.*

Un grand nombre de sels anhydres fondent aussi, quand ils sont fortement chauffés : c'est la *fusion ignée*.

En général, la chaleur décompose : 1° les sels formés par un acide volatil, carbonate de chaux ; 2° les sels dont la base est volatile, phosphate d'ammoniaque ; 3° les sels formés par des acides décomposables, tels sont les chlorates et les azotates ; 4° les sels où l'affinité de l'acide pour les bases est faible : l'acide carbonique est dans ce cas : toutefois les bases alcalines lui donnent de la fixité, car les sels qu'ils forment résistent aux plus grandes chaleurs.

Exp. 272. Chauffez dans une cuiller des cristaux de sulfate de cuivre : ils perdront leur forme, leur couleur et leur eau de cristallisation.

273. Chauffez de même de l'alun : l'eau se dégageant, le sel se boursouflera.

274. Sous l'action de la chaleur, le sulfate de soude se liquéfie d'abord ; puis devient amorphe. Expérimentez-le.

275. Jetez sur le feu du gros sel de cuisine, et éloignez-vous, de crainte des éclats. La décrépitation est due à la force expansive de la vapeur d'eau, interposée dans les cristaux du sel.

III. *Action de l'électricité ou électrolyse.* — Soumis à l'influence du courant électrique, les sels en solution se décomposent : le métal se rend au pôle négatif ; l'autre élément, halogène ou groupe oxygéné, se rend au pôle positif.

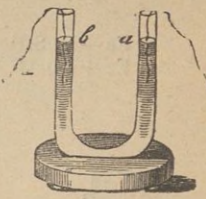


Fig. 178. — Décomposition d'un sel par la pile.

Exp. 276. Introduisez une solution de chlorure de cuivre dans le tube U ; faites aboutir au liquide dans chaque branche les deux fils conducteurs d'une pile. Sous l'influence du courant, les molécules s'orientent (n° 45) : le pôle négatif attire le métal ; le positif, le chlore. L'action répulsive augmentant avec la tension, il arrive un moment où les atomes du métal se portent au pôle négatif et les atomes de chlore se rendent au pôle positif.

$$\underset{\text{Pôle positif}}{+} \quad \overbrace{\underbrace{ClCu}_{--+}\,\underbrace{ClCu}_{-+}\,\cdots\,\underbrace{Cl\,Cu}_{-+}\,\underbrace{ClCu}_{-+}} \quad \underset{\text{pôle négatif}}{-}$$

Voici l'équation $CuCl^2 = Cu + Cl^2$.

277. Dans le même tube, opérez sur du sulfate de cuivre : le cuivre se portera aussi à l'électrode négative ; le groupe SO^4 se rendra à l'électrode positive. (Voir la note de la page 46.)

$$\underset{\text{électrode positive}}{+} \quad \overbrace{SO^4Cu\,|\,SO^4Cu\,|\,\cdots\,|\,SO^4Cu\,|\,SO^4Cu} \quad \underset{\text{électrode négative}}{-}$$

Voici l'équation : $CuSO^4 = Cu + SO^4$.

Ces phénomènes de transport, dus à l'électrolyse, reçoivent une magnifique application dans la galvanoplastie, la dorure et l'argenterie des objets en métal.

IV. *Action des métaux sur les sels.* — Le métal d'un sel est toujours l'élément mobile. Pour le déplacer, il suffit de plonger dans la solution d'un sel neutre un métal doué d'affinités qui l'emportent sur celles du métal pour le groupe oxygéné ou le corps halogène.

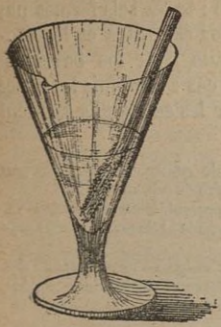


Fig. 179. — Dissolution du cuivre dans une solution d'azotate d'argent.

Exp. 278. Plongez une lame de cuivre dans une solution d'azotate d'argent : le cuivre prend la place de l'argent qui se fixe sur la lame de cuivre :

$$Cu + 2AgAzO^3 = Cu(AzO^3)^2 + Ag^2,$$
$$Cu + Ag^2O^5 = CuO,AzO^5 + Ag$$

279. Introduite dans une solution de sulfate de cuivre, une lame de fer se couvre d'une couche de cuivre ; il reste en solution de sulfate de fer. (Fig. 180.)

$$Fe + CuSO^4 = FeSO^4 + Cu, \text{ form. atom.}$$
$$Fe + CuO,SO^3 = FeO,SO^3 + Cu, \text{ form. en équiv.}$$



Fig. 180. — Solution de sulfate de fer. (Exp. 279.)

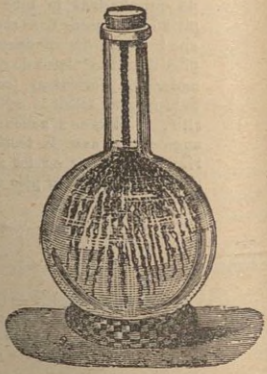


Fig. 181. — Arbre de saturne. (Exp. 280.)

280. Faites une dissolution étendue d'acétate de plomb dans le flacon (Fig. 181).

Disposez autour d'une lame de zinc des fils de laiton (alliage de zinc et de cuivre). Peu à peu le zinc déplacera le plomb, qui se fixera sur le laiton. Il se formera une figure qui ressemble à la fougère : *c'est l'arbre de Saturne.*

Phénomène remarquable que cet échange de métal, c'est que la neutralité du sel n'en est pas troublée.

SELS

DONT LES SOLUTIONS SONT PRÉCIPITABLES PAR CERTAINS MÉTAUX

Sels d'étain
Sels d'antimoine
Sels de bismuth
Sels de plomb
Sels de cuivre
Sels de mercure — Réduits par le fer et le zinc et par tous les métaux qui précèdent

Sels d'argent, *Sels de platine*, *Sels d'or* — Réduits par le fer, le zinc, le manganèse, le cobalt et tous les métaux qui précèdent

Réduits par le fer et le zinc

LOIS DE BERTHOLLET

285. **Action des acides sur les sels :**

1° Il y a décomposition du sel, toutes les fois que l'acide qu'on fait intervenir est moins volatil que celui du sel.

Exp. 281. Versez de l'acide azotique sur du carbonate de chaux ; il y aura effervescence :

$CaCO^3 + 2HAzO^3 = CO^2 + Ca(AzO^3)^2 + HO^2$, form. atom.
$CaO,CO^2 + AzO^5,HO = CO^2 + CaO,AzO^5 + HO$, form. en équiv.

Problème 135.

2° Il y a décomposition lorsque l'acide, introduit dans la dissolution du sel, peut former, avec la base de ce dernier, une combinaison insoluble.

Exp. 282. Faites dissoudre de l'azotate de baryte, et versez de l'acide sulfurique dans cette solution : vous obtiendrez un précipité qui est un sulfate de baryte :

$Ba(AzO^3)^2 + H^2SO^4 = 2HAzO^3 + BaSO^4$, form. atom.
$BaO,AzO^5 + SO^3,HO = AzO^5,HO + BO,SO^3$, form. en équiv.

Problème 136.

3° Il y a décomposition du sel dissous, toutes les fois que l'acide que contient ce sel est insoluble.

Exp. 283. Dans 12 parties d'eau, faites dissoudre 1 partie de borax ; dans cette solution, versez de l'acide sulfurique, qui se combinera avec la soude ; l'acide borique cristallisera en paillettes :

$Na^2Bo^4O^7 + H^2SO^4 = 2Bo^2O^3 + H^2O + Na^2SO^4$, form. atom.
$NaO,BoO^3 + SO^3,HO = BoO^3,3HO + NaO,SO^3$, form. en équiv.

Problème 137.

286. **Action des bases sur les sels :**

1° Lorsque la base ajoutée est plus fixe que celle du sel en dissolution, il y a décomposition.

Exp. 284. Faites dissoudre du sel ammoniac, et traitez cette dissolution par de la chaux vive. Vous remarquerez l'odeur : c'est la base du sel ammoniac qui se dégage :

$2AzH^4Cl + CaO = 2H^3Az + CaCl^2 + H^2O$, form. atom.
$AzH^3,HCl + CaO = AzH^3 + CaCl + HO$, form. en équiv.

Problème 138.

2° Il y a décomposition du sel dissous, lorsque, la base qu'on ajoute étant soluble, celle qui existe dans le sel est insoluble.

Exp. 285. Dans une solution de sulfate de cuivre, versez de la potasse caustique : elle se combinera avec l'acide sulfurique du sel, et l'oxyde de cuivre se précipitera :

$CuSO^4 + 2HKO = K^2SO^4 + H^2CuO^2$, form. atom.
$CuOSO^3 + KO,HO = KO,SO^3 + HCuO^2$, form. en équiv.

Problème 139.

3° Il y a décomposition du sel dissous, lorsque la base ajoutée peut former un sel insoluble avec l'acide du sel.

Exp. 286. Dans une solution de sulfate de potasse, versez une solution de baryte. La potasse cédera sa place à l'oxyde de baryum, et restera en solution. Il se formera un sulfate de baryte, qui se précipitera :

$K^2SO^4 + H^2BaO^2 = BaSO^4 + 2KHO$, form. atom.
$KO,SO^3 + BaO,HO = BaO,SO^3 + KO,HO$, form. en équi.

Problème 140.

287. **Action des sels sur les sels :**

1° Deux sels solubles se décomposent mutuellement, lorsqu'ils peuvent former, par l'échange de leurs acides et de leurs bases, un sel insoluble.

Exp. 287. Faites dissoudre de l'azotate de baryte ; puis versez une solution de

sulfate de potasse. Il se formera un dépôt blanc insoluble, qui est du sulfate de baryte; l'azotate de potasse restera en dissolution :

$Ba(AzO^3)^2 + K^2SO^4 = BaSO^4 + 2KAzO^3$, form. atom.
$BaO,AzO^5 + KO,SO^3 = BaO,SO^3 + KO,AzO^5$, form. en équiv.

Problème 141.

2° Deux sels, chauffés ensemble, se décomposent, lorsque, par l'échange de leurs bases et de leurs acides, ils peuvent former un sel plus volatil que chacun d'eux.

Exp. 288. Pulvérisez et mélangez du sulfate d'ammoniaque et du carbonate de chaux ; chauffez cette poudre, dans une cuiller de fer. Il se formera un carbonate d'ammoniaque, qui se volatilisera : du sulfate de chaux restera dans la cuiller :

$H^3AzSO^4 + CaCO^3 = H^3AzCO^2 + CaSO^4 + H^2O$, form. atom.
$AzH^3,HO,SO^3 + CaO,CO^2 = AzH^3,CO^2 + CaO.SO^3 + HO$, form. en équiv.

Problème 142.

RÉSUMÉ

280. Lorsqu'un acide et une base sont en contact, les molécules s'électrisent ; et, sous cette influence, l'action chimique s'enraye.

281. Si l'hydrogène d'une molécule d'acide est remplacé par un métal, cette molécule devient une molécule de sel ;

Ce sel est *neutre*, si le métal a totalement remplacé l'hydrogène.

Ce sel est *basique*, s'il y reste de l'hydrogène remplaçable par le métal ;

282. L'atomicité d'un acide dépend du nombre de ses atomes d'hydrogène en dehors du radical. Sa basicité dépend des propriétés électropositives de son radical renfermant un ou plusieurs oxhydryles remplaçables par un métal.

283. A la température ordinaire, les sels sont généralement solides cristallins. Leur couleur dépend du métal ; leur saveur, de la nature et de la solubilité de la base.

284. 1° *Action de l'eau sur les sels.* — 1° Après s'être dissous dans l'eau, les sels cristallisent de nouveau en retenant de l'eau de cristallisation ; 2° au contact de l'air quelques sels perdent de leur eau de cristallisation et s'effleurissent ; d'autres attirant l'humidité se liquéfient : ils sont déliquescents ; 3° en se dissolvant, les sels abaissent la température, s'il n'y a que dissolution : ils l'élèvent, s'il y a combinaison.

2° *Action de la chaleur sur les sels.* — Les sels hydratés perdent leur eau de cristallisation ; en fondant dans cette eau, ils subissent la *fusion aqueuse;* la fusion des sels anhydres s'appelle *ignée*. Les sels à acide ou à base volatile se décomposent.

3° *Action de l'électricité ou électrolyse.* — Les sels dissous se dé

composent par le courant électrique : le métal se rend au pôle négatif ; l'autre, au pôle positif.

4° *Action des métaux sur les sels.* — Un métal plongé dans la dissolution d'un sel déplace le métal du sel, si les affinités pour le groupe oxygéné ou le corps halogène l'emportent sur celles du métal qui forme le sel.

Les nos 285, 286 et 287 ne peuvent se résumer : il faut les apprendre tels qu'ils sont.

49e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 283 à 284). — Sels neutres, acides, basiques. Atomicité et basicité d'un acide. Propriétés physiques des sels. Leurs propriétés chimiques.

2° *Calcul.* Probl. 132 (213). — On a disposé 3 verres à pied, contenant de l'eau distillée ; dans chacun, on a dissous 1 gr. d'azotate d'argent $AgAzO^3$. Dans l'un, on plonge une lame de cuivre ; dans un autre une lame de fer ; dans le troisième, enfin, une lame de plomb. Tout l'argent du sel se précipite sur la lame ; à la place de l'argent, dans les trois liqueurs, il y aura une quantité de plomb, de fer, de cuivre proportionnelle aux poids atomiques de ces corps. On demande : 1° la quantité d'argent fixé à chaque lame ; 2° le poids de chaque métal, en dissolution dans les trois verres.

Probl. 133 (216). — Par la chaleur, on déshydrate le phosphate de soude $Ph^2O^5\ (2NaO + H^2O) + 24H^2O$, Les $24H^2O$ de cristallisation disparaissent, sans que l'aspect du sel soit altéré. Dire à quel poids se réduiraient 100 gr. de ce sel qui perdrait ainsi ses 24 équivalents d'eau.

Probl. 134 (217). — Une belle application des lois de Berthollet, c'est la fabrication du salpêtre. On fait dissoudre dans la plus petite quantité d'eau bouillante possible 100 kg. d'azotate de sodium et 87 kg. de chlorure de potassium. Voici la réaction des deux sels : $NaAzO^3 + KCl = KAzO^3 + NaCl$. S'il n'y avait pas de perte, quelle quantité de salpêtre et de chlorure de sodium obtiendrait-on ?

50e DEVOIR.

1° *Récitation* (nos 285 à 287). — Impossible d'abréger ces numéros : l'élève peut les écrire ; se les réciter et les réciter à son maître.

2° *Calcul.* Probl. 135 (218). — Si, dans l'Exp. 281, on employait 100 gr. d'acide azotique, quels seraient les trois produits de la réaction ?

Probl. 136 (219). — Le poids du sulfate de baryte précipité dans l'Exp. 282 étant 0 gr. 233, quelle quantité d'azotate de baryte aurait-on décomposé ?

Probl. 137 (220). — En traitant 2 gr. de borax dans l'Exp. 283, combien obtiendrait-on d'acide borique ?

Probl. 138 (221). — Avec 4 gr. de sel ammoniac, traité à l'Exp. 284, quel volume d'ammoniaque se dégagerait-il ?

Probl. 139 (222). — Si, dans l'Exp. 285, on versait 5 gr. de de potasse caustique, que serait le poids du sulfate de cuivre décomposé ?

Probl. 140 (223). — Le sulfate de potasse en solution étant 10 gr., dans l'Exp. 286, trouver le sulfate de baryte qui se précipiterait.

Probl. 141 (224). — Pour qu'il se formât 15 gr. de sulfate de baryum, dans l'Exp. 287, quel devrait être le poids de l'azotate de baryte en solution ?

Probl. 142 (225). — A l'Exp. 288, il est resté 0 gr. 545 de sulfate de chaux dans la cuiller, combien avait-on mélangé de sulfate d'ammoniaque et de carbonate de chaux ?

CHAPITRE XIV

DES AZOTATES, DES SULFATES, DES CARBONATES, DE LA CLASSIFICATION

AZOTATES

288. **Constitution. Leur état naturel. Leur préparation.** — C'est de l'acide azotique $HAzO^3$ que dérivent ces composés. Or, le métal remplaçant l'hydrogène, il résulte que le groupe (AzO^3) entre une ou plusieurs fois dans ces sels, selon l'atomicité du métal. Voici des exemples :

1° Azotate formé par un métal monoatomique :

$$KHO + HAzO^3 = KAzO^3 + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$KO,HO + AzO^5HO = KO,AzO^5 + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

2° Azotate formé par un métal diatomique :

$$PbO + 2HAzO^3 = Pb(AzO^3)^2 + H^2O, \text{ form. en atom.}$$
$$PbO + AzO^5,HO = PbO,AzO^5 + HO, \text{ form. en équiv.}$$

3° Azotate formé par un métal triatomique ;

$$BiH^3O^3 + 3HAzO^3 = Bi(AzO)^3 + 3H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$BiO^3,3HO + 3AzO^5,HO = BiO^3, AzO^5 + 6HO, \text{ form. en équiv.}$$

Quelques azotates existent à l'état naturel. Dans le Pérou, on trouve à peu de profondeur des bancs épais d'azotate de sodium. L'azotate de chaux prend naissance sur les murs humides des écuries et des caves. Dans les pays chauds, l'azotate de potassium se forme après les pluies à la surface du sol.

On prépare les azotates, en faisant réagir sur l'acide azo-

tique les métaux ou leurs oxydes, leurs sulfures, leurs carbonates.

289. **Propriétés.** — Les azotates sont solubles dans l'eau.

La plupart cristallisent anhydres : azotates de potassium, de sodium, de baryum, de plomb, d'argent, etc.

Il en est qui, en cristallisant, fixent quelques molécules d'eau, par exemple l'azotate de cuivre.

Tous les azotates se décomposent sous l'influence de la chaleur. Chauffés au rouge, les azotates alcalins perdent de l'oxygène et se transforment en azotites; chauffés davantage, ils se décomposent en azote, oxygène et oxyde.

Les azotates sont des composés riches en oxygène; aussi cèdent-ils ce gaz aux corps qui en sont avides : soufre, charbon, phosphore. Il en résulte souvent une explosion, témoin la poudre.

Les azotates fusent sur les charbons ardents.

Exp. 289. Introduisez 1 gr. d'azotate de potassium dans un tube fermé par un bout, et chauffez : vous remarquerez qu'il se dégage d'abord de l'oxygène, puis d'autres gaz renfermant de l'azote.

290. Projetez quelques pincées de salpêtre sur des charbons ardents; le sel fondra, cédera son oxygène et activera la combustion : il y aura formation de carbonate de potassium; dégagement d'acide carbonique et d'azote :

$$4(KAzO^3) + 5C = 2(K^2CO^3) + 3\,CO^2 + 2Az^2, \text{ form. atom.}$$
$$4KO,AzO^5 + 10C = 4KO,CO^2 + 6CO^2 + 2Az,^2 \text{ form. en équiv.}$$

290. **Caractères distinctifs.** — Fuser et déflagrer sur des charbons ardents ne sont pas des caractères suffisants pour les azotates; car les chlorates possèdent ces propriétés à un plus haut degré encore. Voici d'autres signes caractéristiques :

1° Un azotate, mélangé avec de la limaille de cuivre et de l'acide sulfurique concentré, dégage des vapeurs rutilantes d'acide hypoazotique. Dans cette action chimique, l'acide sulfurique met en liberté l'acide azotique, qui se porte sur le cuivre : de l'oxyde de cuivre qui s'est ainsi formé, il se dégage du bioxyde d'azote, lequel au contact de l'air se transforme en vapeurs rougeâtres.

2° Un azotate décolore la liqueur bleue produite par une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique.

3° Quelques gouttes de la solution d'un azotate donnent une teinte rose ou brune à un cristal ferreux (couperose), ou à sa

dissolution dans l'acide sulfurique : dans cette réaction, l'acide azotique est réduit par le sulfate ferreux à l'état de bioxyde d'azote, lequel colore l'excès du sel ferreux.

Exp. 291. Dans la dissolution d'un azotate, mettez de la tournure de cuivre, et versez de l'acide sulfurique : des vapeurs rutilantes se dégageront, et la liqueur se colorera en vert.

292. Faites dissoudre 1 gr. d'indigo dans un peu d'acide sulfurique ; introduisez dans cette dissolution quelques grains de salpêtre : la couleur bleue disparaîtra.

293. Au moyen de pinces, trempez un fragment de couperose dans une dissolution de salpêtre : observez le phénomène qui se produira

SULFATES

291. **Constitution. Leur état naturel. Leur préparation.** — L'acide sulfurique H^2SO^4, duquel dérivent les sulfates, est bibasique, car il renferme 2 atomes d'hydrogène remplaçables par un métal. Mais il peut arriver que le métal ne sature pas entièrement l'acide : alors le sulfate qui se forme, est acide. Voici plusieurs cas :

1° $HKO + H^2SO^4 = KSO^3,HO + H^2O$, form. atom.
$KO,HO + SO^3,HO = KO,SO^3,HO + HO$, form. en équiv.

2° $2HKO + H^2SO^4 = K^2SO^4 + 2H^2O$, form. atom.
$KO,HO + SO^3,HO = KO,SO^3 + 2HO$, form. en équiv.

3° $PbO + H^2,SO^4 = PbSO^4 + H^2O$, form. atom.
$PbO + SO^3,HO = PbO,SO^3 + HO$, form. en équiv.

4° $Al^2O^3 + 3SO^3,H^2O = AlCO^3,3SO^3 + 3H^2O$, form. atom.
$Al^2A^3 + 3SO^3,HO = Al^2O^3,3SO^3 + 3HO$, form. en équiv.

Comme on le voit, le groupe (SO^4) est diatomique. Pour le saturer, il faut 2 molécules (oxyde ou hydrate) d'un métal monoatomique : une seule molécule d'un métal diatomique suffirait. Mais 1 molécule de métal hexatomique peut saturer 3 molécules d'acide sulfurique.

Les sulfates les plus répandus dans la nature sont : le sulfate de chaux ou gypse; les sulfates de baryum, de magnésium, d'aluminium et de strontium.

Parmi les procédés généralement suivis pour la préparation de ces composés, on doit citer :

1° *Action de l'acide sulfurique sur les métaux.* — On peut agir sur un oxyde, comme la chaux; sur un sulfure, comme

la pyrite; sur un sel à acide volatil, comme les carbonates.

2° *Grillage des sulfures naturels.* — C'est ainsi que se produisent le sulfate de fer et le sulfate de cuivre du commerce.

292. **Propriétés.** — Les sulfates sont généralement solubles dans l'eau; ceux de calcium, d'argent et le sulfate mercureux le sont peu. Les sulfates de baryum, de strontium et de plomb sont insolubles.

Sous l'action de la chaleur, au rouge-blanc, les sulfates alcalins se volatilisent, mais ne se décomposent pas; ceux de magnésium, de calcium, de plomb, de strontium et de baryum sont difficilement décomposables. Les autres sont décomposés à une température élevée :

$$CO,SO^3 = SO^2 + O + CuO, \text{ form. atom et en équiv.}$$

Si l'oxyde est réductible, le sulfate se réduit en métal par la chaleur :

$$HgO,SO^3 = Hg + SO^2 + O^2, \text{ form. atom et en équiv.}$$

Chauffés avec des corps avides d'oxygène, c'est-à-dire des réducteurs, les sulfates se réduisent assez facilement.

Exp. 294. Faites un mélange intime de sulfate de potassium avec un excès de charbon. Introduisez-le dans une cornue; et chauffez au rouge vif. Laissez-le refroidir à l'abri du contact de l'air, vous obtiendrez une poudre noire :

$$K^2SO^4 + 4C = 4CO + K^2S, \text{ form. atom.}$$
$$KO,SO^3 + 4C = 4CO + KS, \text{ form. en équiv.}$$

Si vous projetez en l'air cette poudre, sulfure de potassium, il se produira une gerbe d'étincelles : c'est le *pyrophore* de Gay-Lussac. Le sulfure de potassium attire l'oxygène de l'air avec une grande énergie.

293. **Caractères distinctifs.** — Les sulfates ne fusent pas sur les charbons enflammés. Ceux qui sont solubles se reconnaissent en versant, dans leur solution, une solution d'azotate de baryum : il se forme un précipité laiteux et lourd, insoluble dans l'acide azotique. L'essai par l'acide nitrique est nécessaire, parce que les carbonates et les phosphates donnent aussi un précipité par les sels de baryum; mais ce précipité est soluble dans l'acide azotique.

On reconnaît les sulfates insolubles en les chauffant avec du carbonate de sodium : il se forme un sulfate de sodium soluble dans l'eau. Alors on opère, comme il est dit ci-dessus, avec les sels de baryum.

Exp. 295. Faites une dissolution de sulfate de chaux : vous avez peut-être à votre portée des eaux séléniteuses. Dans un autre verre, faites dissoudre du chlorure de baryum. Traitez l'eau sélénitеuse par la solution de chlorure de baryte ; versez ensuite de l'acide chlorhydrique : il se formera un précipité soluble.

CARBONATES

294. **Constitution. Leur état naturel. Leur préparation.** — Bien qu'il ne renferme pas d'hydrogène et qu'on ne le connaisse pas à l'état d'hydrate, l'anhydride carbonique CO^2 est bibasique ; il se fixe directement sur les oxydes ou hydrates métalliques.

Exposé à l'air, un fragment de chaux vive attire, en même temps, l'humidité et l'acide carbonique : il se délite et se convertit en carbonate :

$$CO^2 + CaO = CaO,CO^2, \text{ form. atom et en équiv.}$$

Les carbonates sont très abondants dans la nature. A lui seul, le carbonate de chaux forme une grande partie de l'écorce terrestre. On rencontre du carbonate de sodium dans les eaux minérales. Les carbonates de baryum, de magnésium, de fer, de zinc et de cuivre servent à la préparation des métaux correspondants.

On prépare les carbonates insolubles par double décomposition. Ainsi, en faisant bouillir longtemps une solution de carbonate de sodium avec du sulfate de baryum, ce dernier sel éprouve une décomposition partielle : il y a formation de carbonate de baryum insoluble et de sulfate de sodium :

$$BaO,SO^3 + Na^2O,CO^2 = Na^2O,SO^3 + BaO,CO^2 \text{ (1)}$$

295. **Propriétés.** — Les carbonates alcalins sont seuls solubles dans l'eau ; les autres ne se dissolvent que dans une eau chargée d'acide carbonique (n° 77).

Les carbonates solubles et les bicarbonates produisent une réaction alcaline : ils ramènent au bleu la teinture de tournesol rougie.

La chaleur décompose tous les carbonates à l'exception des alcalins : il y a dégagement d'acide carbonique et un résidu

(1) La formule en équivalents est la même excepté que Na^2 est remplacé par Na.

métallique, si l'oxyde est réductible; dans le cas contraire, les carbonates laissent des oxydes pour résidus.

Les corps avides d'oxygène, comme le charbon, réduisent les carbonates à une température plus ou moins haute. C'est ainsi qu'un mélange de charbon et de carbonate de cuivre donne un dégagement d'acide carbonique et un résidu métallique :

$$2(CuO,CO^2) + C = 3CO^2 + 2Cu$$

Sous l'action de la chaleur, le phosphore, et aussi le bore et le silicium, réduisent les carbonates : il y a dépôt de charbon ou dégagement d'oxyde de carbone et formation de phosphate, de borate ou de silicate.

296. **Caractères distinctifs.** — Tous les carbonates sont décomposés et font effervescence, sous l'action des acides solubles dans l'eau : acide sulfurique, chlorhydrique; acide acétique (vinaigre), etc. Lorsqu'on traite une matière solide par un acide et qu'il se dégage un gaz inodore, acide carbonique, troublant l'eau de chaux, on est sûr d'être en présence d'un carbonate.

Exp. 296. Versez quelques gouttes d'acide sulfurique ou chlorhydrique sur un fragment de pierre calcaire, sur un coquillage : et observez les phénomènes indiqués ci-dessus.

297. Préparez de l'acide carbonique (Exp. 230).

298. Réunissez une poignée de cendres de diverses plantes; et, dans le fond d'un verre, attaquez-les par un acide : vous constaterez un dégagement de gaz carbonique.

CLASSIFICATION

297. **Classification ancienne.** — Thénard avait établi une classification sur l'affinité des métaux pour l'oxygène. La voici modifiée par M. Régnault :

1° K,Na,Li,Ba,Sr,Ca décomposent l'eau à froid;

2° Mg,Mn décomposent l'eau vers 100°;

3° Fe,Zn,Ni,Co,Cr,Cd décomposent l'eau vers le rouge; décomposent l'acide sulfurique étendu à froid; facilement oxydables;

4° Sn,Sb décomposent l'eau au rouge, mais ne décomposent pas l'acide sulfurique étendu à froid.

5° Al décompose faiblement l'eau au rouge-blanc; peu oxydables;

6° Cu,Pb,Bi décomposent facilement l'eau au rouge-blanc, ne décomposent pas l'acide sulfurique étendu à froid ; facilement oxydables ;

7° Hg,Ag,Pt,Au ne décomposent pas l'eau ; oxydes réductibles par la chaleur.

Remarque. — Bien qu'imparfaite, cette classification a été suivie longtemps par les chimistes. Aujourd'hui on l'abandonne ; toutefois on n'est pas encore bien arrêté sur ce point. On désirerait connaître une classification naturelle pour les métaux comme pour les métalloïdes ; malheureusement il existe des combinaisons métalliques inconnues. Au reste, la division des corps en métalloïdes et en métaux finira par disparaître, parce qu'elle n'est qu'artificielle. En effet, plusieurs métaux manifestant la même atomicité que certains métalloïdes sont rangés dans le même ordre.

298. **Essai de classification nouvelle.** — Elle traite à la fois des métaux et des métalloïdes.

I. — CORPS MONOATOMIQUES

SÉRIE NÉGATIVE	SÉRIE POSITIVE
Fluor,	Hydrogène.
Chlore,	Lithium.
Brome,	Sodium.
Iode,	Potassium.
	Argent.
	Or.

Remarque. — Ces deux séries commencent par les corps qui ont le poids atomique le plus faible.

L'iode et l'or, qui les terminent, ont le poids atomique le plus élevé. Aussi se rapprochent-ils des corps triatomiques : dans leurs combinaisons avec le chlore, ils jouent le rôle monoatomique et triatomique ICl et ICl^3 ; ; AuCl et $AuCl^3$. Mais, ne fixant qu'un atome dans leurs combinaisons les plus importantes, ils sont classés parmi les corps monoatomiques. Les corps monoatomiques sont d'atomicité impaire ; car ils ne se combinent qu'avec 1 ou 3 atomes.

1° MÉTAUX MONOATOMIQUES COMBINÉS AVEC DES MÉTALLOIDES MOTOATOMIQUES.

MÉTAUX MONOATOMIQUES	CHLORURES MONOATOMIQUES	BROMURES MONOATOMIQUES	IODURES MONOATOMIQUES
(1)	$\dot{H}Cl$	$\dot{H}Br$	$\dot{H}I$
Potassium $\dot{K}$.....	$\dot{K}Cl$	$\dot{K}aBr$	$\dot{K}I$
Sodium $\dot{N}a$.....	$\dot{N}aCl$	$\dot{N}aCl$	$\dot{N}aI$
Lithium $\dot{L}i$.....	$\dot{L}iCl$	$\dot{L}iBr$	$\dot{L}iI$
Argent $\dot{A}g$.....	$\dot{A}gCl$	$\dot{A}gBr$	$\dot{A}gI$

2° MÉTAUX MONOATOMIQUES COMBINÉS AVEC DES MÉTALLOIDES DIATOMIQUES.

OXYDES		MONOSULFURES	
Formules atomiques	Formules en équivalents	Formules atomiques	Formules en équivalents
$\dot{K}^2O$:	$\dot{K}O$	$\dot{K}^2S$;	$\dot{K}S$
$\dot{N}a^2O$	$\dot{N}aO$	$\dot{N}a^2S$	$\dot{N}aS$
$\dot{A}g^2O$;	$\dot{A}gO$	$\dot{A}g^2S$;	$\dot{A}gS$

SELS FORMÉS PAR DES MÉTAUX MONOATOMIQUES COMBINÉS AVEC LES ACIDES AZOTIQUE ET SULFURIQUE

AZOTATES		SULFATES	
Formules atomiques	Formules en équivalents	Formules atomiques	Formules en équivalents
$\dot{K}AzO^3$;	$\dot{N}aO,AzO^5$	$\dot{K}^2SO^4$;	$\dot{K}O,SO^3$
$\dot{N}aAzO^3$;	$\dot{K}O,AzO^5$	$\dot{N}a^2SO^4$;	$\dot{N}aO,SO^3$
$\dot{A}zAzO$	$\dot{A}gO,AzO^5$	$\dot{A}g^2,SO^4$;	$\dot{A}gO,SO^3$

(1) Nous marquons l'atomacité de la série positive par une accentuation placée au-dessus du corps.

II. — CORPS DIATOMIQUES

SÉRIE NÉGATIVE	SÉRIES POSITIVES	
Oxygène,	Calcium,	Magnésium,
Soufre,	Strontium,	Zinc,
Sélénium,	Baryum,	Nickel,
Tellure.	Plomb,	Cobalt,
	Alluminium-Fer-Manganèse.	
	Chrome.	

Nota. — Le cuivre et le mercure se rattachent à la série magnésienne, par quelques analogies.

DIVERSES COMBINAISONS DE MÉTAUX DIATOMIQUES

MÉTAUX DIATOMIQUES (1)	Chlorures	OXYDES	AZOTATES	SULFATES
	FORMULES ATOM. EN ÉQ.	FORMULES ATOM. EN ÉQ.	FORMULES ATOM. EN ÉQUIV.	FORMULES ATOM. EN ÉQUIV.
Baryum Ba..	$\ddot{B}aCl^3$;$\ddot{B}aCl$	$\ddot{B}aO$; $\ddot{B}aO$	$\ddot{B}a(AzO^3)^2$;$\ddot{B}aO,AzO^5$	$\ddot{B}aSo^4$;$\ddot{B}aO,SO^3$
Strontium Sr	$\ddot{S}rCl^2$; $\ddot{S}rCl$	$\ddot{S}rO$;$\ddot{S}rO$	$\ddot{S}r(AzO^3)^2$;$\ddot{S}rO,AzO^5$	$\ddot{S}rSO^4$;$\ddot{S}rO,SO^3$
Calcinm Ca..	$\ddot{C}aCl^2$;$\ddot{C}aCl$	$\ddot{C}aO$;$\ddot{C}aO$	$\ddot{C}a(AzO^3)^2$;$\ddot{C}aO,AzO^5$	$\ddot{C}aSO^4$;$\ddot{C}aO,SO^3$
Plomb Pb..	$\ddot{P}bCl^2$;$\ddot{P}bCl$	$\ddot{P}bO$;$\ddot{P}bO$	$\ddot{P}bO(AzO^3)^2$;$\ddot{P}bo,AzO^5$	$\ddot{P}bSO$;$\ddot{P}bO,SO^3$

(1) Nous marquons les corps positifs diatomiques par une accentuation double.

III. — CORPS TRIATOMIQUES ET PENTATOMIQUES

QUELQUES-UNES DE LEURS COMBINAISONS LES PLUS IMPORTANTES

ÉLÉMENTS	COMBINAISONS TRIATOMIQUES	COMBINAISONS PENTATOMIQUES
	Formules atom. et en équiv.	Formules atom. et en équiv.
Azote	$\overset{\cdots}{A}zH^3$	$H^4\overset{v}{A}zCl^5$
Phosphore	$\overset{\cdots}{P}hH^3$	$\overset{v}{P}hCl^5$
Arsenic	$\overset{\cdots}{A}sH^3$	$\overset{v}{A}s^2O^5$
Antimoine	$\overset{\cdots}{S}bCl^3$	$\overset{v}{S}bCl^5$
Bismuth	$\overset{\cdots}{B}iCl^3$	$\overset{v}{B}i^2O^5$

Le bore manifeste aussi une puissance triatomique, mais il a de grandes analogies avec les corps tétratomiques.

IV. — CORPS TÉTRATOMIQUES

SÉRIE NÉGATIVE	SÉRIE POSITIVE
Carbone,	Étain,
Silicium.	Platine.

Remarque. — Dans leurs combinaisons les plus importantes, ces corps manifestent 4 atomicités ; mais, dans des combinaisons secondaires, ils n'en manifestent que deux. Ils sont, à la fois, tétratomiques et diatomiques, toujours d'atomicité paire.

V. — CORPS HEXATOMIQUES

QUELQUES-UNES DE LEURS COMBINAISONS LES PLUS IMPORTANTES

ÉLÉMENTS	FORMULES ATOM. ET EN ÉQUIV.	FORMULES ATOM. ET EN ÉQUIV.	FORMULES ATOM. ET EN ÉQUIV.
Fer.....	$\overset{vi}{Fe^2}Cl^6$; F^2Cl^3	$\overset{vi}{Fe^2}O^3$	$\overset{vi}{Fe^2}O^3,(SO^3)^3$
Manganèse.....	$\overset{vi}{Mn^2}Cl^6$; Mn^2Cl^3	$\overset{vi}{Mn^2}O^3$	$\overset{vi}{Mn^2}O^3,(SO^3)^3$
Chrome.....	$\overset{vi}{Cr^2}Cl^6$; Cr^2Cl^3	$\overset{vi}{Cr^2}O^3$	$\overset{vi}{Cr^2}O^3.(SO^3)^3$
Aluminium.....	$\overset{vi}{Al^2}Cl^6$; Al^2Cl^3	$\overset{vi}{Al^2}O^3$	$\overset{vi}{Al^2}O^3,(SO^3)^3$

RÉSUMÉ

288. Les azotates peuvent être formés par un métal monoatomique, diatomique ou triatomique. Il en existe de naturels. On les prépare en faisant réagir sur l'acide azotique les métaux ou leurs oxydes, leurs sulfures, leurs carbonates.

289. Les azotates sont solubles. La plupart cristallisent anhydres. Tous sont décomposables par la chaleur. Ils fusent sur les charbons ardents. Riches en oxygène qu'ils cèdent facilement, ils sont employés en pyrotechnie.

290. Les azotates sont reconnaissables aux caractères suivants : 1° mélangés avec de la limaille de cuivre et de l'acide sulfurique concentré, ils dégagent des vapeurs rutilantes; 2° un azotate décolore la liqueur bleue produite par la dissolution de l'indigo dans l'acide sulfurique; 3° un azotate donne une teinte rose ou brune à un cristal ferreux, ou à sa dissolution dans l'acide sulfurique.

291. Il existe des sulfates naturels. On les prépare, soit en faisant réagir l'acide sulfurique sur les métaux, soit en grillant les sulfures naturels.

292. La plupart des sulfates sont solubles; ceux de baryum, de strontium et de plomb sont insolubles. Les sulfates ne sont décomposés qu'à une température très élevée. On les réduit assez facilement en les chauffant avec des *réducteurs*.

293. Pour reconnaître les sulfates solubles, on verse dans leur solution une solution d'azotate de baryum ; leur précipité est insoluble dans l'acide azotique.

On reconnaît les sulfates insolubles en les chauffant avec du carbonate de sodium : il se forme un sulfate de sodium soluble, mais on opère comme pour les sulfates solubles.

294. Les carbonates naturels sont abondants. On prépare les carbonates insolubles par une double décomposition. En faisant bouillir une solution de carbonate de sodium avec du sulfate de baryum, il se forme un carbonate de baryum insoluble.

295. Il n'y a que les carbonates alcalins qui soient solubles ; les autres ne se dissolvent que dans une eau chargée d'acide carbonique. A l'exception des alcalins, tous les carbonates sont décomposables par la chaleur. Par la chaleur et le phosphore, on réduit les carbonates en charbon.

296. Le caractère essentiel de tous les carbonates est de faire effervescence sous l'action des acides solubles dans l'eau. Le gaz carbonique qui s'en dégage, trouble l'eau de chaux.

Les numéros 297 et 298 doivent être appris tels qu'ils sont.

51e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 288 à 298). — A quoi reconnaît-on les azotates? — Résumez les caractères distinctifs des sulfates. — Faites un tableau récapitulatif des caractères généraux des azotates, des sulfates et des carbonates. — Enumérez la série négative des corps diatomiques. — Formulez les combinaisons du potassium : d'abord avec le soufre seul, puis avec l'oxygène seul, puis son oxyde combiné avec l'acide azotique, l'acide sulfurique et l'acide carbonique.

2° *Calcul.* Probl. 143 (228). — Dans l'Exp. 290, on a brûlé 25 gr. de salpêtre. Si tout l'oxygène de ce sel se transformait en acide carbonique, quel en serait le poids?

Probl. 144 (229). — A 32°, 100 parties d'eau dissolvent 322 parties de sulfate de sodium $Na^2SO^4 + 10H^2O$; mais elles ne dissolvent que 50 parties du même sel qu serait anhydre Na^2SO^4. Calculer le sodium 0/0 de la solution, dans les deux cas.

Probl. 145. — Si l'on faisait dissoudre dans l'acide azotique une pièce de 50 centim. au titre 0,835 et qu'on introduisit une lame de cuivre, quelle quantité d'azotate de cuivre se formerait-il. (Exp. 278.)

CHAPITRE XV

DU POTASSIUM, DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS : DE LA POUDRE

POTASSIUM

Symbole..... K de kalium

Poids atomique et en équivalents $\frac{6,47}{0,1655} = ...$ 39,1

299. **Historique et état naturel.** — Ce corps fut découvert en 1807 par M. Davy, de la manière suivante. Sur un disque isolant, il disposa un morceau de potasse humectée d'eau où aboutissaient les deux rhéophores d'une forte pile (fig. 182). Il vit bientôt apparaître sur le fil négatif de petits globules de métal brillant. Quelques-uns brûlaient à l'air avec un vif éclat et faisaient explosion ; d'autres se ternissaient et se couvraient d'une croûte blanche : ces globules étaient du potassium.

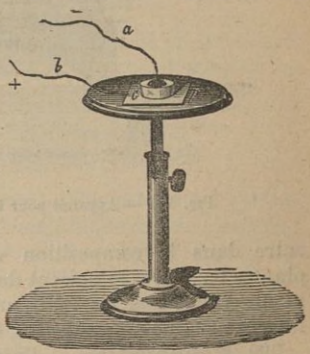


Fig. 182. — Décomposition de la potasse par la pile.

Cette découverte conduisit le savant Anglais à celle du sodium. Bien plus il affirma que la chaux, la baryte, la magnésie, l'alumine de-

vaient se dédoubler. D'ailleurs Lavoisier avait soupçonné que, puisque la potasse et la soude se conduisaient avec les acides comme les oxydes métalliques de plomb, c'est que ces corps devaient être composés d'un métal et d'oxygène.

Le potassium est très répandu dans la nature ; mais toujours à l'état de combinaisons. Dans le règne minéral, il

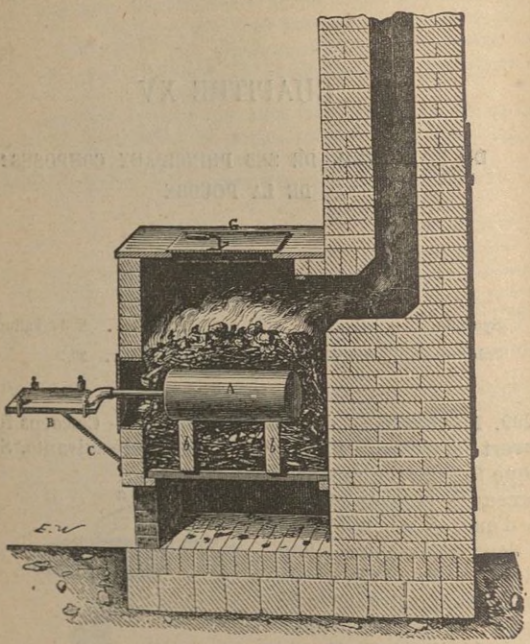


Fig. 183. — Appareil pour la préparation du potassium.

entre dans la composition de nombreux feldspaths. Les plantes terrestres le puisent dans le sol, où il existe abondamment. A leur tour les animaux empruntent au règne végétal les sels alcalins nécessaires à leur développement.

300. **Préparation.** — Comme les plus fortes piles ne peuvent donner que de faibles quantités de potassium, on a eu recours aux procédés chimiques. Gay-Lussac et Thénard firent passer de l'hydrate de potasse sur de la tournure de fer

chauffée au rouge-blanc. D'après M. Sainte-Claire Deville, il y avait là une dissociation. Aujourd'hui on le prépare par un procédé nouveau dû à Brünner et à Mareska. On fait un mélange intime de charbon et de tartre brut déposé par les vins sur les parois des futailles. On l'introduit dans un cylindre en fer battu A. Renfermant de ce mélange jusqu'aux 3/4 de sa capacité, cette espèce de bouteille est posée sur deux briques *b* réfractaires, disposées dans le foyer d'un fourneau à bon tirage (fig. 183). Lorsque la bouteille est parvenue au rouge, on écarte le charbon. Sur la paroi extérieure mise à nu, on répand du borax préalablement fondu et pulvérisé. Sous l'effet de la chaleur, il se forme un vernis préservatif, qui protège la bouteille jusqu'à la fin de l'opération. On laisse perdre les premières vapeurs blanches qui sortent par le col de la bouteille. On voit sortir une flamme formée par la combustion de l'oxyde de carbone.

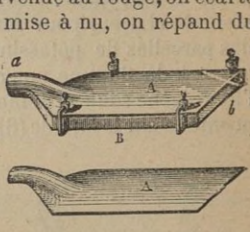


Fig. 184. — Condensateur pour la préparation du potassium.

Ensuite on adapte à l'appareil un récipient condensateur B, formé de deux plaques de fer fixées et maintenues à l'aide de quatre vis de pression, comme on le voit fig. 184.

Quand il est plein, le recipient est détaché et glissé dans l'huile de naphte : le potassium n'est détaché qu'après le refroidissement. Voici la réaction :

$$CO^3K^2 + 2C = K^2 + 3CO, \text{ form. atom.}$$
$$CO^2,KO + 2C = K + 3CO, \text{ form. en équiv.}$$

301. **Propriétés physiques.** — Le potassium est un corps solide, blanc et doué d'éclat métallique comme l'argent ; mais il se ternit à l'air. Sa densité égale 0,865. A 0°, il est cassant ; à 15°, il est mou comme la cire. Il fond à 62°,5. Au rouge sombre, il distille en produisant des vapeurs vertes, qui se condensent en cristaux cubiques.

302. **Propriétés chimiques.** — Le potassium possède une si grande affinité pour l'oxygène qu'il s'empare de ce corps déjà en combinaison avec d'autres éléments : c'est le seul métal qui s'oxyde à froid dans l'air sec. A l'air ordinaire,

il se couvre d'une couche d'hydrate de potasse, qui, en absorbant l'acide carbonique, se transforme en carbonate de potasse. De là la nécessité de le conserver dans un liquide ne contenant pas d'oxygène, comme l'huile de naphte.

Chauffé à l'air, il brûle avec une flamme violette.

Le potassium se combine avec presque tous les corps, métalloïdes et métaux.

Action sur l'eau. — Le potassium décompose l'eau pour s'emparer de l'oxygène. Leur combinaison se fait en produisant assez de chaleur pour enflammer l'hydrogène mis en liberté ; des parcelles de potassium s'élèvent en brûlant et communiquent à la flamme une couleur violette. Se dégageant ainsi, l'hydrogène soulève et met en mouvement le potassium qui se promène sur le liquide (fig. 185). Lorsque tout le potassium est oxydé, la flamme disparaît, et le globule incandescent se refroidit peu à peu. Au moment où il touche l'eau et où l'oxyde de potassium s'hydrate, il y a production de vapeur d'eau : c'est alors que le globule éclate en projetant des fragments de potasse et des vapeurs d'eau :



Fig. 185. — Action du potassium sur l'eau au contact de l'air.

$H^2O + K = KHO + H$, form. atom.
$2HO + K = KO,HO + H$, form. en éq.

Exp. 299. Dans une cloche à bords très élevés, introduisez de l'eau jusqu'au 1/3 de la hauteur ; puis, jetez-y un petit fragment de potassium (fig. 185). Tenez-vous à distance et observez les phénomènes. Surtout que le liquide ne s'élève pas trop haut : il faut que les parois arrêtent les projections de potasse qui pourraient blesser l'expérimentateur.

COMPOSÉS PRINCIPAUX DU POTASSIUM

COMBINAISONS MONOATOMIQUES

	Form. atom.	Form. en équiv.
Iodure de potassium.....	KI;	KI
Chlorure de potassium.....	KCl;	KCl

COMBINAISONS DIATOMIQUES

Protoxyde de potassium.....	K^2O	; KO
Peroxyde de potassium.....	K^2O^4	; KO^4
Hydrate de potassium.....	KHO	; KO,HO
Hypochlorite de potassium....	ClOK	; KO,ClO

SELS OXYGÉNÉS

Chlorate de potassium.....	ClO^3K	; KO,ClO^5
Carbonate de potassium.....	K^2O,CO^2	; KO,CO^2
Carbonate de potassium acide.	$KHCO^3$	; $KO,HO,2CO^2$
Azotate de potassium.....	$KAzO^3$	; KO,AzO^5

1° IODURE DE POTASSIUM

Form. atom. et en équival..... KI

303. **Préparation.** — Pour le préparer, on chauffe doucement dans une marmite en fonte 15 parties d'iode en poudre,

100 d'eau,

et de limaille de fer.

Quand la réaction se manifeste, on cesse le feu : l'iode passe à l'état d'iodure de fer; brune d'abord, la liqueur devient verte, ensuite on filtre. La liqueur est traitée par une solution de carbonate de potasse. Il se forme du carbonate de fer, qui se précipite, et de l'iodure de potassium qui reste dans la liqueur. Après l'avoir laissé reposer, on décante. On évapore ensuite jusqu'à siccité. On fait encore dissoudre et on concentre. Enfin, par le refroidissement il se dépose de beaux cristaux cubiques anhydres, non déliquescents. Leur saveur est âcre, désagréable.

Ce sel est employé en médecine pour combattre les affections scrofuleuses.

2° CHLORURE DE POTASSIUM

Form. atom. et en équiv., KCl

304. **État naturel. Propriétés. Usages.** — Ce sel est assez abondant dans la nature. Il existe à l'état de pureté dans les mines de Stassfurt en Allemagne; l'eau de la mer et les varechs en renferment aussi. C'est de ces sources qu'on l'extrait.

Ses propriétés se rapprochent de celles du chlorure de potassium. Il cristallise anhydre en cubes. Sa saveur est piquante. Il décrépite, fond au rouge vif. Il se dissout dans trois fois son poids d'eau.

Le chlorure de potassium reçoit, depuis quelques années, d'importantes applications industrielles : préparation du chlorate de potassium, de l'azotate de potassium, du sulfate de potassium. On l'emploie, comme tous les sels de potasse, à améliorer le sol, épuisé par les récoltes successives des céréales.

3° PROTOXYDE DE POTASSIUM

Form. atom..... K^2O
Form. en équiv..... KO

305. **Propriétés.** — C'est une poudre grise qu'on pourrait obtenir en abandonnant à l'air sec de minces morceaux de potassium. On le prépare, en chauffant l'hydrate de potassium avec du potassium :

$$KHO + K = K^2O + H, \text{ form. atom.}$$
$$KO,HO + K = 2KO + H, \text{ form. en équiv.}$$

Très avide d'eau, il absorbe l'humidité et se transforme en hydrate :

$$K^2O + H^2O = 2KHO, \text{ form. atom}$$
$$KO + HO = KO,HO, \text{ form. en équiv.}$$

4 PEROXYDE DE POTASSIUM

Form. atom..... K^2O^4
Form. en équiv..... KO^4

306. **Préparation.** — C'est un solide jaune qui se forme lorsqu'on chauffe du potassium dans un excès d'oxygène. L'opération se fait dans une coupelle d'argent.

Ce composé et le précédent n'ont pas d'importance.

5° HYDRATE DE POTASSIUM ou POTASSE CAUSTIQUE

Formule atomique..... KHO
Formule en équivalents..... KO,HO

307. **Préparation.** — Dans une marmite en fonte, on dissout 1 partie de carbonate de potassium dans 10 parties d'eau.

On chauffe, et, quand le liquide est parvenu à l'ébullition, on y ajoute, par petites portions, de manière à ne pas arrêter l'ébullition, du lait de chaux, obtenu en délayant de la chaux éteinte dans de l'eau chaude. Il se forme un carbonate de chaux insoluble ; et la potasse reste en dissolution :

$$K^2O,CO^2 + H^2CaO^2 = 2KHO + CaO,CO^2, \text{ form. atom.}$$
$$KO,CO^2 + CaO,HO = KO,HO + CaO,CO^2, \text{ form. en équiv.}$$

On prend un peu de liqueur avec une pipette. Lorsqu'elle ne fait plus effervescence sous l'action de l'acide chlorhydrique, on la laisse reposer. Alors, décantée dans un vase de cuivre ou d'argent, on la concentre jusqu'à ce qu'elle soit devenue huileuse. Il ne reste plus qu'à la couler dans une lingotière (fig. 186) : c'est la *potasse à la chaux*, qui est toujours impure, car le carbonate de potasse renferme du sulfate, du silicate, du chlorure de potassium, etc.

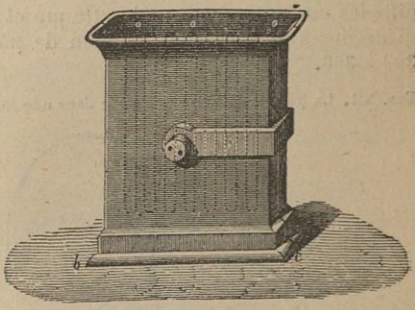


Fig. 186. — Lingotière à potasse.

Pour purifier la potasse ainsi préparée, on la met dans de l'alcool concentré : elle s'y dissout ; les impuretés se déposent au fond. Au moyen d'un siphon, on décante la liqueur qu'on distille. De cette manière les $^2/_3$ de l'alcool sont retirés. Puis, la liqueur est concentrée dans une bassine d'argent ; à la fin, on chauffe jusqu'au rouge sombre pour fondre l'hydrate qu'on coule ensuite sur une plaque d'argent : c'est la *potasse à l'alcool*.

Exp. 300. Mettez d'abord dans une assiette un peu d'eau et 20 gr. de chaux, puis 200 gr. d'eau et 40 gr. de carbonate de potassium dans une casserole en fonte. Faites bouillir une heure en y ajoutant la chaux peu à peu. Il se formera un carbonate de calcium insoluble, une lessive de potasse caustique.

308. **Propriétés.** — La potasse caustique pure est un corps solide, opaque, à cassure fibreuse. Sa densité est d'environ 2,1. Elle fond au rouge sombre, et se volatilise sans altération, au rouge-blanc.

Elle est déliquescente : exposée à l'air, elle attire l'humidité, se transforme en un liquide sirupeux, et, peu à peu, en carbonate de potasse; car, puissante base, elle absorbe aussi l'acide carbonique. (Exp. 301 et 302.)

Elle est caustique et corrode les tissus. Non seulement elle s'unit aux acides, mais elle précipite la plupart des oxydes. Dissolvant l'alumine et la silice, elle attaque, en solution concentrée, le verre et la porcelaine.

Une dissolution de potasse dans une petite quantité d'eau se prend en cristaux, si on la laisse refroidir :

$$KHO + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$KO,HO + 4HO, \text{ form. en équiv.}$$

La potasse caustique exerce une action remarquable en chimie organique : elle dédouble les éthers composés, saponifie les corps gras, etc.; elle attaque et ronge les chairs. La médecine s'en sert sous le nom de *pierre à cautère*. (Exp. 303 à 306.)

Exp. 301. La potasse doit être conservée dans une fiole bien bouchée.



Fig. 187. — Souffleur. (Exp. 305.)

Introduisez 50 gr. d'eau distillée dans une fiole; chauffez un peu et

faites-y dissoudre 30 gr. de potasse : évitez le contact de l'air qui la transformerait en carbonate de potasse.

302. Laissée au contact de l'air, la potasse tombe en déliquescence. Expérimentez-le sur un petit fragment.

303. Dans une dissolution bouillante de potasse, mettez des morceaux de chair : vous les verrez bientôt disparaître. Les matières végétales résistent davantage à son action.

304. Mettez dans un tube d'essai un peu de suif bouilli, et un peu de lessive de potasse : vous aurez un savon mou.

305. Disposez sur un charbon de bois un mélange de sable fin et de potasse caustique (fig. 187). Dirigez-y le dard du chalumeau: les deux substances y entreront en fusion. Peu de potasse et beaucoup de silice produisent un verre soluble ; l'inverse donne un verre insoluble.

306. Faites dissoudre, d'une part, quelques grammes de sulfate de cuivre; d'autre part, quelques grammes de potasse. Quelques gouttes de la 2e dissolution dans la 1re déplaceront l'oxyde de cuivre qui se précipitera en flocons bleus. Recueillez-les sur un filtre.

6° HYPOCHLORITE DE POTASSIUM

Form. atom..... ClOK
Form. en équiv..... KO,ClO

309. **Préparation. Propriétés.** — On l'appelle aussi *eau de javelle*. Voici le meilleur procédé de préparation : dans 120 litres d'eau, on fait dissoudre 10 kg. de chlorure de chaux; ensuite on filtre. D'autre part, on dissout 12 kg. de carbonate de potasse brute dans 40 litres d'eau chaude. Cette dernière solution encore tiède est versée dans le chlorure de chaux. Il se produit la réaction suivante :

$$(ClO)^2Ca + CO^3K^2 = 2ClOK + CO^3Ca, \text{ form. atom.}$$
$$CaO,ClO + KO,CO^2 = KO,ClO + CaO,CO^2, \text{ form. en équiv.}$$

L'eau de javelle est un agent à la fois décolorant et désinfectant. Elle doit cette propriété à la facile décomposition de l'acide hypochloreux : le chlore et l'oxygène naissant agissent tous les deux sur les matières colorantes et les miasmes putrides.

Faites le 52e *devoir.*

7° CHLORATE DE POTASSE

Formule atomique ..... ClO^3K
Formule en équivalents..... KO,ClO^5

310. **Préparations** : 1° Dans le laboratoire on fait passer, jusqu'à saturation, un courant de chlore dans une solution de 1 partie de potasse caustique et de 3 parties d'eau. Il se forme du chlorure de potassium et de l'hypochlorite de potassium, qui, par l'élévation de la température, se dédouble en chlorure et chlorate de potassium :

$KHO + 3Cl^2 = 3ClOK + 3KCl + 3H^2O = ClO^3K + 5KCl + 3H^2O$, form. at.
$6KO,HO + 6Cl = 3(KO,ClO) + 3KCl + 6HO = KO,ClO^5 + 5KCl + 6HO$, form. en éq.

Pour que le tuyau qui amène le chlore ne s'obstrue pas, il doit être large. Le chlorate formé est lavé dans l'eau froide. On le fait ensuite blanchir dans le moins d'eau possible : le sel se dépose par le refroidissement.

2° Dans l'industrie, on introduit dans un cylindre en plomb, de 2 mètres cubes de capacité, 2 parties de chaux éteinte et 1 partie de chlorure de potassium. On porte la température à 60°, au moyen d'un serpentin à vapeur. Par un tube aussi en plomb, on y fait arriver un courant de chlore qu'on produit dans des bonbonnes contenant de l'acide chlorhydrique et du bioxyde de manganèse. Voici la réaction :

$KCl + 3Cl^2 + 3CaO = ClO^3K + 3CaCl^2$, form. atom.
$KCl + 6Cl + 6CaO = KO,ClO^5$ form. en équiv.

Les impuretés se déposent au fond. On décante dans une chaudière à double fond où circule de la vapeur. Suffisamment concentré, le liquide est abandonné au refroidissement pour laisser former les cristaux de chlorate de potassium.

311. **Propriétés et usages.** — Le chlorate de potassium cristallise anhydre, en lamelles transparentes, type clinorhombique. L'air ne l'altère pas. Peu soluble dans l'eau froide, il se dissout assez bien dans l'eau chaude. Ce sel fond vers 400°. Chauffé davantage, il se décompose en chlorure et en perchlorate de potassium avec dégagement d'oxygène. A une température plus élevée, le perchlorate se décompose lui-même en chlorure de potassium et en oxygène. Mêlé avec

du bioxyde de manganèse, le chlorate de potassium se décompose en perchlorure de potassium et en oxygène, sans être porté à une température aussi élevée. Le chlorate de potassium cède facilement son oxygène : mélangé à des combustibles ou à des métaux en poussier, il détone par la chaleur ou le choc : c'est ainsi qu'on forme des poudres brisantes. Si l'on verse de l'acide sulfurique concentré sur du chlorate de potassium, il se produit une vapeur jaunâtre de peroxyde de chlore, qui détone par la chaleur.

Le chlorate reçoit une application dans la préparation de l'oxygène. (Exp. 49.) On en fabrique des amorces fulminantes, des allumettes chimiques, etc.

Exp. 307. Chauffez légèrement un fragment de verre ; placez-y une pincée de chlorate de potasse ; arrosez avec quelques gouttes d'acide sulfurique : un gaz jaune, oxyde de chlore, se dégagera avec détonation. Cette expérience serait dangereuse si l'on agissait sur une grande quantité. Prenez des précautions.

308. Projetez quelques pincées de chlorate de potasse sur des charbons ardents. La combustion sera plus vive.

309. Dans un tube d'essai, chauffez du chlorate de potasse : avec une allumette en ignition, vous constaterez un dégagement d'oxygène.

310. Enveloppez dans un papier une pincée de chlorate de potasse et une pincée de résine ; frappez ce petit paquet sur une enclume, il se produira une violente détonation avec dégagement de lumière. L'expérience serait dangereuse, si vous opériez sur plus de 1 gr. de matière.

311. Dans un débris de verre, mettez un peu d'alcool et une bonne pincée de chlorate de potasse réunie en masse ; puis, avec prudence, versez de l'acide sulfurique : la décomposition du sel enflammera l'alcool.

8° CARBONATE DE POTASSIUM NEUTRE

Form. atom..... K^2O,CO^2
Form. en équiv..... KO,CO^2

312. **Propriétés.** — On le prépare en calcinant le tartrate acide de potassium pur. Cette opération donne un résidu charbonneux duquel on retire par l'eau froide de carbonate le potassium, appelé autrefois *alcali :* on le désigne encore sous cette dénomination.

C'est un sel blanc, déliquescent, soluble dans l'eau. A une température élevée, la vapeur d'eau en chasse l'acide carbonique. Chauffé avec du charbon, il produit du potassium. (Proust.)

9° CARBONATE DE POTASSIUM ACIDE

Form. atom..... $KHCO^3$
Form. en équiv..... KO,HO,CO^2

313. **Préparation.** — C'est le bicarbonate monopotassique. On le prépare en faisant passer, jusqu'à refus, un courant d'acide carbonique dans une solution de 5 parties d'eau et de 1 partie de carbonate de potassium neutre.

Chauffés à 100°, les cristaux de bicarbonate perdent de l'acide carbonique et de l'eau : ils deviennent du carbonate neutre.

POTASSES DU COMMERCE

314. **Usages. Fabrication industrielle.** — Par le nom de potasses, on désigne très improprement le carbonate de potassium impur que fournissent les cendres des végétaux, les lies des vins, les vinasses des betteraves, les laines en suint et les silicates minéraux comme le feldspath.

Leurs usages sont nombreux : transformation de l'azotate de soude en nitrate de potasse, verrerie fine de Bohême, préparation du bleu de Prusse, fabrication des savons mous, eau de javelle, chlorate de potasse, etc.

1° Plantes terrestres. — Les végétaux renferment plus ou



Fig. 188. — Four à réverbère pour brûler le salin des plantes.

moins de potasse combinée avec des acides organiques, tels qu'acides acétique, oxalique, tartrique. Pour l'en retirer, on

brûle les plantes dans des fosses de 1 mètre de profondeur : le feu est alimenté jusqu'à ce qu'on ait obtenu une quantité suffisante de cendres. Criblées et tassées dans des tonneaux munis d'un double fond percé et couvert de paille, les cendres sont lessivées. La partie soluble carbonate, sulfate, chlorure de potassium, est recueillie en solution au fond des tonneaux. Après plusieurs lessivages restent les matières insolubles constituant ce qu'on appelle la *charrée*, véritable engrais par les phosphates qu'elle contient.

Il ne reste plus qu'à calciner le salin pour brûler les matières organiques qu'il contient. Cette opération s'effectue sur la sole d'un four à réverbère où le salin étendu est léché par la flamme qui se rend du foyer A dans la cheminée K. On remue le salin avec un ringard (fig. 188).

2° Lies de vin. — Une autre source de potasse moins importante sans doute, mais qui mérite d'être citée, ce sont les lies de vin.

Égouttées dans des toiles serrées, elles sont mises en pains qu'on dessèche à l'air. On les brûle, et, si l'on ajoutait les pépins, les grappes et même les sarments de vigne, les potasses seraient très riches.

3° Vinasses de betteraves. — On appelle vinasses les résidus qui renferment à la fois le sucre échappé à la cris-

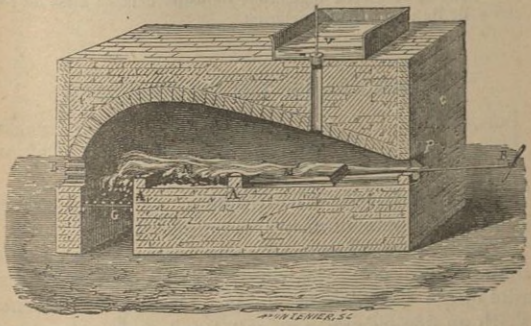


Fig. 189. — Four pour calciner les vinasses de betteraves.

tallisation et des sels que les betteraves ont puisés dans le sein de la terre. Par la fermentation, les matières sucrées sont transformées en alcool ; les vinasses sortant de l'alambic

n'entraînent plus que les sels minéraux. Amenées dans le bac V, elles coulent en M' ; le jus devient pâteux sous l'influence de la chaleur. Avec un ringard R, on pousse la matière au delà de l'autel A' dans la chambre M pour incinérer les matières organiques : la combustion est activée par l'air venant de B (fig. 189).

Il est nécessaire de régulariser l'incinération qui pourrait amoindrir les produits qu'on cherche. Les parties volatiles résultant de l'incinération, entre autres les acétates d'ammoniaque de potasse, sont utilisées : on les transforme en sulfate d'ammoniaque, engrais assez recherché. Sur la sole du four, on obtient une masse noire et pâteuse constituant un salin brut : c'est la *potasse commerciale*, renfermant les matières indiquées au tableau ci-contre, page 313.

53e *Devoir.*

Exp. 312. Brûlez sur une petite pelle quelques plantes cultivées : des tiges de pommes de terre, par exemple ; retenez les cendres.

313. Rougissez de la teinture de tournesol avec un acide ; puis mettez des cendres dans cette teinture rougie : elle redeviendra bleue. Mettez une pincée de cette cendre sur la langue, vous remarquerez qu'elle pique.

314. Faites bouillir une bonne poignée de cendres de bois dans de l'eau, filtrez et évaporez jusqu'à siccité ; vous obtiendrez une matière rougeâtre : c'est du carbonate de potasse.

315. Faites dissoudre 10 gr. de carbonate de potasse dans 100 gr. d'eau. Mettez dans cette dissolution de petits chiffons sales de coton ou de lin : les tissus blanchiront.

10° AZOTATE DE POTASSIUM

Form. atom..... $KAzO^3$
Form. en équiv..... KO,AzO^5

315. **État naturel. Formation.** — Ce sel est appelé aussi nitrate de potassium, nitre, salpêtre.

Il prend naissance lorsque l'acide azotique libre se trouve en contact avec des calcaires qui présentent une certaine porosité et qui contiennent de la potasse ; la présence du feldspath en désagrégation paraît être la source la plus abondante de cet alcali, dit M. Kuhlmann.

Il y a formation d'acide azotique :

1° Dans la combinaison des éléments de l'air sous l'influence de l'étincelle électrique (cette formation est rardanse les contrées septentrionales) ;

MATIÈRES RENFERMÉES PAR LA POTASSE COMMERCIALE

MATIÈRES	POTASSE de TOSCANE	POTASSE perlasse D'AMÉRIQUE	POTASSE rouge D'AMÉRIQUE	POTASSE de RUSSIE	POTASSE des VOSGES	POTASSE DE BETTERAVES		
						SALIN BRUT	POTASSE ordinaire ÉPURÉE	POTASSE RAFFINÉE
Carbonate de potassium	74,10	7138	68,04	69,61	38,63	35,00	53,90	95,24
Carbonate de sodium	3,01	2,31	5,85	3,09	4,17	16,00	2317	2,12
Sulfate de potassium	13,47	14 38	15,32	14,11	38,84	5,00	2,08	0,70
Chlorure de potassium	0,95	3,64	8,15	2,09	9,16	17,00	19,69	1,70
Eau	7,28	4,56	non dosée	8,82	5,34	non dosée	»	»
Acide phosphorique								
Chaux et silice	1,19	3,73	2,64	2,28	3,86	27,00	0,26	0,24
	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100,00	100 00

On sépare assez facilement les 4 sels constituant les potasses brutes. D'abord le salin est mis au contact avec l'eau, qui dissout et entraine ces sels. Après concentration, le sulfate depotasse se dépose le premier; conduit dans d'autres cristallisoirs, le jus y dépose du chlorure de potassium. Le liquide qui reste est concentré dans un four à réverbère; on le conduit ensuite dans des cristallisoirs où il dépose du carbonate de soude. Enfin le jus ne renfermant que le carbonate de potassium dépose ce sel dans d'autres cristallisoirs.

2° Dans l'oxydation de l'ammoniaque provenant de la décomposition des substances organiques azotées; cette oxydation se produit particulièrement sur les corps poreux humides.

Non seulement l'ammoniaque cède l'azote oxydé, mais une partie se sature d'acide nitrique et le transporte sur les bases potassiques. Le salpêtre se forme ainsi sur les murs humides, dans les caves, les écuries et les étables.

316. **Préparation industrielle.** — Le salpêtre est préparé par l'industrie avec le nitrate de sodium qui se produit naturellement et constamment à l'extrémité sud du Pérou. Extrait des nitrières, il est expédié en Europe, brut ou purifié. On le dissout et on le mélange à chaud à du chlorure de potassium. Par une double décomposition, il se forme du chlorure de sodium qui se dépose et de l'azotite de potassium qui reste dissous. On concentre cette solution jusqu'à 52° Baumé et on laisse cristalliser. Le salpêtre obtenu est purifié par une nouvelle dissolution et une nouvelle cristallisation. Enfin lavé et turbiné, il est livré à la fabrication des poudres en forme de neige.

On le prépare quelquefois avec les matériaux provenant de la démolition des vieux murs qui avoisinent le sol.

317. **Propriétés.** — L'azotate de potassium cristallise anhydre, en prismes droits, à base rhombe. Sa solubilité augmente avec la température :

100 gr. d'eau dissolvent 13 gr. de nitre à 0°;
— 85 — 50°;
— 246 — 100°;
— 335 — 115°,9.

Le salpêtre fond vers 350°. A une température plus élevée, il perd de l'oxygène et se transforme en azotite : $KAzO^3 = KAzO^2 + O$.

Projeté sur des charbons, l'azotate de potassium fuse; et son oxygène devenu libre active la combustion : ce sel est donc un agent d'oxydation énergique.

Un mélange intime dans la proportion de 20 de nitre et 3 de charbon projeté dans un creuset au rouge déflagre avec une violence extrême. Pour éviter tout danger, il faut opérer sur de très petites quantités :

$$2KAzO^3 + 2S = K^2SO^4 + SO^2 + 2Az, \text{ form. atom.}$$
$$KO,AzO^5 + 2S = KO,SO^3 + SO^2 + Az, \text{ form. en équiv.}$$

Un mélange de 15 parties de nitrate de potasse et 5 de

soufre qu'on projette dans un creuset, chauffé au rouge, brûle avec une flamme éblouissante :

$$4KHzO^3 + 5C = 2K^2CO^3 + 3CO^2 + 4Az, \text{ form, atom.}$$
$$4KO,AzO^5 + 5C = 4KO,CO^2 + 4CO^2 + 4Az, \text{ form. en équiv.}$$

Exp. 316. Reconnaissez la belle cristallisation du salpêtre ; projetez-en une pincée sur du charbon rouge : le sel fusera et activera la combustion.

317. Mettez, dans une capsule, un peu de sel de potasse, du salpêtre, par exemple ; versez, en parties égales, de l'alcool et de l'eau ; portez ce liquide à l'ébullition ; et mettez le feu à la vapeur : vous remarquerez que les bords de la flamme sont violets.

318. Faites fondre du salpêtre, dans une cuiller de fer ; et projetez-y quelques parcelles de bois, de charbon, de papier : vous les verrez prendre feu.

319. Mêlez intimement 1 gr. de salpêtre et 1/2 gr. de soufre ; et projetez le mélange, sur une pelle de fer rouge : la matière s'enflammera avec détonation. Tenez-vous à distance.

320. Enveloppez un mélange semblable, dans un morceau de papier ; et mettez-y le feu : vous verrez ce mélange brûler avec un grand éclat.

AGENTS EXPLOSIFS

318. 1° **Poudre.** — La poudre est un mélange intime d'azotate

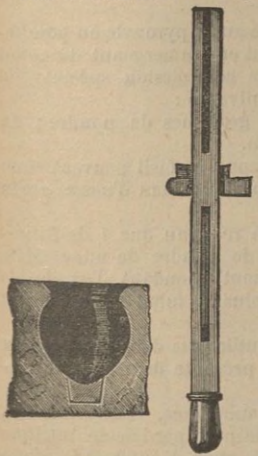


Fig. 190. — Pilon pour la fabrication de la poudre.

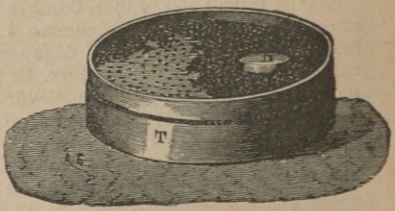


Fig. 191. — Guillaume.

de potasse raffiné, de charbon de bois léger et de fleur de soufre

bien pure. La proportion des matières n'est pas la même dans la poudre de guerre que dans la poudre de chasse. Elle varie aussi d'un pays à l'autre. Sa fabrication est simple. Après avoir pesé et réuni les matières qui doivent composer le mélange, on les broie au moyen de pilons, mus par une roue hydraulique. Puis on en fait des galettes, qu'on introduit dans un crible à gros trous. Par un mouvement de va-et-vient, la matière se divise en boules, qui tombent sur des tamis pour s'arrondir et se lisser.

La poudre est composée d'un oxydant énergique, le *salpêtre*, de deux substances très oxydables, le *charbon* et le *soufre;* aussi s'enflamme-t-elle facilement. De l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique se forment; de l'azote est mis en liberté. Portés à une haute température, ces gaz possèdent une force expansive, qui fait la puissance balistique de la poudre.

Exr. 321. Faites un mélange intime de 1 gr. de salpêtre, 0 gr. 2 de fleur de soufre et 0 gr. 2 de charbon pulvérisé : vous aurez de la poudre.

322. Avec un peu de poudre, faire des lignes sur du papier ; puis, avec un fil de fer, rouge par un bout, y mettre le feu. Si, après l'explosion, le papier n'est ni brûlé ni noirci, s'il n'a qu'une légère trace grise, c'est une preuve que la poudre est bonne.

Parvenu ici, faites le 54e devoir.

319. 2° **Fulmi-coton.** — On l'appelle aussi pyroxyle ou poudre-coton. Cette matière explosive s'obtient en immergeant du coton dans l'acide azotique. Étudié par une commission spéciale, le fulmi-coton a été jugé de la manière suivante :

Les canons de fusil supportent 30 grammes de poudre; ils éclatent avec 7 grammes de fulmi-coton.

A la charge de 2 grammes 86, les canons de fusil peuvent tirer 20,000 coups avec de la poudre; ils sont mis hors d'usage après 500 coups avec du fulmi-coton.

Pour le travail des mines, Combes a reconnu que 1 de fulmi-coton agissait à peu près comme 4 de poudre de mine. Mais l'explosion donne lieu à un dégagement abondant d'oxyde de carbone, qui peut être dangereux. De plus, le fulmi-coton est peu stable et revient à un prix trop élevé.

En résumé, le fulmi-coton ne paraît utile que dans des travaux de tunnel; son emploi dans les armes présente de grands inconvénients et de graves dangers.

320. 3° **Nitroglycérine.** — Cette substance, vraie trinitrine, fluide à la température ordinaire, se prépare par l'acide nitrique et la glycérine. Elle fait explosion par le choc. Il suffit de la chute d'un poids tombant de $0^m,25$ de hauteur, pour déterminer cette explosion qui donne lieu à un dégagement considérable de gaz et de chaleur. Par la réaction suivante, on sait que la nitroglycérine

TABLEAU RÉCAPITULATIF DES AGENTS EXPLOSIFS

NATURE de la MATIÈRE EXPLOSIVE	COMPOSITION pour 100 DE MATIÈRE EXPLOSIVE				QUANTITÉ de CHALEUR DÉGAGÉE par kilogramme (en calories)	VOLUME des GAZ FORMÉS (en mètres cubes)	PRODUIT de ces DEUX NOMBRES	Kilogrammètres DÉVELOPPÉS par kilogramme de poudre
	SALPÊTRE	SOUFRE	CHARBON	CHLORATE				
Poudre de chasse	78,0	9,8	11,0	»	641.000	0,216	139.000	272.425
» de guerre	74,7	12,45	12,25	»	608.000	0,225	137.000	258.400
» de mine	65,0	20,0	15,0	»	510.000	0,173	88.000	216.750
» avec excès de nitre	84,0	8,0	8,0	»	673.000	0,111	75.000	286.025
» à base d'azotate de sodium	»	»	»	»	764.000	0,248	190.000	324.700
» de chlorate de potassium	»	12,50	12,50	75,0	972.000	0,318	309.000	413.100
Nitroglycérine	»	»	»	»	1,320.000	0,710	937.000	561.000
Fulmi-coton	»	»	»	»	590.000	0,801	472.000	250.750
» mêlé d'azotate de potassium	46,0		»	»	989.000	0,484	480.000	420.325
» » de chlorate de potassium	»	»	»	»	1,420.000	0,484	680.000	603.500
Acide picrique	»	»	»	»	687.000	0,780	536.000	291.975
» mêlé d'azotate	»	»	»	»	923.000	0,408	376.000	392.275
» » de chlorate	»	»	»	»	1,424.000	0,408	582.000	605.200
» » d'oxyde de plomb	»	»	»	»	126.000	0,120	150.000	53.550
» » de cuivre	»	»	»	»	407.000	0,270	109.000	172.975
Picrate de potassium	»	»	»	»	578.000	0,585	337.000	245.650
» mêlé d'azotate	»	»	»	»	852.000	0,337	286.000	362.100
» » de chlorate	»	»	»	60,8	1,422.000	0,337	478.000	604.350

renferme plus d'oxygène qu'il n'en est nécessaire pour brûler ses éléments combustibles :

$$2(C^6H^5AzO^9) = 6CO^2 + 5H^2O + 6Az + O, \text{ form. atom.}$$
$$C^6H^2(HO,AzO^5)^2 = 6CO^2 + 5HO + 3Az + O, \text{ form. en équiv}$$

La nitroglycérine déchire et brise le fer ; elle disloque les montagnes et projette des masses gigantesques. Son effet pratique est entre 5 et 10 fois celui de la poudre. Elle sert particulièrement à préparer la dynamite, qui lui est préférée.

321. 4° **Dynamite.** — La dynamite est un mélange de nitroglycérine avec certaines variétés de silice solide. Moins sensible aux chocs que la nitroglycérine, elle peut être transportée et maniée presque sans danger. Son explosion s'obtient au moyen d'amorces ou fulminate de mercure. Détonant dans l'eau, la dynamite reçoit une application dans les torpilles qu'on place dans la mer pour faire sauter les vaisseaux ennemis : on provoque son explosion au moyen de l'électricité.

322. **Poudres à base de picrate.** — Vers 300° l'acide picrique, phénol trinitré (n°), se décompose avec une brusque explosion. Ses sels détonent aussi avec une grande violence. L'oxygène de ces composés étant insuffisant pour brûler complètement le carbone, on les mélange à des oxydants, tels que l'azotate ou le chlorate de potasse. Cette oxydation ferait explosion, si on ne prenait des précautions. On obtient des poudres brisantes qui détonent sous l'influence du choc ou du frottement : leur conservation présente tant de dangers qu'on ne fait le mélange qu'au moment de s'en servir.

324. **Caractères physiques des principaux sels potassiques.** — Les sels de potassium sont incolores si leur acide n'est pas coloré ; presque tous sont solubles dans l'eau.

Iodure de K : KI.	Beaux cubes blancs, transparents à l'état de pureté, solubles dans l'eau, pas déliquescents.
Bromure de K : KBr.	Cubes blancs, très solubles dans l'eau.
Chlorure de K : KCl.	Sel blanc, cristaux cubiques, bien soluble, inaltérable à l'air.
Sulfures de K : K^2S.	Cristaux jaunes, odeur sulfureuse, déliquescents, altérables à l'air.
Sulfate neutre de K : Form. atom..... K^2SO^4. Form en équiv..... KO,SO^3.	Sel blanc, cristaux prismatiques, durs, peu solubles à l'air.
Hypochlorite de K : Form. atom..... KClO. Form. en équiv..... KO,ClO.	Liquide, eau de javelle.
Chlorate de K : Form. atom..... $KClO^3$. Form. en équiv..... KO,ClO^5.	Sel blanc, lamelles hexagonales, peu soluble dans l'eau froide, inaltérable à l'air, déflagre vivement sur les charbons ardents.

AZOTATE DE K : Form. atom..... $KAzO^3$. Form. en équiv..... KO,AzO^5.	Prismes cannelés, blancs, très solubles dans l'eau; la solution a une saveur fraîche et piquante.
CARBONATE DE K : Form. atom..... K^2O,CO^2. Form. en équiv..... KO,CO^2.	Sel blanc, amorphe, déliquescent, soluble dans l'eau, rarement pur, réaction alcaline, saveur caustique.
BICARBONATE DE K : Form. atom..... CO^3KH. Form. en équiv... $KO,HO,2CO^2$.	Primes obliques, solubles dans l'eau; chauffés à 100°, ils perdent de l'acide carbonique, de l'eau et se transforment en carbonate neutre.
CYANURE DE K : KCy.	Cristaux octaédriques anhydres, solubles dans l'eau, déliquescents; agent réducteur et fort vénéneux, réaction alcaline.
FERROCYANURE DE (1) K : Form. atom.... $Cy^6FeK^4+3H^2O$ Form. en équiv. Cy^3FeK^2+HO.	Cristaux jaune-citron, solubles dans l'eau, inaltérables à l'air; à 60° ils perdent leur eau de cristallisation.
FERRICYANURE de (2) K : Form. atom.... $(Cy^6Fe)^2K^6$. Form en équiv. Cg^3FeK^2+3HO.	Cristaux rouges, solubles dans l'eau; solution jaune brunâtre.
ACÉTATE DE K : Form. atom..... $C^2H^3O^2$. Form. en équiv..... $C^4H^3O^4K$.	Sel blanc, très soluble dans l'eau : déliquescent; il existe dans la sève des végétaux et se retrouve dans les cendres.
TARTRATE ACIDE DE (3) K : Form. atom.... $C^4H^5O^6K$. Form. en équiv. $KO,HO,C^8H^4O^{10}$.	Sel blanc, peu soluble, déliquescent. Il forme la plus grande partie du tartre brut des lies de vin.

EXP. 323. Procurez-vous, le plus que vous pourrez, des sels potassiques. Vérifiez leurs caractères physiques généraux décrits au n° 334, surtout leur déliquescence et leur solubilité.

325. **Caractères chimiques. Réactions.** — Les sels potassiques produisent :

1° Par l'*acide tartrique* en excès, un précipité blanc; cristallin, si le liquide est concentré : ce bitartrate de K est soluble dans l'eau et les alcalis;

2° Par le *chlorure platinique*, un précipité jaune-serin, surtout quand la liqueur est légèrement aiguisée d'acide chlorhydrique.

Les sels de potassium colorent la flamme en bleu-violet, mais, vue à travers un vers coloré, cette flamme paraît pourpre.

Au *spectroscope*, ils donnent deux raies : une dans le rouge; une autre dans le blanc.

EXP. 324. Prenez un sel potassique, du carbonate, par exemple. Dissolvez-en un

(1) Prussiate jaune de potasse

(2) Prussiate rouge de potasse. Les ferricyanures renferment une double molécule de ferrocyanure moins 2 atomes de métal $2\,(Cy^6FeK^4) - K^2 = Fe^2Cy^{12}K^6$.

(3) Crème de tartre.

peu dans de l'eau distillée. Introduisez dans un tube d'essai une partie de cette dissolution. Mettez-y de l'acide tartrique en excès, agitez : vous obtiendrez un précipité, soluble dans les acides minéraux, les alcalis et dans 60 parties d'eau. Le caractère serait plus saisissant avec le chlorure de platine, qui est malheureusement trop cher.

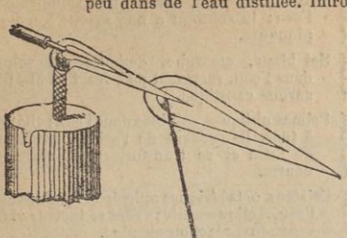


Fig. 192. — Flamme d'oxydation.

325. Fixez un peu de sel de potasse dans un anneau fait au bout d'un fil de platine. Présentez-le à l'extrémité du dard bleu de la flamme d'oxydation obtenue par le chalumeau : vous verrez une flamme violette, qui est caractéristique.

Faites le 55e devoir.

RÉSUMÉ

299. Le *potassium* a été découvert par H. Davy, au moyen d'une forte pile. Ce corps est très répandu dans la nature.

300. On prépare le potassium, en chauffant, dans un cylindre en fer battu, un mélange intime de charbon et de tartre brut.

301. Le potassium est un corps solide, blanc comme l'argent. Sa densité n'est que 0,865. A 0°, il est cassant ; à 15° il est mou ; à 62°,5, il fond et distille en vapeurs vertes.

302. Le potassium possède une si grande affinité pour l'oxygène qu'il décompose les corps pour s'en emparer.

303. L'*iodure de potassium* se prépare, en chauffant un mélange d'iode, d'eau et de limaille de fer. On s'en sert pour combattre les affections scrofuleuses.

304. Le *chlorure de potassium* existe dans la nature. Ses propriétés le rapprochent du sel de cuisine. Il sert à la fabrication du chlorate de potassium, de l'azotate de potassium, etc.

305. Le *protoxyde de potassium* est une poudre grise qu'on prépare en chauffant l'hydrate de potassium avec du potassium.

306. Le *peroxyde de potassium* se forme lorsqu'on chauffe du potassium dans un excès d'oxygène.

307. Pour préparer la *potasse caustique*, on chauffe une dissolution de carbonate de potassium dans l'eau. Quand il est parvenu à l'ébullition, on y ajoute par parties de l'eau de chaux. Décantée, on la concentre et on la coule dans une lingotière.

308. La potasse pure est opaque, à cassure fibreuse. Exposée à l'air, elle attire l'humidité et l'acide carbonique, car c'est une puissante base. Elle corrode les tissus organiques, etc.

309. *L'hypochlorite de potassium*, appelé *eau de javelle*, se prépare avec le chlorure de chaux et le carbonate de potassium ; c'est à la fois un décolorant et un désinfectant.

310. On prépare le *chlorate de potassium :*

1° Dans le laboratoire, en faisant passer un courant de chlore dans une solution de potasse caustique ;

2° Dans l'industrie, en faisant passer un courant de chlore dans un mélange de chaux éteinte et de chlorure de potassium qu'on chauffe dans un grand cylindre en plomb.

311. Le chlorate de potassium cède facilement son oxygène : c'est sur cette propriété que sont basés ses usages.

312. Le *carbonate neutre de potassium* se prépare avec le tartrate acide de potassium. C'est un sel blanc déliquescent.

313. Le *bicarbonate de potassium* se forme en faisant passer un courant d'acide carbonique dans une solution de carbonate de potassium neutre.

314. Par *potasses du commerce*, on entend un carbonate de potassium impur. En voici les principales sources :

1° *Plantes terrestres :* On les brûle dans des fosses, de 1 mètre de profondeur. Criblées et tassées, les cendres sont lessivées. On calcine ensuite le salin pour détruire les matières organiques.

2° *Lies de vin :* Elles sont égouttées, mises en pains et brûlées.

3° *Vinasses de betteraves :* C'est le résidu échappé à la cristallisation du sucre et à la fermentation alcoolique. On le brûle dans un four à réverbère.

315. L'*azotate de potassium* ou salpêtre prend naissance lorsque l'acide azotique libre se trouve en contact avec des calcaires poreux qui contiennent de la potasse.

316. L'industrie prépare le salpêtre avec l'azotate de sodium que fournit en abondance le Pérou. Sa dissolution est mélangée à chaud à du chlorure de potassium.

317. L'azotate de potassium cristallise anhydre en prismes droits à base rhombe. Projeté sur des charbons, il fuse ; son oxygène devient libre et active la combustion. Ce sel est l'agent principal de la poudre.

318. La *poudre* est un mélange de salpêtre, de soufre et de charbon de bois.

319. On appelle *fulmi-coton* une matière explosive, produite par l'immersion du coton dans l'acide azotique.

320. La *nitroglycérine* se prépare avec l'acide nitrique et la glycérine. C'est un liquide qui fait explosion par le choc.

321. Mélangée avec de la silice, la nitroglycérine produit la *dynamite*, qui peut être transportée sans danger. Son explosion s'obtient au moyen d'amorces fulminantes.

322. S'unissant à des oxydants, l'*acide picrique* forme des poudres qui détonent avec une grande violence.

323. Examinez le tableau récapitulatif, c'est le picrate de potas-

sium mêlé de chlorate de potassium, qui produit le plus de forces, de kgm.

324. Les sels de potassium sont incolores si leur acide n'est pas coloré ; presque tous sont solubles dans l'eau.

325. Les sels potassiques en solution neutre ne sont précipités ni par l'*acide sulfhydrique*, ni par le *sulfhydrate d'ammonium*, ni par les *carbonates alcalins*.

52e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 299 à 309). — Potassium, état naturel. — Sa préparation. — Propriétés chimiques. — Propriétés de l'hydrate de potassium.

2° *Calcul.* Problème 146 (230). — Quelle quantité d'eau serait décomposée par 15 gr. de potassium ? Réaction n° 295.

Probl. 147 (232). — L'action du chlore, sur l'hydrate de potasse, produit de l'eau de javelle, $2Cl + 4KHO = 2ClK^2O + 2H^2O$. Trouver l'eau de javelle qu'on obtiendrait avec 200 gr. de potasse caustique.

Probl. 148 (233). — Quel poids de potassium y a-t-il dans 100 kil. de potasse brute d'Amérique, renfermant 60 0/0 de potasse caustique ?

Probl. 149 (236). — La terre de houssage de Molfetta (Italie) contient 0,4075 de nitre. Quelle quantité de cette terre renfermerait 1 dm³ de potassium ?

53e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 310 à 314). — Chlorate de potassium, sa fabrication et ses propriétés. — Potasses du commerce, leurs sources.

2° *Calcul.* Problème 150 (232). — L'action du chlore sur une solution de potasse caustique donne naissance au chlorate de potassium, $6Cl + 6KHO = KClO^3 + 5KCl + 3H^2O$. Combien faudrait-il d'hydrate de potassium, pour préparer 100 gr. de chlorate de potasse ?

Probl. 151 (233). — Le chlorate de potasse chauffé se décompose en oxygène, chlorure et perchlorate de potasse, $2KClO^3 = KCl + KClO^4 + O^2$. Le perchlorate chauffé davantage se décompose à son tour, $KClO^4 = KCl + O^4$. Quel volume d'oxygène peut-on préparer, en chauffant la première fois 250 gr. de chlorate de potasse ? Combien resterait-il de perchlorate ?

Probl. 152 (237). — La calcination du résidu de mélasses distillées fournit 10,75 0/0 de salin, composé de : 0,09 d'eau ; 0,18 de résidu insoluble ; 0,35 de carbonate de potasse ; 0,16 de carbonate de soude Na^2CO^3 ; 0,17 de chlorure de potassium KCl ; 0,05 de sulfate de potasse K^2SO^4. On demande : 1° le poids du résidu qui a produit 1.000 kil. de carbonate de potasse ; 2° la quantité de chlore et de soufre que le salin contient.

Probl. 153 (260). — Dans la fabrication du sucre, 100 de betteraves donnent 2,8 de mélasses ; et les mélasses contiennent 208/560 d'acétate de potasse $C^2H^3O^2K$, 112/560 de chlorure de potassium KCl, et 85/560 de sulfate de potasse K^2SO^4. On demande le poids du carbonate de potasse que l'industrie peut produire avec le potassium de 13,538,412 kilogr. de betteraves. On suppose qu'il n'y a aucune perte de potassium, et qu'il se transforme tout en carbonate.

54e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 315 à 318). — Salpêtre, sa formation naturelle et sa fabrication industrielle. — Propriétés. — Poudre.

2° *Calcul.* Problème 154 (239). — 100 gr. de poudre de guerre sont un mélange

de 75,40 de nitre ; 11,80 de soufre et 12,80 de charbon. D'après un auteur, les produits de la combustion sont : 47 gr. 36 sulfure de potassium K^2S ; 32 gr. 06 acide carbonique CO^2 ; 10 gr. 21 oxyde de carbone CO et 10 gr. 37 azote. Vérifiez si les corps simples, composant la poudre, se retrouvent tous ; donnez la différence.

Probl. 155 (240). — 64,56 de salpêtre, 20,25 de soufre et 15,19 de charbon forment la poudre de mine. La combustion dégage l'azote et combine l'oxygène avec le carbone, pour former de l'acide carbonique CO^2 et de l'oxyde de carbone CO. Or, 100 gr. de poudre ont produit 17 gr. 72 d'oxyde de carbone. Le reste de l'oxygène du salpêtre se retrouve dans l'acide carbonique. On demande : 1° le volume des trois gaz dégagés dans la combustion de 125 gr. de poudre ; 2° le poids de la crasse renfermant le potassium, le soufre et un excès de charbon.

Probl. 156 (241). — Dans la poudre de chasse, la combustion dégage l'azote ; produit de l'oxyde de carbone CO, avec l'oxygène renfermé dans le salpêtre. Calculer le poids des deux gaz et de la crasse, sachant qu'on a brûlé 250 gr. de poudre, composée de : 0,7827 de salpêtre, 0,1242 de soufre, et 0,0931 de charbon.

Probl. 157 (243). — Les résidus, produits par la combustion de 100 gr. de poudre, pèsent 68 gr. 06, répartis ainsi qu'il suit : sulfate de potasse, K^2SO^4, 42 gr. 27 ; carbonate de potasse K^2CO^3, 12 gr. 64 ; hyposulfite de potasse, $K^2S^2O^3$, 3,27 ; sulfure de potassium, K^2S,43 ; azotate de potasse $KAzO^3$, 3,72 ; charbon, 0, 73 ; soufre, 0,14 ; carbonate d'ammoniaque, H^3AzCO^3, 2,86. Faites connaître le poids de chacun des corps simples qui ont été transformés en gaz, dans la combustion de 100 gr. de poudre, renfermant 78,99 de salpêtre, 9,84 de soufre, et 11,17 de charbon. On suppose que les 11 gr. 17 de charbon sont composés de 7 gr. 69 de carbone, 0 gr. 41 d'hydrogène et 3 gr. 07 d'oxygène.

55e DEVOIR

1° *Rédaction* (n°s 319 à 325). — Fulmicoton. — Nitroglycérine et dynamite. — Poudres à base de picrate. — Caractères physiques des sels potassiques. — Caractères chimiques.

2° *Calcul.* Problème 158 (671). — En 1870, à Paris, on arrêta le nommé Beaury, porteur de bombes armées de tubes, renfermant 50 gr. de fulminate détonant, composé de 20 parties de chlorate de potasse $KClO^3$; 10 de prussiate de potasse $(Cy^6Fe)^2K^6$ et 5 de soufre. Calculez jusqu'aux millièmes le poids des corps simples de ce composé.

159. Combien de calories, de litres de gaz et de kgm. produiraient 8 gr. d'acide picrique mêlé de chlorate de potassium (n° 323) ?

CHAPITRE XVI

DU SODIUM, DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS

SODIUM

Symbole..... Na.

Poids atomique et en équivalents $\frac{6,748}{0,2934} = \ldots\ldots\ldots$ 23

326. **Historique et état naturel.** — L'histoire du sodium se lie naturellement à celle du potassium : H. Davy les découvrit en même temps. Et d'ailleurs leurs propriétés sont à peu près identiques.

Le sodium existe à l'état de chlorure dans le sel gemme et les eaux de mer. Les plantes marines en renferment considérablement. Ce sont les principales sources de la soude commerciale.

327. **Préparation.** — Les procédés employés pour la préparation du potassium appliqués à la préparation du sodium ne donnent pas de grands résultats. M. Deville emploie le mélange intime suivant :

Carbonate de sodium	100 kg.
Houille de Charleroi.	45
Craie de Meudon.	15

Pulvérisé, tamisé, mélangé et calciné, le tout est introduit dans des gargousses de papier recevant des charges de 18 à 20kg. On les dispose longitudinalement dans des cylindres en tôle. Une bouteille B en fer est adaptée au cylindre au moyen d'un canon C. Les gaz s'échappent et brûlent au haut de la

bouteille. On active le feu jusqu'à ce que la flamme en sorte

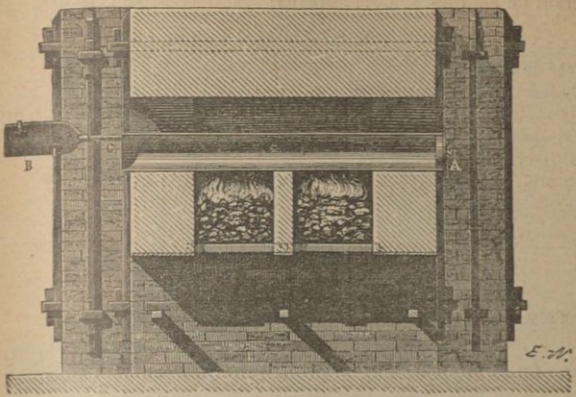


Fig. 193. — Appareil pour la preparation du sodium.

jaune; alors le sodium condensé coule et tombe dans une marmite contenant de l'huile de naphte.

328. **Propriétés.** — A la température ordinaire, le sodium est mou; ce n'est qu'à — 20° qu'il possède quelque dureté.

Il fond à 96° et distille au rouge (Exp. 326) : sa flamme est jaune.

Ce métal est blanc argentin ; fraîchement coupé, il est très brillant ; mais il se ternit vite à l'air humide, en se couvrant d'oxyde. Il peut être manié, coupé à l'air, si les instruments et les doigts ne sont pas mouillés.

Le sodium décompose l'eau : on peut faire l'Exp. 299° avec du sodium.

Ce corps ressemble au potassium ; ses affinités ont cependant moins d'énergie.

Sous l'influence d'une température élevée, le sodium enlève l'oxygène à la plupart des corps ; il s'empare aussi du chlore et produit du sel marin.

PRINCIPAUX COMPOSÉS DU SODIUM

COMBINAISON MONOATOMIQUE :

	Form atom.	Form. en équiv.
Chlorure de sodium.....	NaCL;	NaCl

COMBINAISON DIATOMIQUE :

Hydrate de sodium.....	$NaHO$;	NaO,HO

SELS OXYGÉNÉS :

Sulfate de sodium neutre...	Na^2O,SO^3;	NaO,SO^3
Carbonate de sodium neutre.	Na^2O,CO^2;	NaO,CO^2
Cristaux de soude.....	Na^2O,CO^2+10H^2O;	NaO,CO^2+10HO
Bicarbonate de soude.....	$NaHCO^3$;	$NaO,HO,2CO^2$
Borate de sodium, borax ordinaire.....	$Na^2Bo^4O^7$;	$NaO,2BoO^3$

1° CHLORURE DE SODIUM

Formule atomique et en équivalents..... $NaCl$

329. **État naturel et extraction.** — Sous les noms de *sel de cuisine*, sel marin, ce corps a été connu de toute antiquité par sa saveur caractéristique.

Il est très abondant dans le sein de la terre, où il forme des couches de sel gemme qu'on exploite comme la houille. On le trouve aussi dans des sources d'eau sortant de ces terrains, L'eau de mer tient en dissolution de 0,0636 à 0,1100 de chlorure de sodium, qu'on retire par l'évaporation de l'eau.

Généralement on fait arriver l'eau de mer dans des réservoirs successifs, appelés *marais salants :* dans le premier, elle dépose les matières terreuses et les sels de chaux qu'elle contenait; puis, par des rigoles, on la fait couler dans d'autres réservoirs moins profonds, où le sel se dépose en forme de cristaux.

Balard a reconnu qu'après avoir déposé du chlorure de sodium, les eaux qui restent, tiennent en dissolution d'autres sel, tels que sulfate de soude et de magnésie : leur exploitation s'est ajoutée à celle du sel de cuisine.

En France, les marais salants, sur le bord de la mer, occupent une superficie de 24240 hectares. Comme le sel gemme et le sel marin bruts sont impurs, on doit les raffiner avant de les livrer à la consommation.

On retire le chlorure de sodium des eaux de source par l'évaporation dans des *bâtiments de graduation.* Ce sont des hangars où sont disposés des fagots d'épines. On y fait tomber l'eau pour présenter une large surface à l'évaporation. Du

bassin où l'eau est recueillie, on la remonte avec des pompes jusqu'à ce que la concentration soit suffisante, de 15° à 20°.

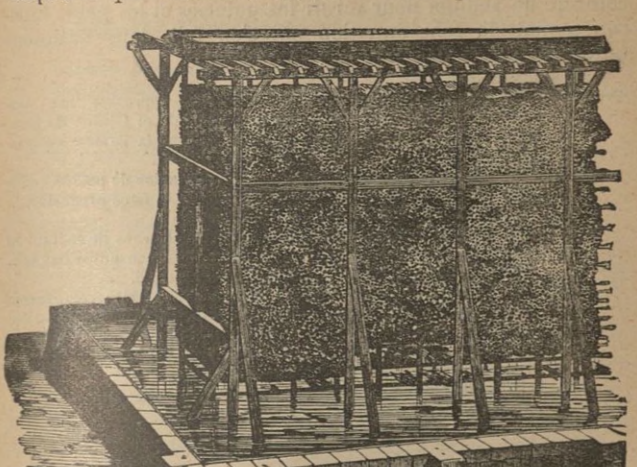


Fig. 191. — Bâtiment de graduation.

330. **Propriétés et usages.** — Le chlorure de sodium cristallise en cubes qui s'accolent et présentent l'aspect de pyramides creuses ou trémies. Ses cristaux sont transparents, diathermanes. Ils sont anhydres ; mais, renfermant de l'eau interposée, ils décrépitent, lorsqu'on les chauffe. (Exp. 327.)

Le chlorure de sodium fond au rouge et se volatilise au blanc.

Sa solubilité augmente peu avec la température. (Exp. 328, 329.)

Un mélange de sel et de neige produit un réfrigérant.

Le chlorure de sodium en solution concentrée est précipité par l'acide chlorhydrique.

Attaqué par l'acide sulfurique, il donne lieu à un dégagement d'acide chlorhydrique et à la formation de sulfate de sodium.

Une grande quantité de sel de cuisine est employée pour la

production de deux importants composés : l'acide chlorhydrique et le sulfate de sodium de la soude. On se sert aussi du chlorure de sodium pour vernir les poteries et les grès. Chacun connaît la consommation qui s'en fait dans l'alimentation.

Exp. 326. Mettez un peu d'alcool dans une soucoupe ; approchez une allumette, et mettez-y le feu : la flamme sera pâle et teintée de bleu. Puis ajoutez-y un peu de chlorure de sodium : la flamme se colorera en jaune.

327. Le décrépitement du sel est causé par la vaporisation de petites quantités d'eau renfermée dans les cristaux : par sa force expansive, la vapeur jette au loin les débris. Expérimentez-le.

328. Dans une capsule, mettez de l'eau froide et du chlorure de sodium en excès de ce que l'eau peut dissoudre ; dans une autre capsule, faites une dissolution de salpêtre, avec excès aussi.

329. Faites bouillir séparément les deux liquides (Exp. 328) : vous verrez l'excès du sel marin rester solide ; au contraire, l'excès de salpêtre se dissoudra.

330. Évaporez l'eau de la capsule qui contient du sel de cuisine : vous remarquerez un dépôt de chlorure de sodium.

331. Laissez au contraire refroidir le liquide où est le salpêtre : vous verrez un dépôt cristallin.

2° HYDRATE DE SODIUM ou SOUDE CAUSTIQUE

Formule atomique..... NaHO
Formule en équivalents..... NaO,HO

331. **Préparation et propriétés.** — La préparation se fait avec le carbonate de sodium et la chaux. On suit la même marche que pour la préparation de la potasse caustique (n° 307).

La soude caustique constitue une masse opaque, blanche, à cassure fibreuse. Sa densité est 2. Elle fond au rouge sombre.

Exposée à l'air, elle attire l'humidité et tombe en déliquescence. Puis, se carbonatant par l'action de l'acide carbonique de l'air ambiant, elle devient efflorescente, pulvérulente, contrairement à l'hydrate de potasse qui devient et reste déliquescent par l'effet de l'humidité et de l'acide carbonique.

Remarque. — Les combinaisons du sodium avec le soufre présentent peu d'intérêt. Avec les éléments triatomiques, le sodium forme des composés hors de notre cadre.

Arrivé ici, faites le 56e *devoir.*

3° SULFATE DE SODIUM NEUTRE

Formule atomique..... Na^2O,SO^3
Formule en équivalents..... NaO,SO^3

332. **État naturel. Préparation et propriétés.** — On le trouve anhydre aux environs de Madrid et au Pérou ; on le rencontre hydraté à Ischl en Autriche et dans les mines de sel gemme. Il est très abondant dans l'eau de mer. C'est des eaux mères, qui ont déposé du chlorure de sodium, qu'on l'extrait. On le fabrique aussi en décomposant le sel marin par l'acide sulfurique :

$$2NaCl + H^2SO^4 = 2HCl + Na^2SO^4, \text{ form. atom.}$$
$$NaCl + SO^3,HO = HCl + NaO,SO^3, \text{ form. en équiv.}$$

La solubilité du sulfate de sodium est faible à froid : elle est maximum à 33°. Il cristallise avec 7 molécules d'eau $Na^2O.SO^3 + 7H^2O$, ou, par l'addition d'un cristal dans une solution sursaturée, avec 10 molécules $Na^2SO^4 + 10H^2O$. On l'appelait autrefois *sel admirable* ou sel de Glauber, nom du chimiste qui l'a découvert. A l'air, il s'effleurit et tombe en poussière. Il fond dans son eau de cristallisation, lorsqu'on le chauffe.

Le sulfate de sodium sert à la fabrication de la soude (n° 333). On l'emploie aussi dans le verre à vitres. C'est un précieux purgatif : en Allemagne, deux fois la semaine, on en mêle aux aliments des bestiaux.

On connaît un sulfate de sodium acide $\left.\begin{matrix}Na\\H\end{matrix}\right\}SO^4$

Exp. 332. Disposez sur un charbon un beau et gros cristal de soude ; faites-y arriver une flamme au moyen du chalumeau : d'abord le sel se dissoudra dans son eau de cristallisation ; puis il séchera et subira la fusion ignée, comme les sels anhydres.

333. Mettez 50 gr. d'eau dans un matras : chauffez : quand sa température sera à 33°, ajoutez-y 150 gr. de sulfate de sodium. Portée à l'ébullition, cette dissolution laissera déposer des cristaux de sulfate de soude anhydres ; refroidie, elle donnera des cristaux hydratés.

334. Prenez deux matras ; mettez dans chacun 50 gr. d'eau à 25°. Introduisez dans l'un 100 gr. de sulfate de sodium hydraté : la température s'abaissera. Mettez dans l'autre matras 100 gr. de sulfate de soude effleuri : la température de l'eau s'élèvera, par suite de la combinaison de l'eau avec le sel.

4° CARBONATE DE SODIUM NEUTRE

Formule atomique ..... Na^2O,CO^2
Formule en équivalents ..... NaO,CO^2

333. **Sa production. Ses usages.** — Le carbonate de soude constitue en grande partie la valeur des soudes du commerce, qu'on divise en *soudes naturelles* et *soudes artificielles*.

Les premières proviennent de l'incinération des plantes qui croissent en abondance sur les bords de la mer. Après avoir recueilli et fait sécher ces végétaux, on les fait brûler, en plein air, dans des fosses. La chaleur s'élève au point de fondre la cendre. On obtient ainsi une masse grise que l'on casse, et qu'on livre au commerce dans des barils : c'est ce qu'on appelle *soude* ou *sel de soude* brute. Les soudes les plus estimées sont celles d'Alicante et de Malaga.

Ce sel reçoit une grande application dans la savonnerie, la verrerie. En 1872, pendant la cherté de la houille, on mêlait le sel de soude avec le charbon et l'argile pour en faire un combustible économique.

Les terribles événements de 1793 rendaient très difficile l'arrivée en France des soudes d'Espagne. On se mit à la recherche de la soude. Nicolas Leblanc trouva le moyen de convertir en carbonate de soude, par la craie et le charbon, le sulfate de sodium, obtenu avec le sel marin. Son procédé est encore suivi aujourd'hui.

On fait un mélange de 225 kg de SO^4Na^2, de 240 kg de CO

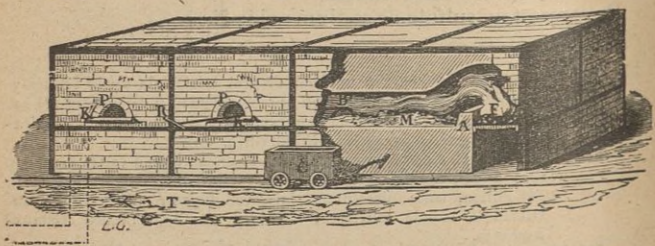


Fig. 195. — Four à soude.

Ca et de 120 kg de houille, qu'on introduit avec la pelle par la porte de travail P'. Égalisée sur la sole, en briques réfrac-

laires, la masse est ensuite brassée et poussée en B'; puis en M, près de l'autel A, point où la chaleur est le plus intense.

Le charbon, en brûlant, réduit le sulfate de sodium en sulfure : ce dernier agit sur le carbonate de calcium. De l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique se dégagent. Il reste une masse en forme de pains qu'on sort par la porte de travail P. Voici la réaction :

$2SO^4Na^2 + 3CO^3Ca + 7C = 2CO^3Na^2 + 2CaS + CaO + 2CO^2 + 6CO$
form. atom.
$2NaO,SO^3 + 3CaO,CO^2 + 7C = 2NaO,CO^2 + 2CaS + CaO + 2CO^2 + 6CO$, form. en équiv.

COMPOSITION DES PAINS DE SOUDE BRUTE

CaS	CO^3Na	SO^4Na^2	SILICATE de Na	ALUMINATE de Na	NaCl	CaO	CO^3Ca	OXYDE de Fe	CHARBON
29,96	44,80	0,92	1,52	1,44	1,85	9,68	5,92	1,21	1,20

Cette soude brute est réduite en poudre et est soumise à un lessivage méthodique. Les appareils de lixiviation ne sont pas tous les mêmes. Celui qui est représenté, fig. 196, se compose de cuves où sont suspendus des paniers rectangulaires en tôle

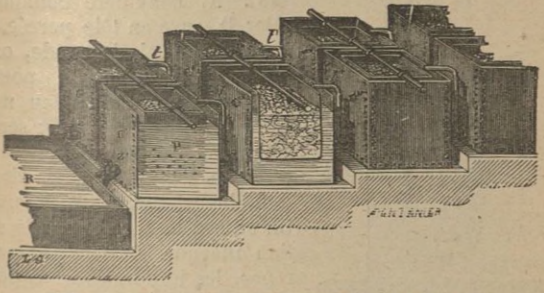


Fig. 196. — Appareil pour le lessivage de la soude brute.

percée. Leur disposition en gradins permet à l'eau de couler d'une cuve à l'autre, de manière qu'elle passe dans toutes les cuves. De C, elle arrive, par les robinets Z, dans le bassin R saturée de carbonate de soude.

Introduite dans de grandes cuves D et E, la solution se concentre. Lorsqu'elle est parvenue à 33° Baumé, on la siphone dans le four B (fig. 197). Sous l'action de la chaleur, elle de-

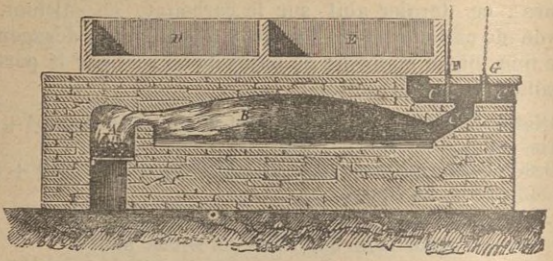


Fig. 197. — Cuves et four pour la fabrication du sel de soude.

vient d'abord pâteuse, puis elle se transforme en un produit blanchâtre : c'est le sel de soude.

5° CRISTAUX DE SOUDE

Form. atom..... $Na^2O,CO^2 + 10H^2O$
Form. en équiv..... $NaO,CO^2 + 10HO$

334. — **Leur fabrication. Leurs usages.** — On les fabrique dans l'appareil fig. 198 : A, chaudière conique en tôle; D, cuve en tôle percée, renfermant le sel de soude, on la meut au moyen de poulies; B, tuyau amenant l'eau nécessaire; C, tuyau de vapeur servant à chauffer. Lorsque l'eau est parvenue à l'ébullition, la dissolution du sel marche rapidement. On enlève la cuve quand la solution marque 31° Baumé; par le repos, les impuretés se déposent au fond de la chaudière, enfin on siphone la solution dans des cristallisoirs.

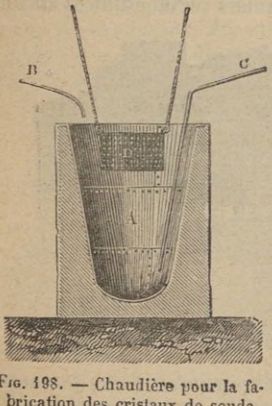


Fig. 198. — Chaudière pour la fabrication des cristaux de soude.

Les cristaux de soude, vulgairement appelés cristaux de potasse, sont généralement plus purs

que le sel de soude, si l'on fait abstraction de l'eau de cristallisation.

Ils reçoivent une application en teinturerie pour dissoudre les matières colorantes. Dans les usages domestiques, on s'en sert pour laver le linge, nettoyer les planchers, etc.

Exp. 335. Chauffez des cristaux de soude dans une capsule : à 34°, ils fondront dans leur eau de cristallisation. Continuez à chauffer ce liquide entre 75° à 87°, le sel ne retiendra plus qu'une molécule d'eau.

6° BICARBONATE DE SOUDE ou CARBONATE ACIDE DE SODIUM

Form. atom..... $NaHCO^3$
Form. en équiv..... $NaO,HO,2CO$

335. **Sa fabrication. Ses propriétés. Ses usages.** — Le bicarbonate sodique se forme, lorsque le carbonate de sodium neutre est en contact avec de l'acide carbonique. Pour le préparer, on dispose des fragments de cristaux de soude dans un vase percé d'en bas et où l'on fait passer un courant d'acide carbonique. Toute l'eau de cristallisation s'écoule : il reste du carbonate de sodium acide.

Il ne faut pas croire que le bicarbonate de sodium acide présente une réaction acide ; c'est tout le contraire; ce sel a une saveur alcaline et il bleuit le papier rouge de tournesol.

Il est employé en médecine pour faire disparaître l'acidité de certaines sécrétions, de l'urine en particulier; c'est un remède contre la gravelle. Le bicarbonate de soude constitue la valeur de l'eau minérale de Vichy.

Exp. 336. Chauffez du bicarbonate de soude : il perdra de l'acide carbonique et de l'eau, et se transformera en carbonate de soude neutre pur :

$2NaHCO^3 = Na^2O,CO^2 + H^2O + CO^2$, form. atom.
$NaO,HO,2CO^2 = NaO,CO^2 + HO + CO^2$, form. en équiv.

BORATES DE SODIUM. BORAX.

336. **État naturel. Propriétés. Usages.** — Le bore, étant polyatomique, forme plusieurs anhydrides : de là des

borates différant par les proportions de l'acide et de la base.

Le borate le plus connu ou borax est formulé comme suit :

$N^2Bo^4O^7$, form. atom.
$NaO,2BoO^3$, form. en équiv.

Le borax existe en dissolution dans certains lacs du Thibet. C'est de là que l'Europe le tirait autrefois. Aujourd'hui l'industrie le produit en grande quantité avec l'acide borique de Toscane.

Quelle que soit son origine, le borax est raffiné avant d'être livré au commerce. On en distingue deux variétés : une en cristaux prismatiques renfermant 10 molécules d'eau $Na^2Bo^4O^7+10H^2O$; l'autre en cristaux hexaédriques, ne contenant que 5 molécules d'eau. Le premier, moins dense que le dernier, est un peu efflorescent. Leur cassure est vitreuse ; leur saveur, alcaline. Chauffé, le borax fond dans son eau de cristallisation ; à la chaleur ignée, il donne un liquide limpide, qui, en refroidissant, ne cristallise pas, mais donne un verre incolore. Si, en le chauffant, on le mélange avec un oxyde, il forme un verre coloré, qui fait connaître la nature du métal.

Le borax reçoit ainsi, par le chalumeau, une belle application dans l'analyse des minéraux. C'est avec ce sel qu'on fait les soudures et les brasures des métaux.

Exp. 337. Chauffez au rouge un bout de fil de platine présentant un anneau ; trempez-le dans le borax et chauffez de nouveau : il se formera une perle intense incolore. Trempée dans une dissolution d'un métal, elle se colore différemment : dans le cobalt, elle devient bleue, dans le sesquioxyde de fer, elle se colore en rouge, etc.

338. Disposez sur une feuille de cuivre de petites dimensions un fil de fer et un morceau d'étain en rapport. Chauffez-les dans la flamme d'une lampe : l'étain fondra ; mais les 3 métaux ne seront pas soudés. Mettez ensuite du borax en poudre sur le cuivre et l'étain ; chauffez de nouveau : les 3 métaux seront soudés. C'était une mince couche d'oxyde qui empêchait les métaux de se souder ; or le borax dissout les oxydes et forme une légère couche autour d'eux.

337. **Caractères** physiques des principaux sels sodiques. — Les sels de sodium sont incolores, si leur acide n'est pas coloré ; ils sont généralement très solubles et presque tous efflorescents.

Iodure de Na : NaI. { Sel blanc cristallin ; au contact de l'air, il se décompose et jaunit.

Chlorure de Na : NaCl { Sel blanc, cristaux cubiques ou trémies, décrépite par la chaleur, soluble dans l'eau.

Sulfure de Na : Form. atom..... $Na^2S + 9H^2O$. Form. en équiv..... $NaS + 9HO$.	Sel de Barèges, cristaux jaunâtres, déliquescents; odeur sulfureuse, toxique.
Sulfate de Na : Form. atom..... Na^2SO^4. Form. en équiv..... NaO,SO^3.	Cristaux efflorescents, très solubles, saveur amère.
Sulfite de Na : Form. atom..... SO^3Na^2. Form. en équiv..... $NaOSO^2$.	Sel blanc, saveur fraîche d'abord, puis sulfureuse.
Hyposulfite de Na : Form. atom..... $S^2O^3Na^2 + 5H^2O$. Form. en équiv..... $S^2O^2Na + 5HO$.	Sel blanc, gros prismes transparents; se déshydrate.
Hypochlorite de Na : Form. atom..... $ClONa$. Form. en équiv..... NaO,ClO.	Solution incolore à odeur de chlore (eau de Labarraque).
Azotate de Na : Form. atom..... AzO^3Na. Form. en équiv..... NaO,AzO^5.	Cristaux anhydres, déliquescents.
Phosphate de Na : Form. atom..... $PhO^4Na^3 + 12H^2O$. Form. en équiv..... $3(NaO)PhO^5 + 24HO$.	Sel blanc, cristaux prismatiques efflorescents, soluble dans l'eau. En le calcinant, on le transforme en pyrophosphate $Ph^2O^7Na^2$.
Arséniate de Na : Form. atom.... $Na^3AsO^4H + 12H^2O$. Form. en équiv. $2(NaO),HO,AsO^5 + 24HO$.	Gros cristaux, efflorescents, isomorphes avec ceux du phosphate.
Borate de Na : Form. atom..... $Na^2Bo^4O^7 + 10H^2O$. Form. en équiv..... $MaO.2BoO^3 + 10HO$.	Peu soluble dans l'eau; sous l'action de la chaleur, ce sel se boursoufle et fond en un verre incolore.
Carbonate de Na : Form. atom..... $Na^2CO^3 + 10H^2O$. Form. en équiv..... $NaO,Co^2 + 10HO$.	Cristaux blancs très solubles, efflorescents, saveur caustique.
Bicarbonate de Na : Form. atom..... $NaHCO^3$. Form. en équiv..... $NaO,HO,2CO^2$.	Petits cristaux rectangulaires, saveur légèrement salée et alcaline; sa solution ne précipite pas le sulfate de magnésium.

Exp. 339. Faites une collection de sels sodiques; reconnaissez leurs caractères physiques généraux, particulièrement leur efflorescence, leur solubilité. A cet effet, abandonnez-en un peu de quelques-uns au contact de l'air sec; ils se recouvriront d'une poudre farineuse ou tomberont en poussière.

338. **Caractères chimiques. Réactions.** — Les sels sodiques produisent :

1° Un précipité blanc gélatineux, par l'*acide hydrofluosilicique;*

2° Un précipité blanc, floconneux, peu soluble, par l'*antimoniate de potassium.*

Les sels de sodium communiquent aux flammes une couleur jaune. Vue à travers un verre bleu, la flamme est à peine visible.

Au spectroscope, la flamme présente une raie vive dans le jaune correspondant à la raie D Frauenhofer.

Exp. 340. Introduisez, dans un tube d'essai, un peu d'une solution de chlorure de sodium. Mettez-y de l'*antimoniate de potassium :* vous aurez un précipité blanc cristallin.

341. Présentez à la flamme d'un chalumeau le bout recourbé du fil de platine que vous aurez d'abord trempé dans une solution de chlorure de sodium : l'extrémité de la flamme s'éclairera et se colorera en jaune.

342. Versez un peu d'alcool dans une soucoupe; mettez-y le feu : la flamme paraîtra pâle. Mettez-y ensuite un peu de sodium : la flamme se colorera en jaune.

57e *Devoir.*

RÉSUMÉ

326. Le *sodium* existe à l'état de chlorure dans le sel gemme et dans les eaux de mer.

327. On le prépare avec le carbonate de sodium qu'on pulvérise avec de la houille et de la craie. Le mélange est chauffé dans une bouteille en fer d'où on le fait couler dans une marmite contenant de l'huile de naphte.

328. Le sodium est mou ; fraîchement coupé, il possède l'éclat argentin. Doué d'une grande affinité pour l'oxygène, il se ternit à l'air humide.

329. Le *chlorure de sodium* forme des couches de sel gemme qu'on exploite comme la houille.

On le retire aussi de l'eau de mer qu'on évapore.

330. Renfermant de l'eau interposée, les cristaux de chlorure de sodium décrépitent lorsqu'on les chauffe. Attaqué par l'acide sulfurique, il produit l'acide chlorhydrique et le sulfate de sodium. Chacun connaît les usages du sel de cuisine.

331. La *soude caustique* se prépare comme l'hydrate de potassium. Au contact de l'air, elle tombe en déliquescence ; puis, se carbonatant, elle devient efflorescente, contrairement à la potasse caustique, qui reste déliquescente.

332. Le *sulfate de soude*, appelé aussi sel admirable, sel de Glauber, existe à l'état naturel. Il cristallise avec 7 molécules d'eau. On l'emploie comme purgatif.

333. Le *carbonate de soude* constitue la valeur des soudes, base de la savonnerie. Nicolas Leblanc trouva le moyen de convertir, par la craie et le charbon, le sulfate de sodium en carbonate de sodium.

334. On fabrique les *cristaux de soude* avec le carbonate de sodium préparé par le procédé Nicolas Leblanc. Appelés vulgairement cristaux de potasse, ils reçoivent de grandes applications en teinturerie et dans les usages domestiques.

335. Le *bicarbonate de soude* se forme lorsque le carbonate de

soude est en contact avec de l'acide carbonique. Il a des usages en médecine et constitue la valeur de l'eau minérale de Vichy.

336. Le *borate de soude* ou *borax* sert à faire des soudures; il est aussi employé dans l'analyse des minéraux.

337. Les sels sodiques sont incolores, si leur acide n'est pas coloré; ils sont généralement très solubles, et presque tous sont efflorescents.

338. Deux réactifs précipitent les sels de soude de leur solution l'*acide hydrofluosilicique* et l'*antimoniate* de potassium.

Ils communiquent aux flammes une couleur jaune.

56e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 326 à 331). — Sodium, sa préparation. — Chlorure de sodium, son extraction. — Soude caustique.

2° *Calcul.* Probl. 160 (273). — Le sel gemme brut, tel qu'on le trouve dans le sein de la terre, a une densité de 2,257, et renferme 40 0/0 de sel de cuisine, densité 1,125. Or, on a un bloc de 500 kg. de sel gemme brut, qu'on transforme en sel de cuisine. Les vides entre les cristaux de sel fin étant estimés 1/8 du volume total, quel serait, en volume, le rapport du bloc entier à celui du sel obtenu?

Probl. 161 (274). — Souvent l'exploitation du sel se fait à l'état liquide, par voie de dissolution. On fait arriver des eaux douces dans l'intérieur de la mine, divisée en chambres de dissolution. Introduite pure, l'eau est retirée saturée de sel, et a une densité de 1,25. Quel volume d'eau faudrait-il faire évaporer, pour obtenir 2000 kg. de chlorure de sodium? Une quantité de sulfate de chaux, égale au 1/45 du chlorure de sodium obtenu, se sépare dans la cristallisation.

Probl. 162 (275). — Pour exploiter les eaux des sources salées, on fait passer l'eau sur des fagots d'épines entassés. Voici les concentrations successives qu'elle éprouve :

Après la 1re évaporation, le sel contenu dans l'eau égale 0,0542
— 2e — — — — 0,0731;
— 3e — — — — 0,0978;
— 4e — — — — 0,1298;
— 5e — — — — 0,1702;
— 6e — — — — 0,20.

Faites connaître le volume d'eau qui s'évapore, par litre, à chacune des cinq concentrations.

Probl. 163 (277). — Une autre eau de mer contient, par m^3 : 25 kg. de sel de cuisine et 0 kg. 250 gr. d'un sel double de potasse et de magnésie. Or, un salineur demande la quantité de sel de cuisine et de sulfate double qu'il pourra retirer de l'évaporation de 800.000 m. de cette eau. Il y a perte des 11/20 du sulfate double que l'eau tenait en dissolution.

57e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 332 à 338). — Sulfate de sodium. — Fabrication du carbonate de soude, procédé Nicolas Leblanc. — Cristaux de soude. — Bicarbonate de soude. — Borax.

2° *Calcul.* Problème 164 (271). — Les verres de glace de Bohême renferment 0,759 de silice SiO^2 et 0,175 d'oxyde de sodium Na^2O. Ce verre est-il un silicate de soude dans les mêmes proportions que la formule $SiO^2 + Na^2O$? Fau-

drait-il doubler, tripler, quadrupler la formule de la silice pour que les proportions fussent les mêmes ?....

Probl. 165 (278). — Avec la quantité d'acide sulfurique qui renfermerait 13.000.000 kg. de soufre et du sel marin contenant 0,987 de chlorure de sodium, quel poids d'acide chlorhydrique gazeux et de carbonate de soude pourrait-on fabriquer (nos 326) ? Calculer aussi la quantité de sel marin employé.

Probl. 166 (282). — Quel poids de cristaux de soude faudrait-il, pour donner 1 kil. 1/2 de carbonate de soude ne renfermant que 0,0188 d'eau, la perte étant toute en eau ?

CHAPITRE XVII

DE QUELQUES AUTRES MÉTAUX ALCALINS; DE L'ANALYSE SPECTRALE; DE L'ALCALIMÉTRIE

AUTRES MÉTAUX ALCALINS

339. **Lithium.** — A côté du potassium et du sodium vient se classer un autre métal alcalin le *lithium*, corps très léger, qui forme avec l'oxygène un oxyde dont voici la formule :

Form. atom. Li^2O
Form. en équiv. LiO

C'est à l'état d'hydrate LiHO que ce corps est le plus répandu. Et encore est-il peu abondant, bien qu'il soit assez diffusé. On constate sa présence dans l'eau de mer, dans d'anciens feldspaths, dans les cendres du tabac. Les recherches de ce composé se font à l'aide du spectroscope.

Remarque. — Le césium, le rubidium et le thallium, que plusieurs caractères placent à côté des métaux alcalins, ont été découverts par l'*analyse spectrale*.

ANALYSE SPECTRALE

340. **En quoi elle consiste.** — Un faisceau de lumière solaire traversant un prisme produit, sur un écran, une image allongée et colorée d'une infinité de teintes : c'est le *spectre solaire*. On a rapporté ces couleurs à sept types : *rouge, orange, jaune, vert, bleu, indigo, violet ;* elles sont rangées par ordre de déviation croissante.

La réfrangibilité d'un faisceau lumineux n'a pas la même largeur pour toutes les couleurs. Elle va en augmentant du rouge au violet. Chaque couleur occupe une position déterminée et désignée par une des lettres de l'alphabet : A, B, C, D, E, F, G, H. Ce sont des points de repère : A est dans le rouge ; B est à la limite du rouge et de l'orangé ; C, entre orangé et le jaune ; D, dans le jaune E, dans le vert ; F, dans le bleu ; G, dans l'indigo ; H, dans le violet.

Passant à travers un prisme, les flammes donnent aussi des *spectres*, qui caractérisent les substances volatilisées dans la flamme : la réfraction du même corps produit toujours les mêmes raies et à la même place. Tel est le principe de l'analyse spectrale, qui a tant contribué aux investigations scientifiques. Avec le spectroscope, on décèle jusqu'à des traces de certains corps :

Sodium 0mgr. 000. 000. 3 ; lithium 0mgr. 000. 000. 9 ; calcium 0mgr. 000. 01 ; césium 0mgr. 000. 05 ; strontium 0mgr. 000. 06 ; thallium 0mgr. 000. 02 ; potassium 0mgr. 001 ; baryum 0mgr. 001.

ALCALIMÉTRIE

341. **Généralités.** — Aux nos 307 et 326, nous avons vu que les potasses et les soudes du commerce ne sont pas entièrement du carbonate de potassium et de sodium : toutes renferment différents sels. Et cependant leur valeur principale consiste dans leur alcali carbonaté.

L'alcalimétrie a donc pour but de déterminer la quantité de carbonate de potassium ou de sodium contenu dans les potasses et les soudes. Elle repose sur le principe suivant : les solutions alcalines bleuissent le tournesol ; les solutions acides le rougissent. Mélangées dans certaines proportions, ces solutions se neutralisent : l'acide et la base se combinent dans le rapport de leur poids atomique ; ils forment un sel.

342. **Liqueur normale.** — On fait une liqueur acide titrée, appelée *acide normal*. A cet effet, on pèse en grammes une quantité d'acide sulfurique égale au poids de sa molécule $SO^4H^2 = 98$: il doit être bien concentré et marquer 66° Baumé.



Fig. 199. — Ballon de litre jaugé.

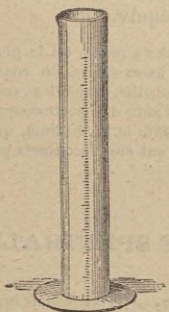


Fig. 200. — Éprouvette graduée.

Dans un ballon jaugé de 1 lit. on introduit de l'eau distillée jusqu'à moitié de sa capacité ; puis on y verse les 98 gr. d'acide ; on introduit encore de l'eau ; et, quand le flacon est revenu à la température 15°, on met de l'eau jusqu'au trait marquant l'affleurement. Un cent. cube de cette liqueur renferme $\frac{98}{1000} = 0$ gr. 098 d'acide sulfurique.

Mieux vaut faire la liqueur avec l'acide oxalique $C^2O^4H^2 + 2H^2O = 126$. Un cent. cube de cet acide normal contient $\frac{126}{1000} =$ $= 0$ gr. 126 d'acide oxalique.

343. **Procédés.** — Voici la marche du procédé de dosage : on pèse une quantité de matière égale au poids atomique d'une molécule de l'alcali déjà qualifié. On l'introduit dans un ballon de 1 litre qu'on remplit d'eau distillée (fig. 199). Ensuite avec une pipette graduée (fig. 201), on mesure un volume déterminé, 10 ou 20 cent



Fig. 201. — Pipette.



Fig. 202. — Vase à précipités.

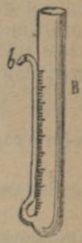


Fig. 203. — Burette.

cubes du liquide à doser qu'on introduit dans un vase à saturation (fig. 202). On y ajoute un peu de teinture de tournesol. (Il faut éviter l'excès.)

Dans le vase de saturation (fig. 202), on fait tomber goutte à

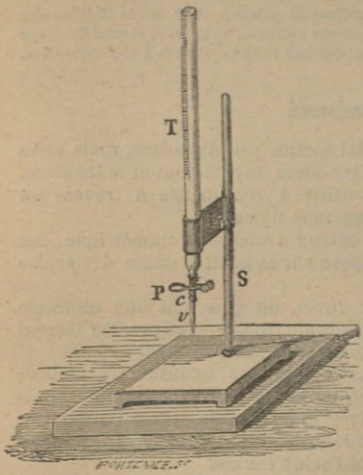


Fig. 204. — Burette Mohr.

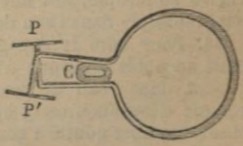


Fig. 205. — Pince de la burette Mohr

goutte l'acide normal, placé dans une burette T (fig. 204). En même

temps on agite la liqueur à doser, avec une baguette en verre. Il arrive un point où la liqueur prend une coloration qui disparaît peu à peu. On agite vivement. Il arrive que l'addition d'une goutte fait virer la couleur bleue au rouge-pelure d'oignon : le sel est formé.

Voici les molécules des alcalis, réduites en millièmes aussi, qui se combinent avec une molécule d'acide sulfurique SO^4H^2 ou d'acide oxalique $C^2O^4H^2 + 2H^2O$:

Les acides sulfurique et oxalique étant bibasiques, il faut, pour les saturer, doubler la molécule, qui ne renferme que 1 atome de métal :

Potasse caustique..... $2(KHO) = \frac{112,2}{1000} = 0,1122$

Soude caustique..... $2(NaHO) = \frac{80}{1000} = 0,080$

Ammoniaque..... $2(AzH^3) = \frac{34}{1000} = 0,034$

Carbonate de potassium. $K^2CO^3 = \frac{138,2}{1000} = 0,1382$

Carbonate de sodium... $Na^2CO^3 = \frac{106}{1000} = 0,106$

Exp. 343. Procurez-vous des échantillons de potasses et de soude et faites des essais. Suivez bien la marche indiquée, vous serez étonné de savoir ainsi doser des matières qui font l'objet d'un très grand commerce.

RÉSUMÉ

339. Le *lithium* est un metal alcalin peu abondant, mais assez diffus. Sont encore plus rares le césium, le rubidium et le thallium.

340. L'*analyse spectrale* consiste à reconnaître à travers un prisme les corps volatilisés dans une flamme.

341. Par *alcalimétrie*, on entend l'analyse volumétrique des alcalis en dissolution. Elle repose sur la neutralisation des acides par les bases.

342. Pour faire la *liqueur titrée*, on pèse soit une molécule d'acide sulfurique, soit une molécule d'acide oxalique. On dissout cette molécule dans l'eau de manière à faire un litre.

343. Pour faire le dosage, on pèse une quantité de matière égale au poids atomique d'une molécule de l'alcali qualifié. On le dissout dans l'eau de manière à faire 1 lit. On en prend un volume déterminé, on y ajoute un peu de tournesol. On y laisse ensuite tomber goutte à goutte l'acide normal

58e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 339,340,341). — Effets d'un faisceau de lumière traversant un prisme ; analyse spectrale. — Alcalimétrie ; son utilité.

2° *Calcul.* Problème 167 (630). — 612,50 d'acide sulfurique neutralisent 588,93 potasse caustique. Combien 5 gr. d'acide sulfurique en neutraliseraient-ils?

Probl. 168 (631). — Pour préparer l'acide sulfurique normal, on dissout 100 gr. d'acide sulfurique (densité 1,85) dans une quantité d'eau suffisante pour compléter le volume de 1 litre. Faites connaître la densité de la liqueur titrée.

Probl. 169. — Pour titrer une potasse brute, on en a pris un échantillon avec lequel on en a fait une liqueur décimale. Or 30 cent. cubes de cette liqueur ont été neutralisés par 18 cent. cubes d'acide sulfurique normal. On demande l'alcali K^2O,CO^2 % de cette potasse, étant donné que les molécules SO^4H^2 et K^2CO^3 se neutralisent.

CHAPITRE XVIII

DU BARYUM, DU STRONTIUM, DU CALCIUM

344. **Métaux alcalino-terreux.** — On les appelle ainsi, parce que leurs protoxydes font partie de certaines terres, et que leurs hydrates sont alcalins : leur place est donc bien après les métaux franchement alcalins. Ces trois métaux présentent un autre caractère de ressemblance, c'est l'isomorphisme de leurs composés.

BARYUM

Symbole	Ba
Poids atomique	137
Poids en équivalents	68,5

345. **Historique.** — Ce corps, découvert par Scheele, en 1774, existe à l'état de sulfate (barytine) et de carbonate (withérite). Davy le prépara en décomposant l'hydrate de baryum par la pile ; Bunsen, par l'électrolyse du chlorure de baryum fondu.

COMPOSÉS PRINCIPAUX

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure de baryum	$BaCl^2 + 2H^2O$;	$BaCl + 2HO$
Oxyde de baryum	BaO ;	BaO
Hydrate de baryum	$BaO,H^2O + 8H^2O$;	$BaO,HO + 8HO$
Sulfate de baryum	BaO,SO^3 ;	BaO,SO^3
Azotate de baryum	$Ba(AzO^3)^2$;	BaO,AzO^5
Carbonate de baryum	BaO,CO^2 ;	BaO,CO^2

346. **Généralités.** — Les composés barytiques ont une assez

grande importance. M. Kuhlmann les prépare tous de la manière suivante : Dans des fours semblables à ceux qui servent à la fabrication de la soude artificielle, on introduit un mélange finement pulvérisé de sulfate de baryum naturel, de chlorure de manganèse et de houille. A une température élevée, il se forme du sulfure de manganèse insoluble, du chlorure de baryum, qui se sépare facilement par le lessivage, et de l'oxyde de carbone, qui brûle en flammelles, colorées en vert par le baryum :

$$BaSO^4 + MnCl^2 + 4C = BaCl^2 + MnS + 4CO, \text{ form. atom.}$$
$$BaO,SO^3 + MnCl + 4C = BaCl + MnS + 4CO, \text{ form. en équiv.}$$

Telle est la fabrication du chlorure de baryum brut, qui sert à son tour à la production des autres sels barytiques.

347. 1° **Chlorure de baryum.** — On l'obtient en purifiant par des lessivages le chlorure de baryum brut (n° 346). Pour se le procurer anhydre, il faudrait en opérer la dessiccation dans des fours à réverbère. On l'emploie pour déceler et doser l'acide sulfurique; pour décomposer le sulfate de chaux des eaux séléniteuses qui s'incrustent dans les chaudières à vapeur.

Exp. 344. Introduisez une solution de chlorure de baryum dans une solution de sulfate de soude. Par une double décomposition, il se formera un précipité de sulfate de baryum, insoluble dans les acides et dans l'eau.

348. 2° **Oxyde de baryum** ou **baryte.** — Ce composé se formerait par l'oxydation directe du baryum; mais on le prépare en calcinant l'azotate de baryum.

L'*hydrate de baryum* s'obtient en mélangeant une dissolution concentrée et chaude de chlorure de baryum avec une lessive caustique de soude. (Kulhmann.)

La baryte est une terre blanche, grisâtre, spongieuse. Sa densité égale 4,73. Elle résiste aux plus grandes chaleurs. L'électricité et le potassium la réduisent; le chlore et le phosphore la décomposent à chaud. Chauffée au rouge sombre, dans un courant d'air, la baryte absorbe l'oxygène. Si le courant gazeux est arrêté et qu'on pousse le feu au rouge vif, elle rend l'oxygène et se régénère.

Exp. 345. Mêlez une solution de chlorure de baryum saturée à chaud avec une dissolution concentrée de soude caustique : vous aurez de la baryte hydratée sous forme de cristaux feuilletés.

349. **Sulfate de baryum.** — On l'obtient en introduisant de l'acide sulfurique dans une dissolution de chlorure de baryum. Le sel se forme promptement et permet de siphonner le liquide surnageant, qui consiste en acide chlorhydrique. On le lave et on le transforme en pâte au moyen d'un filtre à sac. Sous le nom de *blanc fixe*, le sulfate de baryum est employé dans la fabrication de

cartons et de papiers, dans la peinture en détrempe. Il donne une blancheur incomparable, inaltérable par l'hydrogène sulfuré. Un mélange de blanc de zinc et de blanc de baryte présente une solidité et une adhérence telles, qu'on peut l'appliquer avec sécurité sur d'anciennes peintures à l'huile. (KULHMANN.)

350. 4° **Azotate de baryum.** — Il se forme par double décomposition : à cet effet, on fait agir une dissolution, saturée à chaud, d'azotate de sodium sur le chlorure de baryum. Il est employé en pyrotechnie. C'est une source d'acide azotique ; lorsqu'on l'attaque par l'acide sulfurique, il y a production de *blanc de baryte* et d'acide nitrique.

EXP. 346. Faites à chaud une dissolution saturée d'azotate de baryum ; versez-la sur une solution concentrée de chlorure de baryum : vous obtiendrez de l'azotate de baryte en petits cristaux.

347. Mettez peu à peu de l'acide sulfurique étendu sur les cristaux d'azotate de baryum que vous avez préparés (Exp. 346). Pour constater le déplacement de l'acide azotique par l'acide sulfurique, vous y mettrez un peu de cuivre : les vapeurs rutilantes vous le prouveront. De plus vous aurez du sulfate de baryum.

351. 5° **Carbonate de baryum.** — Il existe à l'état naturel (withérite) ; mais on en fabrique un artificiellement, qui sert à extraire le sucre cristallisable des mélasses, par le procédé ingénieux de Dubrunfaut. (KULHMANN).

EXP. 348. Mettez, dans un flacon à précipités, quelques petits fragments de carbonate de baryum ; ajoutez-y de l'acide sulfurique et quelques gouttes d'acide chlorhydrique : il se formera du sulfate de baryte.

352. **Réactions caractéristiques des sels de baryum.**

1° Le *carbonate de sodium* en donne un précipité blanc de carbonate de baryte BaO,CO^2, soluble avec effervescence dans les acides chlorhydrique et azotique.

2° L'acide sulfurique en produit immédiatement, même dans les solutions les plus étendues, un précipité blanc de sulfate de baryte BaO,SO^3, insoluble dans les acides et les alcalis.

Les sels barytiques communiquent à la flamme une couleur verdâtre.

Au spectroscope, ils présentent des raies rouges, orangées, vertes et bleues.

EXP. 349. Mettez dans un tube d'essai un peu d'une dissolution barytique ajoutez-y un peu de carbonate de sodium : constatez le précipité.

350. Étendez la dissolution (EXP. 349) ; et, avec de l'acide sulfurique, précipitez le baryum qu'il y aura : constatez-le.

353. **Strontium.** — Ce corps et ses composés ont la plus grande analogie avec le baryum et ses composés.

Ses sels colorent la flamme en rouge-pourpre. Au spectro-

scope ils donnent une raie orangée, deux raies rouges et une raie bleue.

Exp. 351. Réduisez en poudre 2 gr. de strontiane, et faites-les dissoudre dans un peu d'alcool : mettez-y le feu : vous verrez une belle flamme carmin.

Faites le 59e Devoir.

CALCIUM

Symbole	Ca
Poids atomique	40
Poids en équivalents	20

354. **Historique et propriétés.** — Ce corps n'est connu à l'état de liberté que depuis 1808. Davy l'isola par la pile. Matthiessen le retira du chlorure de calcium fondu, au moyen du courant voltaïque aussi.

Le calcium est jaune pâle, mou. Il décompose l'eau pour s'emparer de l'oxygène. Chauffé à l'air, il brûle avec un éclat que l'œil peut à peine supporter ; mais la couche d'oxyde qui se forme empêche bientôt la combustion. Les combinaisons du calcium sont nombreuses et ont une grande importance.

PRINCIPAUX COMPOSÉS CALCIQUES

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure de calcium...	$CaCl^2 + 6H^2O$;	$CaCl + 6HO$
Oxyde de calcium ou chaux vive.....	CaO ;	CaO
Hydrate de chaux ou chaux éteinte.....	CaO,H^2O ou H^2CaO^3;	$CaO + HO$ ou CaO,HO
Carbonate de calcium	CaO,CO^2;	CaO,CO^2
Sulfate de calcium....	CaO,SO^3;	CaO,SO^3
Phosphate de chaux...	$(CaO)^3,Ph^2O^5$;	$(CaO)^3,PhO^5$
Hypochlorite de chaux.	$CaCl^2O^2$;	CaO,ClO

1° CHLORURE DE CALCIUM

Form atom.	$CaCl^2 + 6H^2O$
Form. en équiv.	$CaCl + 6HO$

355. **Propriétés.** — On obtient ce sel en dissolvant du marbre ou de la craie dans de l'acide chlorhydrique. Con-

centrée par la chaleur, la solution se prend en prismes à base hexagonale, très déliquescents. La solubilité de ce sel est si grande qu'il se dissout dans 1/4 de son poids d'eau. Mélangé à de la neige, à poids égal, il produit un grand abaissement de température. Chauffé, il fond dans son eau de cristallisation; à 200°, il perd 4 molécules d'eau et subit la fusion ignée. Par le refroidissement, le chlorure de calcium se prend en masse très avide d'eau : on l'emploie pour dessécher les gaz. Cependant l'acide sulfurique les dessèche encore mieux.

2° CHAUX VIVE ; CHAUX HYDRATÉE

Form. atom....	CaO ;	Form. atom....	H^2CaO^2
Form. en équiv.	CaO ;	Form. en équiv.	CaO,HO

356. **Préparation.** — On prépare la chaux en décomposant, par la chaleur, le carbonate de calcium, pierres cal-

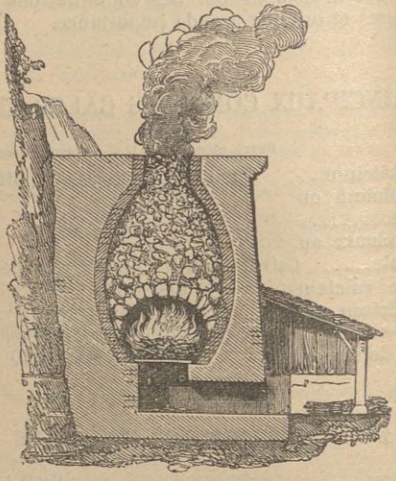


Fig. 206. — Four à chaux intermittent.

caires. Sous l'action de la chaleur, l'acide carbonique se dégage :

$$CaO,CO^2 = CaO + CO^2$$

Deux procédés sont en usage. Le 1er consiste à dresser, dans un four conique, une voûte avec de gros fragments de pierre calcaire ; on le remplit avec des morceaux plus petits ; enfin on allume le combustible disposé sur une grille (fig. 206).

Par le 2e procédé, la chaux est plus pure. On chauffe le calcaire par un foyer latéral A (fig. 207). La chaux est retirée par

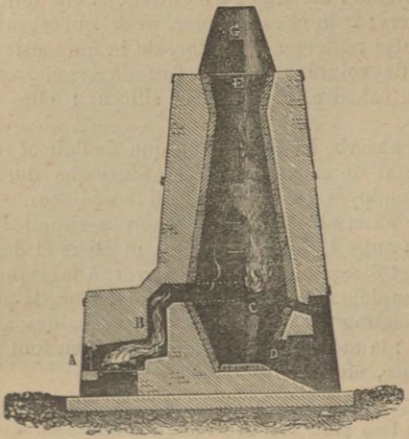


Fig. 207. — Four à chaux coulant.

l'embrasure D. Par la porte G, on introduit de nouvelles pierres.

Exp. 352. Taillez des morceaux de craie de manière à présenter 2 cent. cub. ; pesez-les pour qu'ils aient le même poids. Attaquez un de ces cubes par un acide fort ; il y aura effervescence. Disposez l'autre sur un morceau de charbon de bois, et dirigez-y le dard du chalumeau. Il aura perdu de son poids et ne fera plus effervescence sous l'action des acides : assurez-vous de tout cela.

357. **Propriétés.** — Ce composé est blanc, infusible, alcalin ; sa saveur est caustique. La chaux vive a une si grande affinité pour l'eau que leur combinaison s'opère avec bruit et dégagement de chaleur : la température s'élève jusqu'à 300°. Une grande quantité de vapeurs s'échappent, avec sifflement, des fissures de la chaux : bientôt on a une poudre blanche, qui est l'*hydrate de chaux*.

Les maçons disent alors que la chaux est éteinte. En dé-

layant la chaux éteinte dans l'eau, on obtient une bouillie blanche appelée *lait de chaux*.

Exposée à l'air, la chaux vive se désagrège et tombe en poussière ; alors on dit qu'elle se délite.

Parmi les qualités de chaux, on distingue : 1° la *chaux grasse*, qui provient des carbonates purs : elle forme une pâte blanche et liante : mélangée avec du sable, elle donne d'excellents mortiers ; 2° la *chaux maigre*, *grise*, qui est produite par des carbonates renfermant du fer, de la magnésie : elle augmente peu de volume ; 3° les *chaux hydrauliques*, qui proviennent de calcaires argileux et siliceux : elles durcissent dans l'eau.

La chaux absorbe l'acide carbonique de l'air et revient peu à peu à l'état de carbonate : c'est ainsi que durcissent les mortiers, employés à la construction des édifices.

Puissante base, elle reçoit de nombreuses applications dans l'industrie : outre la fabrication des mortiers et des ciments, la chaux sert à saponifier les corps gras, à fabriquer les bougies ; on l'emploie dans le tannage des peaux, la purification du gaz d'éclairage ; le chaulage des blés, des arbres, des terres, etc. ; la médecine et le laboratoire en font usage par l'*eau de chaux*, etc.

Exp. 353. Placez dans une assiette quelques fragments de chaux vive ; versez-y de l'eau peu à peu. Remarquez le foisonnement, la chaleur développée ; la vapeur d'eau qui se produit ; la poudre blanche, qui est l'hydrate calcique.

354. Mettez de l'hydrate de chaux dans un grand flacon ; agitez souvent ; puis laissez reposer. Enfin siphonnez la liqueur claire : vous aurez de l'*eau de chaux*. Si vous voulez augmenter la quantité de chaux dissoute, introduisez dans l'eau, en même temps que l'hydrate, un morceau de sucre. Il se formera un sucrate ou saccharate de chaux. L'eau de chaux est un réactif alcalin très commode et peu coûteux.

355. Versez quelques gouttes d'acide sulfurique sur de la chaux vive : il se formera du sulfate de chaux.

356. Laissez à l'air humide quelques fragments de chaux vive ; remarquez qu'elle se délite et tombe en poussière.

3° CARBONATE DE CALCIUM

Form. atom. et en équiv..... CaO,CO^2

358. **État naturel. Usages.** — Il fait effervescence lorsqu'il est attaqué par les acides forts. Connu sous le nom

général de *calcaire*, il forme des montagnes entières. Il constitue la coquille des œufs, des mollusques; la carapace des

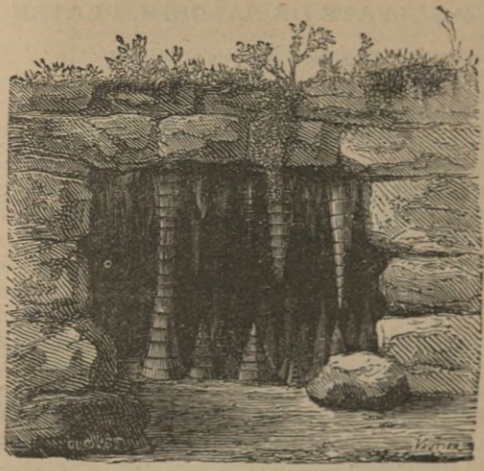


Fig. 208. — Stalactites et stalagmites.

crustacés. Le carbonate de chaux forme quelquefois de magnifiques *stalactites* ou *stalagmites* (fig. 208).

Cristallisé, le carbonate de chaux se présente tantôt en lamelles, *spath d'Islande;* tantôt en masses saccharoïdes avec cassure grenue comme celle du sucre, *marbre blanc;* tantôt il affecte les plus magnifiques teintes, *variétés de marbres colorés.*

Il existe un calcaire lithographique sur lequel on écrit et dessine avec une netteté qui rivalise avec la typographie.

Et ces moellons, ces marbres si variés qui se prêtent à toutes les formes que veut leur donner le sculpteur, ce sont des carbonates de chaux aussi bien que la craie que nous employons dans les écoles.

Le carbonate de chaux se dissout dans l'eau à la faveur de l'acide carbonique.

Exp. 357. Faites dégager un courant d'acide carbonique dans de l'eau de chaux (Exp. 230 et 354). Troublée d'abord par la formation du carbonate de chaux, l'eau deviendra ensuite claire par la dissolution du carbonate en présence de l'acide carbonique.

4° SULFATE DE CALCIUM, PLATRE

Form. atom. et en équiv., CaO,SO^3

359. **État naturel. Déshydratation.** — A l'état naturel, il renferme 2 molécules d'eau CaO,SO^3+2H^2O : alors, c'est le gypse. Entre autres variétés, on connaît le gypse cristallisé en prismes volumineux, en aiguilles, en lames, rosaces, etc.; le gypse demi-translucide, *albâtre blanc*, *albâtre gris* ou *noirâtre*, servant à faire des objets d'ornements; enfin le gypse cru, employé à la fabrication du *plâtre*. Pour déshydrater le sulfate de chaux, on procède, à peu près, de la même manière que pour chasser l'acide carbonique du carbonate de chaux. Dans des fours disposés à cet effet, on place des fragments de gypse amenés dans des wagons (fig. 209). Par la chaleur, le sulfate hydraté perd son eau de cristallisation. On défourne par les portes P. Pulvérisé en un moulin M, le plâtre est tamisé, mis dans des sacs et livré au commerce.

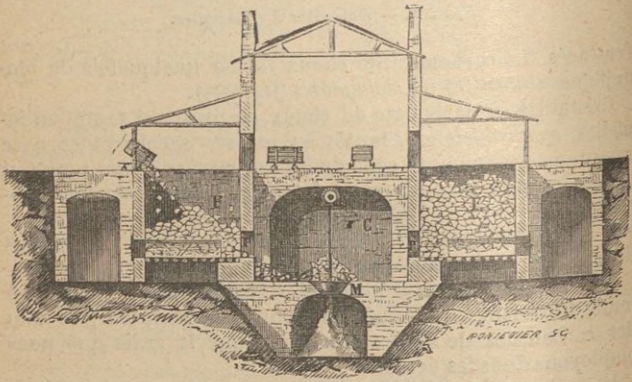


Fig. 209. — Fabrication du plâtre.

On le conserve en le soustrayant à l'action de l'air et de l'humidité; car, très avide d'eau, il s'évente et s'hydrate facilement. Pour l'employer, on le gâche avec l'eau; si l'on y mêle de la gélatine, on obtient du *stuc*.

Exp. 358. Jetez quelques pincées de plâtre dans un litre d'eau ; remuez, pour faire dissoudre ; puis filtrez. Essayez de laver du linge, avec cette eau : vous verrez des grumeaux qui rendront le blanchissage plus difficile.

359. Avec un peu de plâtre, faites une bouillie claire que vous verserez dans un moule. En quelques minutes, vous aurez un objet durci.

360. Faites dissoudre de l'azotate de chaux dans de l'eau. *On le prépare, en traitant le carbonate de chaux par l'acide azotique.* Versez de l'acide sulfurique dans cette solution. Aussitôt le mélange se fige et se solidifie : il s'est formé du plâtre. Les anciens appelaient ce phénomène *miracle chimique.*

5° PHOSPHATE DE CHAUX

Form. atom..... $(CaO)^3,Ph^2O^5$
Form. en équiv..... $(CaO)PhO^5$

360. **État naturel.** — Le phosphate de chaux est très abondant dans la nature. Il passe d'un règne à l'autre : les plantes le tirent du sol; les herbivores se l'assimilent, en se nourrissant des plantes; et les animaux le restituent au sol, par leurs déjections et surtout par leurs débris. Il entre pour plus de moitié dans la composition osseuse des vertébrés. Aussi le rencontre-t-on dans les débris fossiles d'animaux. On le trouve encore sous forme de gros cailloux appelés *coprolithes* et en gisements qu'on exploite au profit de l'agriculture

Parvenu ici, faites le 60e devoir.

6° HYPOCHLORITE DE CHAUX

Formule atomique..... $CaCl^2O^2$
Formule en équivalents..... CaO,ClO

361. **Constitution et préparation.** — On l'appelle aussi improprement *chlorure de chaux.* La formule ci-dessus, généralement admise, ne donne pas sa vraie constitution, d'après Kolb, car on ne l'a jamais obtenu anhydre. Ne tenant compte que des résultats donnés par l'analyse, il attribue à ce composé les formules suivantes :

CHLORURE SEC SOLIDE { Form. atom $Ca^3H^6O^6.Cl^4$; Form. en équiv. $Ca^3H^3O^6.Cl^2$

CHLORURE LIQUIDE... { Form. atom. $Ca^2H^4O.Cl^4$; Form. en équiv. $Ca^2H^2O.Cl^2$

Saturée de chlore, la solution de chlorure de chaux renferme le double de chlore actif. En la distillant, on obtient de l'acide hypochloreux :

$$Ca^2Cl^4O^2 + Cl^4 + 2H^2O = 2(CaCl^2) + 4HClO, \text{ form. atom.}$$
$$Ca^2Cl^2O^2 + Cl^2 + 2HO = 2(CaCl) + 2HClO^2, \text{ form. en équiv.}$$

Le chlorure liquide, qui marque ordinairement 9° Baumé, estdestiné à la consommation sur place : son transport n'est guère plus facile que celui du chlore gazeux.

On le prépare en faisant dégager du chlore par le tuyau M (fig. 210) sur de la chaux hydratée disposée en minces couches sur des tables T : tout est bien fermé. Il faut éviter

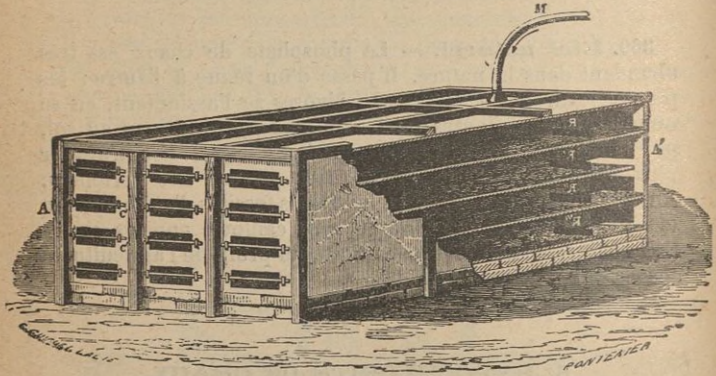


Fig. 210. — Chambre pour la fabrication du chlorate de chaux.

une trop grande élévation de température, qui donnerait lieu à du chlorate de chaux.

Exp. 361. Délayez 10 gr. de chaux éteinte dans 125 gr. d'eau. Faites passer dans ce lait de chaux un courant de chlore. Laissé en repos, le liquide s'éclaircira. Vous le maintiendrez dans l'obscurité.

362. **Propriétés et usages.** — Le chlorure de chaux solide est une poudre blanche, répandant une odeur d'acide hypochloreux. Il renferme jusqu'à 200 fois son volume de chlore.

Les plus faibles acides, comme le gaz carbonique, décom-

posent le chlorure de chaux; ils mettent en liberté l'acide hypochloreux, qui réagit sur l'hydrogène des matières organiques et donne naissance à de l'eau et à de l'acide chlorhydrique.

L'hypochlorite de chaux est fréquemment employé pour blanchir les toiles et la pâte à papier. On s'en sert aussi pour détruire les miasmes, qui renferment de l'hydrogène sulfuré; pour assainir les ateliers, les prisons, les hôpitaux, les salles de dissection, les égouts, les fosses d'aisances, etc.

Exp. 362. Avec du chlorure liquide, arrosez la classe ou vous faites les expériences.

363. Passez, avec un pinceau, du chlorure de chaux liquide sur une vieille estampe, un vieux livre; puis, lavez-les avec de l'eau fraîche : vous les restaurerez ; car l'encre d'imprimerie, ayant pour base des corps gras et du noir de fumée, résiste à l'action du chlore.

364. Blanchissez quelques chiffons, en les faisant tremper dans du chlore liquide.

365. Par les mêmes procédés, essayez d'enlever des taches faites sur du linge.

366. Trempez un morceau d'indienne dans du chlorure de chaux liquide ; puis, dans de l'acide chlorhydrique étendu de six fois son volume d'eau : l'étoffe sera décolorée.

367. Faites dissoudre un peu d'indigo dans l'acide sulfurique. Versez-y goutte à goutte une solution étendue d'hypochlorite de chaux : la solution d'indigo se décolorera tant qu'il y aura production d'acide hypochloreux.

CHLOROMÉTRIE

363. **Généralités.** — Dès la fin du dix-septième siècle, on reconnaissait la nécessité d'apprécier la valeur réelle des hypochlorites. Se basant sur la propriété que possède le chlore, uni à un alcali, de décolorer l'indigo, Decroizilles avait établi une méthode qui fut suivie assez longtemps ; mais Gay-Lussac reconnut que la solution d'indigo s'altérait, et que le moment où la décoloration cesse est difficile à saisir. Il fonda un procédé basé sur le pouvoir d'absorber l'oxygène que possèdent certains composés, appelés *réducteurs*. Or, l'acide arsénieux en est un : il est très avide d'oxygène; le chlore possède une grande affinité pour l'hydrogène. Ensemble ils décomposent l'eau pour fixer ses éléments :

$$As^2O^3 + 2H^2O + 4Cl = As^2O^5 + 4HCl, \text{ form. atom.}$$
$$AsO^5 + 2HO + 2Cl = AsO^5 + 2HCl, \text{ form. en équiv.}$$

On le voit, pour passer à l'état d'acide arsénique, 1 molécule ou 198 gr. d'acide arsénieux exigent 4 atomes ou 142 grammes de

chlore. C'est dans ces proportions que la réaction s'opère. Ainsi à 142 grammes de chlore, il faut 198 grammes d'acide arsénieux, pour passer à l'état d'acide arsénique ; à 1 litre de chlore $2{,}44 \times 1{,}3$ ou 3 gr. 172, il faudra $\frac{198 \times 3{,}172}{142} = 4$ gr. 423.

364. **Préparation de la liqueur normale.** — On prépare la liqueur de la manière suivante : On fait dissoudre 4 grammes 423 d'acide arsénieux bien pur dans 150 cent. cub. d'acide chlorhydrique ; on y ajoute 150 cent. cub. d'eau : on y met ensuite de l'eau pour faire 1 litre. De sorte que l'acide arsénieux de 1 litre de cette liqueur passe à l'état d'acide arsénique par 1 litre de chlore, qu'on peut introduire dans 1 litre d'eau : c'est à peu près le chlore renfermé dans 10 gr. de chlorure de chaux bien préparé.

365. **Essai.** — Pour faire l'essai, on prend d'abord, avec une pipette, 10 cent. cub. de la liqueur arsénieuse, qu'on introduit dans un vase à précipités ; on y ajoute une goutte de sulfate d'indigo. Puis on dissout dans de l'eau distillée, 10 gr. du chlorure de chaux à essayer ; on ajoute de l'eau de manière à former 1 litre. On rem-



Fig. 211. — Pipette.



Fig. 212. — Vase à précipités.

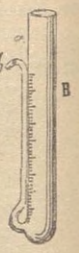


Fig. 213. — Burette.

plit ensuite la burette avec cette liqueur chlorée ; et on la laisse tomber par gouttes dans la liqueur arsénieuse. Si, pour oxyder les 10 cent. cub. de liqueur arsénieuse, il faut 10 cent. cub. de liqueur chlorée, le chlorure est au titre 100 ; s'il faut 16 cent. cub. ou 9 cent. cub., on fait les calculs suivants :

$$\frac{10}{16} = 62{,}5 ; \quad \frac{10}{9} = 111.$$

Exp. 368. Procurez-vous quelques échantillons de chlorure, et faites les essais indiqués. En suivant la marche, vous arriverez à doser ces produits, objet d'une grande industrie.

366. **Caractères physiques des principaux sels calciques.** — Les sels de calcium sont incolores.

Monosulfure de Ca : CaS.	Poudre blanche qu'on obtient en calcinant un mélange de calcium et de charbon.

Chlorure de Ca :
Form. atom..... $CaCl^2$
Form. en équiv..... CaCl
{ Sel incolore, déliquescent, qu'on obtient en dissolvant de la craie dans de l'acide chlorhydrique.

Sulfate de Ca :
Form. atom..... SO^4Ca+2H^2O
Form en équiv... CaO,SO^3+2HO
{ Gypse, plâtre. — Sel blanc, peu soluble : les eaux qui en renferment sont dites séléniteuses. Sous l'action de la chaleur, il perd ses 2 molécules d'eau qu'il reprend avec avidité, lorsqu'il est en contact avec de l'eau.

Azotate de Ca :
Form atom.... $(AzO^3)^2Ca+4H^2O$
Form. en équiv. CaO,AzO^5+4HO
{ Sel peu soluble, fondant dans son eau de cristallisation ; il a été longtemps utilisé pour la préparation du salpêtre.

Phosphate de Ca :
Form. atom..... $(PhO^4)^2Ca$
Form. en équiv..... $(CaO)^3,PhO^5$
{ Sel blanc, insoluble dans l'eau ; il existe dans les os. Le phosphate acide $(PhO^4)^2CaH^4$ apparaît en forme de lames nacrées, très solubles. — On le prépare en traitant le phosphate des os par l'acide sulfurique étendu : il est employé pour la préparation du phosphore.

Carbonate de Ca : CaO,CO^2
{ Il se présente sous plusieurs aspects : cristallisé dans le spath d'Islande, cristalloïde dans le marbre, amorphe dans la craie, etc. L'eau chargée d'acide carbonique en dissout plus que l'eau pure. Le carbonate de chaux fait effervescence dans les acides.

Hypochlorite de Ca :
Form. atom..... $CaCl^2O^2$
Form. en équiv..... CaO,ClO
{ Poudre blanche, reconnaissable à son odeur chlorée.

Exp. 369. Montrez aux élèves un échantillon de chacun des sels calciques que vous pourrez avoir. Attirez leur attention sur leurs caractères particuliers.

367. **Caractères chimiques. Réactions.** — Les solutions calciques produisent :

1° Un précipité blanc gélatineux par les *carbonates alcalins* ;

2° Un précipité cristallin par l'*acide sulfurique*, très soluble dans HCl : si la solution du sel calcique est étendue, pas de précipité ;

3° Un précipité blanc par l'*oxalate d'ammonium*, quand même la solution calcique serait très étendue.

Les sels calciques colorent la flamme en rouge-orange

Au spectroscope, les composés calciques volatils sont caractérisés par une raie verte et une raie orange très intense.

Exp. 370. Prenez un peu d'eau de chaux (Exp. 354) : mettez-y un peu de carbonate de sodium. Essayez de dissoudre le précipité dans un acide fort.

371. Versez quelques gouttes d'acide sulfurique sur une petite quantité d'eau de chaux. Faites l'essai sur une eau séléniteuse. Dissolvez ensuite ces précipités dans l'acide chlorhydrique.

372. Réduisez en poussière un fragment de craie, que vous mettrez dans une soucoupe ou sur le fond d'un verre cassé. Versez-y de l'alcool et allumez-le : la flamme présentera une couleur rouge, caractère des sels de chaux.

RESUME

344. Le baryum, le strontium, et le calcium sont appelés métaux *alcalino-terreux*, parce que leurs protoxydes font partie de certaines terres et que leurs hydrates sont alcalins.

345. Le *baryum* a été découvert par Scheele. Dans la nature, on le trouve à l'état de sulfate et de carbonate. Davy et Bunsen l'isolèrent au moyen de l'électricité.

346. Il existe des composés naturels de baryum ; mais on les prépare aussi dans des fours semblables à ceux qui servent à la fabrication de la soude artificielle.

347. On obtient le *chlorure de baryum* en portant à une température élevée un mélange finement pulvérisé de sulfate de baryum naturel, de chlorure de manganèse et de houille.

348. On prépare l'*oxyde de baryum* ou *baryte* en calcinant l'azotate de baryum. Son hydrate est une terre blanche, grisâtre et spongieuse, densité 4,73.

349. On obtient le *sulfate de baryum* en introduisant de l'acide sulfurique dans une dissolution de chlorure de baryum.

350. L'*azotate de baryum* se forme en faisant agir une dissolution d'azotate de sodium sur le chlorure de baryum. Il est employé en pyrotechnie.

351. Le *carbonate de baryum* existe à l'état naturel ; mais on en fabrique un qui sert à extraire le sucre cristallisable des mélasses.

352. Les sels barytiques en solution sont précipités par le carbonate de sodium et l'acide sulfurique.

Ils colorent la flamme en vert.

353. Le *strontium* présente de grandes analogies avec le baryum. Ses sels colorent la flamme en rouge-pourpre.

354. Le *calcium* a été isolé en 1808 pour la première fois : il est jaune pâle, mou. Son avidité pour l'oxygène est telle qu'il décompose l'eau pour s'en emparer.

355. Le *chlorure de calcium* est très avide d'eau. On s'en sert pour dessécher les gaz.

356. On prépare la *chaux vive*, en décomposant par la chaleur le carbonate de chaux.

357. Très avide d'eau, la chaux vive s'hydrate facilement. Elle se délite à l'air. Tendant à se carbonater, elle reprend l'acide carbonique de l'air.

358. Le *carbonate de calcium* ou calcaire est très répandu : il constitue des montagnes entières; cristallisé, il forme les marbres, le spath d'Irlande, etc. Attaqué par les acides forts, il fait effervescence.

359. Le *sulfate de calcium* naturel renferme de l'eau : c'est le gypse. Par la chaleur, on le déshydrate, c'est le plâtre, qui est très avide de reprendre son eau.

360. Très abondant dans la nature, le *phosphate de chaux* passe

d'un règne à l'autre. Il forme plus de la moitié de la partie osseuse des vertébrés.

361. L'*hypochlorite ou chlorure de chaux* se prépare, en faisant dégager du chlore sur de la chaux hydratée.

362. Le chlorure de chaux est une poudre blanche, renferme jusqu'à 200 fois son volume de chlore. Le gaz carbonique le décompose en mettant en liberté de l'acide hypochloreux qui réagit sur l'hydrogène des matières organiques.

363. La *chlorométrie* a pour but d'apprécier la valeur des hypochlorites. Elle est fondée sur le pouvoir d'absorber l'oxygène que possèdent les corps réducteurs, l'acide arsénieux en particulier.

364. On prépare la *liqueur normale* servant à évaluer la valeur d'un chlorure, en faisant dissoudre 4 gr. 423 d'acide arsénieux dans 150 cent. cub. d'acide chlorydrique; on y ajoute de l'eau, de manière à faire un litre de liqueur.

365. Pour l'essai, on fait dissoudre 10 gr. de chlorure à essayer. On met de l'eau de manière à faire 1 litre. On y fait tomber par gouttes de la liqueur arsénieuse.

366. Les sels calciques sont généralement incolores; la plupart sont peu solubles.

367. Les solutions calciques produisent: 1° un précipité blanc gélatineux par les *carbonates alcalins;* 2° un précipité cristallin par l'*acide sulfurique;* 3° un précipité blanc par l'*oxalate d'ammonium*. Les sels calciques colorent la flamme en rouge-orange.

59e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 344 à 353). — Procédés pour la préparation des composés barytiques. — Réactions caractéristiques des sels de baryum.

2° *Calcul.* Problème 170 (632). — Dans les îles Orcades, on trouve un carbonate de strontiane naturel (densité 3,65), renfermant: 0,686 carbonate de strontiane $SrCO^3$. Combien contiendrait de strontium un fragment de ce minerai, qui déplacerait 0 lit. 9 d'eau à l'aréomètre ?

Probl. 171 (633). — A 100° de chaleur, l'eau dissout le 1/10 de son poids de baryte BaO ; refroidie, elle retient la 1/2 de la baryte dissoute ; l'autre partie se précipite et forme un hydrate $BaO + 10H^2O$. Combien faudrait-il de baryte, pour obtenir 1 kg. de cet hydrate ?

Probl. 172 (635). — Il existe une pierre barytique naturelle qui renferme 0,975 de sulfate de baryte $BaSO^4$. On en prépare une artificielle qui contient 0,92 d'oxyde de baryum BaO. Calculer la quantité de minerai artificiel qui contiendrait autant de baryum que 100 kg. de pierre barytique naturelle.

60e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 354-361). — Chaux vive, chaux hydratée ; leur préparation. — Carbonate de calcium. — Sulfate de chaux.

2° *Calcul.* Problème 173 (292). — Laissé à l'air un certain temps, l'oxyde de calcium se transforme en hydro-carbonate de chaux : 2CaO deviennent

(CaO,CO^2), (H^2OCaO). On demande le poids de l'hydro-carbonate qui se formerait avec 450 gr. d'oxyde de calcium.

Probl. 174 (293). — 1 kg. d'hydrate de chaux à l'air libre a perdu son eau et est revenu à l'état de carbonate de chaux. On désire connaître le poids de cette nouvelle pierre.

Probl. 175 (295). — D'après M. Payen, 1 litre d'eau du puits de Grenelle tient en dissolution 0 gr. 038 de chaux, 0. gr. 003 d'acide sulfurique anhydre et 0 gr. 052 d'acide carbonique. Si la chaux était combinée avec tout l'acide sulfurique pour en faire du sulfate de chaux, et si l'acide carbonique était à l'état de bicarbonate de chaux $CaO,2CO^2$, quel serait l'excès de la chaux ou de l'acide carbonique dans cette eau ?

Probl. 176 (299). — On a enfoui 100 kg. de calcaire, renfermant 0,875 de carbonate de chaux. En admettant que tout l'acide carbonique se dégage, et qu'au contact de la lumière, ce dernier gaz se décompose, quel poids de carbone s'assimilerait-il aux plantes ?

Probl. 177 (305). — Le plâtre est quelquefois employé à la fabrication de l'acide sulfurique. A cet effet, on introduit, dans une cornue, 100 gr. de plâtre cuit et du coke réduit en poudre $CoSO^4 + 2C = CaS + 2CO^2$.

Le sulfure de calcium qu'on obtient est étouffé, refroidi, mouillé et étalé sur des tablettes où l'on fait arriver l'acide carbonique de la première réaction. Il se produit une nouvelle réaction $CaS + H^2O + CO^2 = CaCO^3 + H^2S$.

On enflamme l'acide sulfhydrique $H^2S + 3O = H^2O + SO^2$. Il se forme de l'eau et de l'acide sulfureux qu'on transforme en acide sulfurique, dans les chambres de plomb. On demande le poids des deux produits de chacune des trois réactions.

61e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 362 à 367). — Chlorométrie. — Caractères physiques et chimiques des sels calciques.

2° *Calcul.* Problème 178 (149). — Sous l'action de l'acide carbonique, les 2/3 du chlore que renfermaient 250 gr. de chlorure de chaux se sont dégagés en dix jours. Calculez le volume du chlore dégagé par heure.

Probl. 179. — Combien faut-il dissoudre d'acide arsénieux dans 1 lit. pour que chaque cent. cub. représente 1 0/0 de chlore ?

Probl. 180 (348). — L'analyse a trouvé dans un calcaire 0,541 de chaux et 0,426 d'acide carbonique. Vérifiez s'il n'y a pas excès d'acide ou de base pour faire un carbonate de chaux ordinaire.

CHAPITRE XIX

DU MAGNÉSIUM ET DE L'ALUMINIUM; DES POTERIES ET DU VERRE

MAGNÉSIUM

Symbole	Mg
Poids atomique	24
Poids en équivalents	12

368. **Propriétés.** — Le magnésium n'existe pas à l'état de liberté. On l'extrait du chlorure de magnésium. C'est un corps simple, doué d'un éclat métallique et argentin. Inaltérable à l'air sec, il se ternit à l'air humide. Il brûle avec une flamme éblouissante et produit l'oxyde de magnésium ou la magnésie MgO (Exp. 373); 72 gr. de magnésium produisent autant de lumière que 74 bougies de 100 gr. pendant dix heures.

Cet éclairage reçoit d'utiles applications dans les phares, dans la photographie des objets pendant la nuit et dans la reproduction des cavités souterraines.

Exp. 373. Procurez-vous quelques centimètres de magnésium en ruban ; tenez-le par un bout avec des pincettes ; mettez le feu à l'autre bout : vous le verrez brûler avec un éclat éblouissant. Cette combustion produit la magnésie MgO.

374. Avec un acide, rougissez un peu de teinture de tournesol ; délayez-y de la magnésie ; peu à peu la teinture redeviendra bleue.

PRINCIPAUX COMPOSÉS MAGNÉSIENS

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure de magnésium.....	$MgCl^2$;	MgCl
Oxyde de magnésium.....	MgO ;	MgO
Sulfate de magnésium.....	MgO,SO^3 ;	MgO,SO^3
Phosphate de magnésium.....	$Mg^3(PhO^4)^2$;	$(MgO)^3PhO^5$
Carbonate de magnésium.....	MgO,CO^2 ;	MgO,CO^2

369. 1° **Chlorure de magnésium.** — On l'obtient par la combustion du métal dans le chlore, ou par l'action du chlore sur la magnésie, en faisant dissoudre de la magnésie dans l'acide chlorhydrique : dans ce dernier cas, il faut concentrer la solution.

Ce sel est très déliquescent. Il existe dans les eaux de la mer et dans les marais salants.

370. 2° **Oxyde de magnésium, magnésie.** — Généralement on prépare ce composé en calcinant l'hydro-carbonate de magnésium. La magnésie est une poudre blanche, insipide et peu soluble dans l'eau. En médecine, on s'en sert pour combattre les aigreurs d'estomac ; elle purge à la dose de 8 à 10 gr. C'est un excellent antitoxique, si l'empoisonnement a eu lieu par les acides et surtout par l'acide arsénieux. Il faut toujours la délayer dans l'eau avant de la faire absorber.

371. 3° **Sulfate de magnésium.** — Appelé aussi *sel d'Epsom, sel de Sedlitz*, ce sel existe dans l'eau de mer et dans certaines eaux minérales. On le prépare dans le laboratoire en traitant le carbonate de magnésium par l'acide sulfurique étendu.

Cristallisé à la température ordinaire, il a pour formule MgO,SO^3+7H^2O. Il se présente sous forme de petites aiguilles : on l'emploie pour purgatif à la dose de 25 à 30 gr. Le magnésium forme un sulfate acide et des sulfates doubles avec le potassium, le sodium, l'aluminium.

372. 4° **Phosphate de magnésium.** — On le rencontre dans les os, dans les veines et les calculs urinaires, etc. Il se prépare en mêlant 2 parties de sulfate de magnésie avec 3 parties de phosphate sodique ; l'opération se fait en solutions c' audes. Le phosphate de magnésie retient $5H^2O$ en cristallisant.

373. 5° **Carbonate de magnésium.** — Il n'est soluble dans l'eau qu'à la faveur de l'acide carbonique. Ses cristaux sont efflorescents et renferment $3H^2O$. On trouve certains carbonates acides de magnésium qui renferment de l'eau : on s'en sert pour préparer la magnésie. Le carbonate de magnésium se trouve dans la nature combiné avec d'autres métaux tels que le calcium, le potassium.

374. **Caractères physiques des principaux sels magnésiens.** — Une saveur amère désagréable caractérise les composés solubles du magnésium. Ses sels formés par des acides incolores n'affectent aucune couleur.

La chaleur décompose ceux dont l'acide est volatil. En présence de l'ammoniaque, les sels du magnésium ont une tendance à former des sels doubles. Chauffés avec de l'azotate de cobalt, ils deviennent roses.

Exp. 375. Mettez une pincée de sulfate de magnésie dans quelques gouttes d'eau : reconnaissez sa solubilité et son amertume.

Faites cet essai avec le citrate de magnésie : vous constaterez que l'amertume est nulle.

375. **Caractères chimiques. Réactions.** — Les sels de magnésium produisent :

1° Un précipité blanc floconneux par le *carbonate de sodium ;*

2° Un précipité blanc par la *potasse* et l'*ammoniaque*.

Les sels de magnésium ne colorent pas la flamme de l'alcool.

Exp. 376. Dissolvez 10 gr. de sulfate de magnésie dans 125 gr. d'eau; versez-y une solution de carbonate de sodium, tout en agitant; remarquez le précipité : c'est la *magnésie blanche* des pharmaciens.

377. Mettez quelques gouttes d'acide chlorhydrique sur de la magnésie blanche, carbonate de calcium : l'acide carbonique se dégagera et il se formera un chlorure de magnésium très soluble.

378. Mettez de l'ammoniaque et du phosphate de sodium dans l'eau renfermant le chlorure de magnésium (Exp. 377) : il y aura formation d'un phosphate ammoniaco-magnésien.

ALUMINIUM

Symbole	Al
Poids atomique	27
Poids en équivalents	13,5

376. **Préparation et propriétés.** — Ce métal a été découvert en 1827 par Wohler; mais il n'a été préparé en grand qu'à partir de 1854, et grâce aux persévérantes recherches de M. Deville. On l'isole du chlorure double d'aluminium et de sodium au moyen du sodium :

$$Al^2Cl^6,2NaCl + 3Na^2 = 8NaCl + Al^2, \text{ form. atom.}$$
$$Al^2Cl^3,NaCl + 3Na = 4NaCl + Al^2, \text{ form. en équiv.}$$

L'aluminium est un métal blanc, malléable, ductile, inaltérable à l'air. Sa densité 2,56 est faible relativement à celle des autres métaux. Il conduit bien la chaleur et l'électricité; il peut se limer comme le fer : c'est un métal précieux.

Seul ou allié à d'autres métaux, il remplace avantageusement l'argent, dans un grand nombre de cas, car il est inaltérable à l'air, et l'hydrogène sulfuré ne l'attaque pas. On en

fait de la bijouterie, des médailles, des lorgnettes, des pince-nez; le diapason en aluminium vibre très bien. Malheureusement ce métal est encore à un prix trop élevé, 80 francs le kg.

PRINCIPAUX COMPOSÉS DE L'ALUMINIUM :

Chlorure d'aluminium.....	Form. atom.	Al^2Cl^6;
	Form. en équ.	Al^2Cl^3
Oxyde d'aluminium.....	Form. atom.	Al^2O^3;
	Form. en équ.	Al^2O^3
Alun de potasse	Form. atom.	$(SO^4)^3Al^2 + SO^4K^2 + 24H^2O$;
	Form. en équ.	$Al^2O^3,3SO^3 + KO,SO^3 + 24HO$
Alun de soude.	Form. atom.	$(SO^4)^3Al^2 + SO^4Na^2 + 24H^2O$;
	Form. en équ.	$Al^2O^3,3SO^3 + NaO,SO^3 + 24HO$
Alun ammoniacal.....	Form. atom.	$(SO^4)^3Al^2 + SO^4(AzH^4)^2 + 24H^2O$;
	Form. en équ.	$Al^2O^33SO^3 + AzH^4O,SO^3 + 24HO$
Alun de fer, à base de potasse	Form. atom.	$(SO^4)^3Fe^2 + SO^4K^2 + 24H^2O$;
	Form. en équ.	$Fe^2O^3,3SO^3 + KO,SO^3 + 24HO$

377. 1° **Chlorure d'aluminium.** — Pour fabriquer le chlorure d'aluminium, on mélange 100 parties d'alumine séchée et 4 de charbon en poudre. On les pulvérise ensemble ; et, au moyen d'un peu d'huile, on fait une pâte bien homogène. Calcinée dans un creuset, la matière est refroidie, coupée en morceaux et introduite dans la cornue E. Un dégagement de chlore se produit

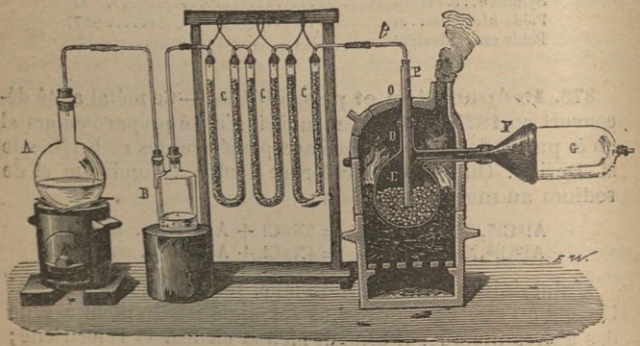


Fig. 214. — Appareil pour la préparation du chlorure d'aluminium.

dans le ballon A ; ce gaz se lave dans le flacon B, se dessèche dans les tubes C, et arrive sur la pâte par un tube en porcelaine P. Au col de la cornue D est adapté un entonnoir en grès F, tenant à une cloche G, vrai condensateur du

chlorure. L'entonnoir récipient n'est fixé que lorsque le chlorure commence à se dégager : on le reconnaît à ses fumées épaisses :

$$Al^2O^3 + 3C + Cl^6 = 3CO + Al^2Cl^6, \text{ form. atom.}$$
$$Al^2O^3 + 3C + 3Cl = 3CO + Al^2Cl^3, \text{ form. en équiv.}$$

Le chlorure d'aluminium ainsi obtenu est cristallin, fusible, déliquescent, très soluble dans l'eau ; en se dissolvant, il dégage de la chaleur.

Si l'on introduisait dans la cornue une quantité de chlorure de sodium suffisante pour se combiner avec l'alumine, on obtiendrait un chlorure double d'aluminium et de sodium.

378. 2° **Oxyde d'aluminium** ou **alumine.** — L'alumine est très répandue dans la nature. Mélangée à la silice, elle forme la base des argiles ; cristallisée, elle se présente sous l'aspect de pierres précieuses. Les lapidaires estiment surtout le corindon de Ceylan, qui est le corps le plus dur, après le diamant : c'est la poussière du corindon, mêlée à de l'oxyde de fer, qui forme l'émeri, dont on se sert pour unir le verre et polir les glaces. La présence de métaux donne des couleurs à ces pierres, qu'on désigne par des noms particuliers : *rubis*, celle qui est colorée en rouge ; *saphir*, la bleue ; *topaze*, la jaune ; *améthyste*, la violette.

L'alumine préparée est blanche, légère, douce au toucher, insipide, happant à la langue, infusible aux plus violents feux de forge. Bien qu'insoluble dans l'eau, elle se délaye parfaitement dans ce liquide, et donne une pâte liante.

Tantôt l'alumine joue le rôle de base ; tantôt elle fait la fonction d'acide : avec les acides sulfurique et silicique, elle forme des sulfates, des silicates ; combinée avec les alcalis et certains oxydes, elle compose des aluminates. L'alumine a de l'affinité pour les matières colorantes ; aussi ses sels sont-ils employés en teinturerie.

Exp. 379. Chauffez de l'alumine avec une lessive de potasse : il se formera un *aluminate ;* car dans ce cas l'alun joue le rôle d'acide.

379. 3° **Aluns.** — On appelle aluns des sels doubles, combinaisons du sulfate d'alumine avec un sulfate de potassium, de sodium, d'ammonium, etc.

On rencontre dans la nature un sulfate d'aluminium cristallisé ; celui qui est employé dans la fabrication des aluns est préparé avec l'acide sulfurique et les kaolins les plus purs.

L'alun ordinaire est le sulfate double d'alumine et de potasse. Voici les trois procédés généralement suivis pour sa fabrication, procédés qui diffèrent selon la matière première employée :

1° Avec l'*alunite*, substance pierreuse, grise, renfermant de l'alun naturel mêlé d'un peu de fer, qu'on trouve près de Rome, on obtient de l'alun sous forme de cristaux cubiques : les opérations consistent en calcinations, lavages.

2° Avec les *schistes*, qu'on rencontre, particulièrement en Pi-

cardie, sous forme de cendres noires : on les expose à l'air dans le but d'accumuler le sulfate d'alumine ; ensuite on y ajoute du sulfate de potassium : on obtient ainsi un alun octaédrique qu'on purifie par des lavages et de nouvelles cristallisations.

3° Avec les *argiles* les plus pures, ou silicates d'aluminium, les opérations se réduisent à dessécher l'argile, à la pulvériser, à l'attaquer par de l'acide sulfurique ; et, après décantation, à y ajouter du sulfate de potassium : le produit final est de l'alun octaédrique.

A l'air, l'alun s'effleurit à sa surface ; sa saveur est douceâtre, astringente. Il est plus soluble à chaud qu'à froid. Vers 92°, il fond et perd son eau ; puis il se boursoufle. Au rouge vif l'alun se décompose en acide sulfureux et en oxygène, deux gaz qui se dégagent, et en alumine et sulfate de potassium qui restent dans le creuset ; 3 parties d'alun et 1 partie de noir de fumée modérément chauffées dans une cornue donnent une poudre noire qui s'enflamme spontanément à l'air humide : c'est le pyrophore de Homberg.

L'alun est employé dans la teinturerie, comme mordant. On s'en sert pour clarifier les boissons, éclaircir l'eau bourbeuse, durcir le plâtre ; pour épiler les peaux et les préserver de l'atteinte des insectes. Astringent très énergique, il est employé pour cautériser les inflammations de la gorge.

Bien qu'on en trouve près des volcans, l'alun est un produit de l'industrie. On en distingue plusieurs variétés, d'après les localités où on le fabrique, *alun de Rome, de France, de Liège, de Smyrne, etc.*

Exp. 380. Faites dissoudre de l'alun, et traitez cette dissolution par de l'ammoniaque : vous obtiendrez de l'hydrate d'aluminium.

381. Dans la moitié de ce précipité gélatineux (Exp. 380), versez de l'acide sulfurique étendu d'eau : vous aurez du sulfate d'alumine.

382. Dans l'autre moitié (Exp. 380), versez une dissolution de potasse caustique : l'hydrate passera à l'état d'aluminate de potasse.

383. Dans une dissolution d'alun, trempez des pétales de roses ou de violettes ou de quelque autre fleur : vous les décolorerez.

384. Faites bouillir, pendant 20 minutes, 10 gr. de bois de Campêche dans 125 gr. d'eau ; mettez dans cette infusion 10 gr. d'alun : la coloration sera plus accusée.

385. Ajoutez du carbonate de sodium à la dissolution de l'Exp. 384 : l'alumine se précipitera en rouge, car elle entraîne la couleur avec elle.

380. **Caractères des sels aluminiques.** — Les sels de l'aluminium en solution sont incolores ; ils ont une saveur d'abord douce, puis astringente.

Ils forment un précipité gélatineux par la potasse, précipité soluble dans un excès de *potasse*.

Chauffés au chalumeau avec l'azotate de cobalt, les sels

aluminiques prennent une coloration d'un beau bleu caractéristique.

Exp. 386. Faites remarquer l'aspect d'un beau cristal d'alun. Dissolvez-en une partie ; et portez-en quelques gouttes sur la langue.

387. Mettez un peu de cette solution (Exp. 386) dans un tube d'essai, et ajoutez-y un peu de potasse : remarquez le précipité.

388. Humectez d'azotate de cobalt un fragment d'alun. Chauffez-le avec le chalumeau. L'acide azotique étant éliminé, le cobalt donnera à l'alun une jolie coloration bleue.

POTERIE

381. **Fabrication.** — La poterie ou *céramique* est l'art de travailler les argiles pour en faire des vases, des faïences, des porcelaines, etc. Elle a été pratiquée de temps immémorial ; car toujours on a reconnu la plasticité de certaines terres argileuses, appelées kaolins, mais qui sont en réalité des silicates à base d'alumine, de chaux ou de magnésie.

L'argile seule est même trop plastique : on corrige ce défaut avec du sable et du silex qu'on appelle *dégraissants*. Pour rendre la pâte plus fusible, on y ajoute encore des *fondants*, c'est-à-dire, des feldspaths, des quartz.

Débarrassées des pierres et des gros fragments, ces matières sont soumises à des lavages ; leur mélange opéré, on pétrit la pâte, et on façonne les objets qu'on fait dessécher à l'air, et qu'on soumet à une légère cuisson. On les recouvre ensuite de vernis et d'émaux, en les trempant dans des bouillies silicatisées. Enfin la cuisson termine le travail.

Exp. 389. Pétrissez de la terre glaise ; faites-en un petit cube ; mesurez une de ses arêtes.

390. Faites dessécher ce cube dans un four : vous constaterez qu'il s'est réduit : c'est ce qui arrive dans la fabrication des briques et de la poterie.

391. Prenez un échantillon de terre ; délayez-la dans l'eau, et agitez fortement : le sable tombera au fond. Décantez l'eau trouble, et recommencez l'opération jusqu'à ce que le sable soit bien lavé.

392. Versez de l'acide chlorhydrique sur ce dépôt : le calcaire se dissoudra. Lavez les résidus : vous verrez le sable siliceux.

382. **Variétés de poterie.** — Parmi les principales poteries, on distingue :

1° La *porcelaine* qui est fabriquée avec du kaolin bien pur : on en fait des objets d'ornementation et une riche vaisselle.

2° La *faïence* est faite avec de l'argile et de la chaux : elle est couverte d'un vernis, qui constitue une couche vitreuse : c'est la vaisselle ordinaire.

3° Le *grès*, qui est composé d'argile très plastique, constitue une

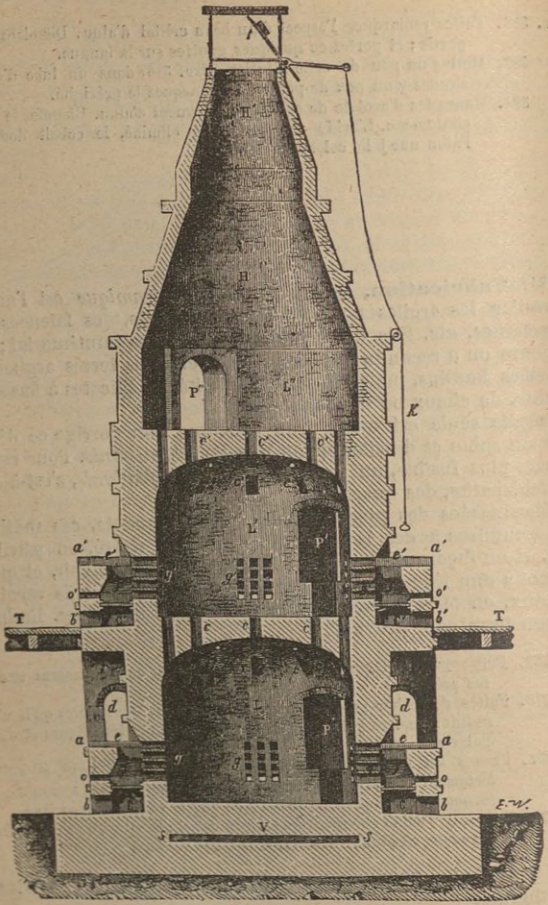


Fig. 215. — Four de Sèvres à deux étages.

aa', alandier.
bb', cendrier.
cc', ouverture pour l'air chaud.
ff', foyer.
gg', passage de la flamme.
HH', cheminée.
LL', laboratoire.
oo', ouvertures pour le passage de l'air froid pendant le petit feu.
P,P', portes.

poterie où l'on conserve bien le lait, le beurre, l'encre, etc.

4° Les *poteries communes* sont fabriquées avec des argiles figulines ou de deuxième choix : cette vaisselle grise résiste au feu nu.

VERRE

383. **Fabrication.** — Le verre est un vrai sel, un silicate. Son acide existe dans ce qu'il y a de plus commun, le *sable*.

Pour fabriquer le verre, on détermine d'abord la proportion des matières qui doivent composer le mélange ; puis on les pulvérise ; et on les calcine, pour chasser l'eau d'interposition et autres matières étrangères nuisibles. Après cette première calcination, appelée *fritte*, on introduit la masse dans des creusets en terre réfractaire. Portée et maintenue à la fusion, jusqu'à ce qu'il n'apparaisse plus de bulles à la surface, la matière est ensuite écumée et travaillée.

Avec le manche B en fer, emmanché à un cylindre en terre réfractaire A, on remue le mélange en fusion pour en faire dégager les bulles gazeuses.

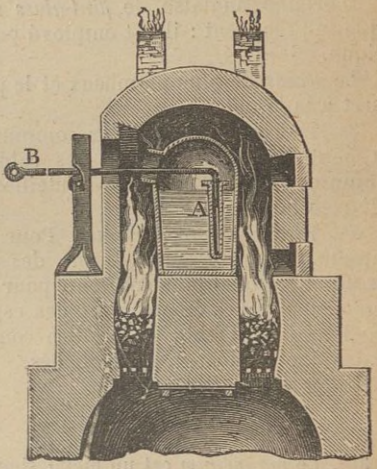


FIG. 216. — Appareil pour la préparation du flint-glass.

EXP. 393. Montrer un fragment de cristal ou un verre de vitre. Les bouteilles doivent leur coloration à un peu de fer ou de manganèse.

394. Dans un feu quelconque, chauffez fortement du silex ou une agate naturelle ; et jetez-la toute rouge dans l'eau ; puis réduisez-la en poussière fine ; et, dans une capsule, faites-la bouillir pendant 20 minutes, dans 20 gr. d'acide chlorhydrique et 5 gr. d'acide nitrique. Ensuite vous décanterez, et filtrerez jusqu'à ce que l'eau de lévigation ne soit plus acide. Vous obtiendrez de la silice en poussière blanche, insoluble.

384. **Variétés de verre.** — Il présente un grand nombre de variétés, provenant de la nature de sa base :

1° *Verres incolores.* Ils sont fabriqués avec des sables blancs, des soudes raffinées ; de la craie blanche et des débris de verre blanc : ce sont des silicates doubles de chaux et de soude. On en fait des vitres, des glaces, de la gobeleterie, etc.

2° *Cristal artificiel, flint-glass, strass.* Faits avec du sable pur, du quartz et du minium, ces silicates doubles de potasse et d'oxyde de plomb sont décolorés et rendus brillants, au moyen du borax qu'on y ajoute.

Le *cristal artificiel* n'est autre que le verre de premier choix, ayant quelques traces de plomb : on en fait toutes sortes d'objets.

D'origine anglaise, le *flint-glass* renferme plus de plomb que le précédent : il est employé pour les instruments d'optique.

Le *strass*, le plus plombeux et le plus éclatant des verres, sert à la bijouterie.

3° *Verre à bouteilles.* Plus commun que les autres, le verre à bouteilles est fait avec des sables grossiers, des soudes impures et des tessons de bouteilles. Il doit sa couleur verdâtre à la présence du fer.

4° *Verres colorés, émaux.* Pour colorer les verres, on ajoute, à la masse en fusion, des oxydes métalliques : de très petites quantités suffisent, pour produire un grand effet en couleur. Les émaux sont des espèces de verres opaques où le plomb, l'étain et la silice combinés forment des silicates, des stannates, non vitrifiés.

Faites le 62e devoir.

RÉSUMÉ

368. Le *magnésium* est un métal simple, inaltérable à l'air sec. Il brûle avec une flamme éblouissante.

369. Le *chlorure de magnésium* existe dans les eaux de mer. On l'obtient aussi en brûlant le magnésium dans le chlore.

370. L'*oxyde de magnésium* porte le nom de magnésie. En médecine, on s'en sert à la dose de 8 à 10 grammes pour combattre les aigreurs d'estomac.

371. On appelle sel d'Epsom le *sulfate de magnésie*, qui existe dans l'eau de mer ou qu'on prépare en traitant le carbonate de magnésium par l'acide sulfurique. Il s'emploie pour purgatif à la dose de 25 à 30 gr.

372. Le *phosphate de magnésie* se trouve dans les os, mais on peut le préparer en mêlant une solution de sulfate de magnésie avec une solution de phosphate sodique.

373. Le *carbonate de magnésium* se rencontre dans la nature. Il

est soluble dans l'eau, à la faveur de l'acide carbonique. On s'en sert pour préparer la magnésie.

374. Les *sels magnésiens* solubles possèdent une saveur désagréable. La chaleur décompose ceux dont l'acide est volatil.

375. Les sels de magnésium produisent : 1° Un précipité blanc floconneux par le *carbonate de sodium ;* 2° un précipité blanc par la *potasse.*

376. L'*aluminium* est un métal blanc inaltérable à l'air seul : il sert à la fabrication de lorgnettes, pince-nez, etc.

377. On fabrique le *chlorure d'aluminium*, en calcinant une pâte d'alumine et de charbon.

378. L'*alumine* existe dans la nature. Mélangée à la silice, elle forme la base des argiles ; cristallisée, elle se présente sous l'aspect de pierres précieuses.

379. On appelle *aluns* des sels doubles, combinaisons du sulfate d'alumine avec un sulfate de potassium, de sodium, etc.

380. Les sels d'alumine en solution sont incolores. D'abord douce, leur saveur est ensuite astringente.

Ils forment un précipité gélatineux par la *potasse.*

381. Les argiles sont la base de la poterie. Trop plastiques, on les dégraisse avec du sable. On y ajoute aussi des quartz pour rendre la pâte plus fusible.

382. Les principales variétés de poterie sont : la porcelaine, la faïence, les grès, les poteries communes, etc.

383. Fabriqué avec le sable, le verre est un vrai silicate. Pour éliminer les matières étrangères nuisibles, on produit de très hautes températures.

384. Les principales variétés de verre sont : les *incolores*, silicates doubles de chaux et de soude ; le *flint-glass*, silicate de potasse et de plomb ; le *verre à bouteilles*, qui doit sa couleur verdâtre à la présence du fer ; les *émaux*, silicates ou stannates de plomb, non vitrifiés.

63e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 368 à 384). — Magnésium ; ses principaux composés. — Propriétés de ses sels. — Aluminium. — Alumine. — Aluns. — Caractères des sels aluminiques. — Poterie. — Verre.

2° *Calcul.* Probl. 182 (**321**). — Le magnésium possède un pouvoir éclairant égal à 17 bougies ; il coûte 7 fr. le gr. Or, un fil de magnésium de 0 m. 985 de longueur, pesant 0 gr. 1204, suffit pour entretenir cette lumière pendant une minute. Combien coûterait pendant un an l'éclairage d'un phare, la durée des nuits étant, en moyenne, de 10 heures, et l'intensité de la lumière nécessaire devant être celle de 100 bougies ?

Probl. 133 (**324**). — A Sedlitz, en Bohême, les eaux de quelques sources tiennent en dissolution du sulfate de magnésie, dont la formation s'explique ainsi : une eau saturée de sulfate de chaux, coulant sur un calcaire magnésien, dépose du carbonate de chaux, et se charge de sulfate de magnésie $CaSO^4 + MgCO^3 = MgSO^4 + CaCO^3$. Avant cet échange, 1 litre d'eau contenait 1 gr. 054 de sulfate de chaux. Quel est le poids du sulfate de magnésie qui a remplacé le sulfate de chaux, dans 1 litre d'eau ?

Probl. 184 (333). — Généralement on extrait l'alun des schistes alumineux, terre noire en gites nombreux et puissants en Picardie. Toutes les matières de l'alun, excepté l'eau de cristallisation, sont fournies par la terre ; et, avec 100 kg. de terre, on fabrique 124 kg. d'alun. Calculer : 1° l'alun qu'on peut obtenir avec 40 kg. de terre ; 2° la matière tirée de la terre qui se trouve dans 100 d'alun.

Probl. 185 (339). — Quel volume d'air renfermerait autant d'oxygène que 3 kg. de silex, formé de : 0,8 de silice, 0,18 d'alumine et 0,02 d'oxyde de fer FeO ?

CHAPITRE XX

DU FER

Symbole	Fe
Poids atomique	58
Poids en équivalents	28

385. **État naturel.** — Le fer existe dans les trois règnes de la nature, mais particulièrement dans le règne minéral, où il compose des minerais très abondants : combiné avec l'oxygène, il forme le colcothar, l'hématite, le fer magnétique, le carbonate de fer, etc.; avec le soufre, il compose des pyrites, exploitées pour la fabrication de l'acide sulfurique; parmi ses autres combinaisons, on peut citer les chlorures, les arséniures, les iodures, les phosphures de fer, etc.

MÉTALLURGIE

386. **Généralités.** — Réduire d'abord par le charbon le minerai de fer, puis éliminer par le travail l'excès de carbone : telles sont les deux opérations principales nécessaires pour l'extraction du fer. Quelquefois on fait subir au minerai des lavages ou grillages préparatoires.

387. **Méthode catalane.** — C'est de la Catalogne qu'elle tire son nom. Bonne et suivie dans les pays où l'on possède un minerai riche et de grandes quantités de charbon de bois, cette méthode n'est guère pratiquée qu'aux Pyrénées et en Corse.

Dans un massif de pierre, se trouve un creuset dont les parois

sont en granit. Au moyen d'une soufflerie, on amène l'air par une tuyère A (fig. 217). Une très épaisse couche de charbon de bois est placée autour de la tuyère ; le minerai forme une couche au-dessus.

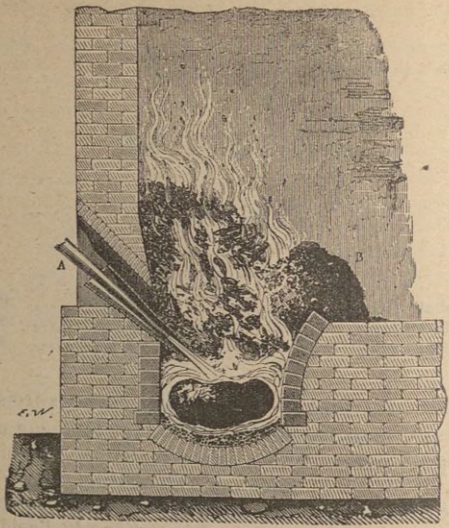


Fig. 217. — Creuset catalan.

Près de la tuyère le charbon se transforme en acide carbonique. Ce gaz, traversant plus loin des couches de charbon incandescent, se réduit en oxyde de carbone. Se dégageant à travers le minerai, ce nouveau gaz repasse en acide carbonique en réduisant le minerai.

388. **Méthode des fours.** — Les hauts fourneaux, qui mesurent entre 10 et 20 mètres, se composent de deux troncs de cône réunis à leur base V ; c'est le ventre du four (fig. 218). Au-dessus du *gueulard* G, s'élève une courte cheminée H présentant une porte qui permet d'introduire le combustible et le minerai. On appelle *étalages* l'espace VE ; *ouvrage* l'espace O, où débouchent les tuyères *t,t'*. En dessous est le creuset C, destiné à recueillir le métal ; une pierre *d* appelée *dame* en forme une paroi.

L'air, injecté par de fortes machines soufflantes, arrive par les tuyères dans le foyer ; là, il se forme de l'acide carbonique, qui, s'élevant à travers des couches de combustible, passe à l'état d'oxyde de carbone. A son tour l'oxyde de carbone, rencontrant de l'oxyde de fer chaud, repasse, en partie, à l'état d'acide car-

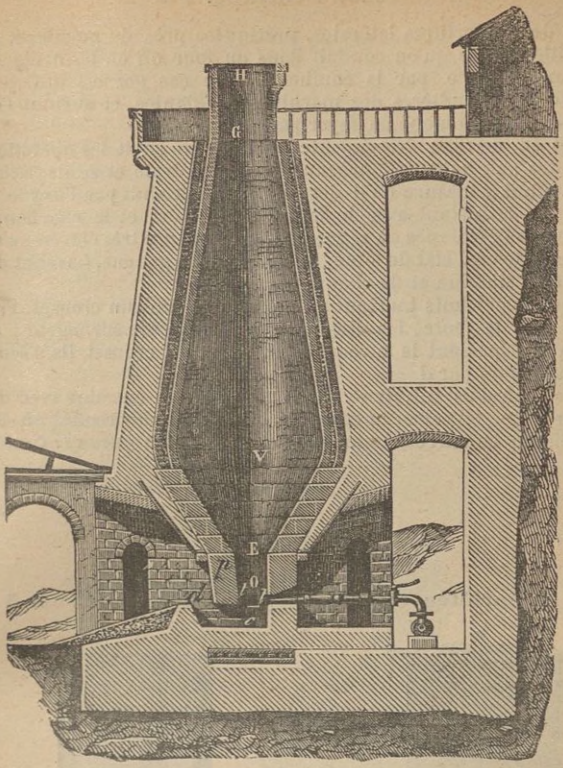


Fig. 218. — Haut fourneau.

bonique. M. Ebelmen a puisé les gaz à différents endroits du fourneau ; il a trouvé les proportions suivantes :

	VOISINAGE de la TUYÈRE	A 0,67 AU-DESSUS de la TUYÈRE	AU VENTRE	A LA MOITIÉ de LA CUVE	AU GUEULARD
Acide carbonique.....	8,11	0,16	0,17	0,67	7,15
Oxyde de carbone.....	16,53	36,15	34,01	35,12	23,37
Hydrogène.....	0,26	0,99	1,45	1,48	2,01
Azote.....	75,10	62,70	64,47	62,72	62,47

Par des ouvertures latérales, pratiquées près du gueulard, on recueille les gaz qu'on conduit dans un four où on les brûle. La chaleur produite par la combustion de ces gaz est utilisée à chauffer les chaudières des machines soufflantes, et surtout l'air qui est ensuite amené au foyer par les tuyères.

Dans sa marche descendante, le minerai subit les opérations suivantes : au haut du fourneau, il se déshydrate et se dessèche; s'échauffant à mesure qu'il descend, il est réduit par l'oxyde de carbone ; se mêlant avec le fondant, la chaux et le charbon, il parvient aux étalages où règne une température très élevée : c'est là que le fer, à l'état de fonte, se sépare de la gangue, formant des silicates d'alumine et de chaux.

Tous ces produits tombent à l'état liquide dans un creuset. Plus légers que la fonte, les silicates, appelés *laitier*, surnagent ; et, lorsqu'ils dépassent le niveau de la paroi du creuset, ils s'écoulent au dehors par *d*.

En se refroidissant, ils se vitrifient ; et on les entraîne avec des crochets. On fait ensuite couler la fonte dans des rigoles où elle se solidifie en barres, connues sous le nom de *gueuses :* c'est la fonte.

FONTE

339. **Propriétés et usages.** — La fonte renferme de 5 à

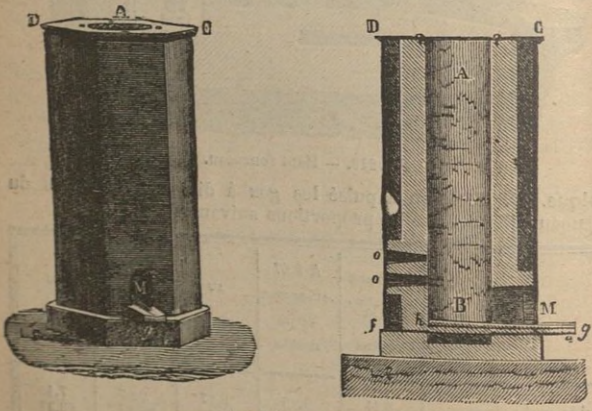


Fig. 219. — Cubilots.

6 p. 100 de matières étrangères, particulièrement du carbone. C'est

du carbure de fer. Elle est dure, cassante ; mais elle se prête très bien au forage et au moulage. On en fabrique des poteaux, des roues, des marmites et beaucoup d'autres ustensiles de ménage et d'ornementation.

Les grandes pièces sont coulées à la première fusion ; quant aux petits objets d'art, sculptures, vases, statuettes, etc., ils se font après une seconde fusion, qu'on produit dans de petits fourneaux appelés *cubilots* (fig. 219). On introduit le combustible et des petits fragments de fonte dans la cavité AB, où débouchent des tuyères O amenant de l'air pour activer la fusion.

Revêtue d'argile réfractaire, la partie inférieure présente un plan incliné *hg*, se terminant au trou de coulée M.

390. **Conversion de la fonte en fer.** — Pour convertir la fonte en fer, il faut en chasser les corps étrangers, carbone, soufre, silicium. Cette opération s'appelle *affinage* de la fonte. Il existe deux procédés : l'un avec du bois, l'autre avec du coke ou de la houille.

391. 1° **Affinage au bois.** — Il se fait au petit foyer (fig. 220). On remplit un grand creuset A de charbon de bois ; on y avance une gueuse C. La combustion est activée, par l'air qu'amène une tuyère. Bientôt le métal tombe en gouttelettes sur la partie la plus

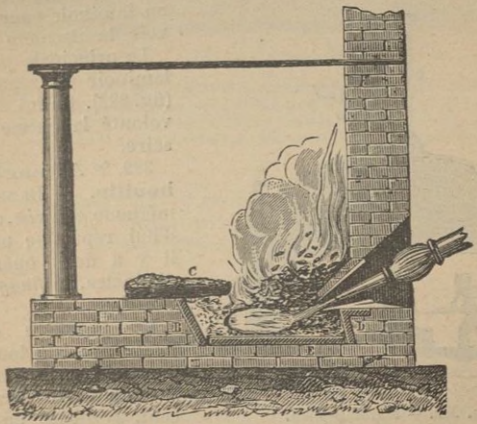


Fig. 220. — Affinage de la fonte par le procédé comtois.

ardente du foyer ; en passant ainsi à l'endroit où débouche l'air, les gouttelettes de fonte s'oxydent, et les carbures se séparent du fer. Quand le métal a pris consistance, les ouvriers le remettent sur le foyer, au moyen de *ringards*.

Pour finir de l'épurer et en faire une masse bien homogène, on le soumet à l'action d'un marteau ou martinet de 3000 à 8000 kilog. (fig. 221).

Placé sur l'enclume F, le fer est frappé, affiné par un marteau

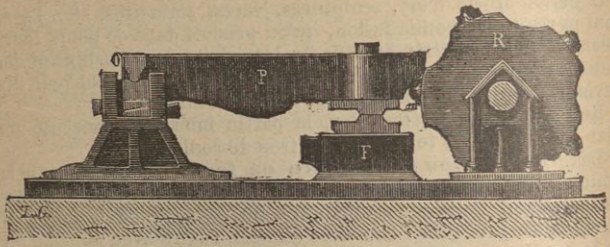


Fig. 221. — Marteau frontal.

dont le manche P tourne autour d'un axe O. Mue par la vapeur, la roue R en règle les coups.

Lorsque le fer a été retourné et frappé en tous sens, il est passé au laminoir pour y recevoir la dernière forme.

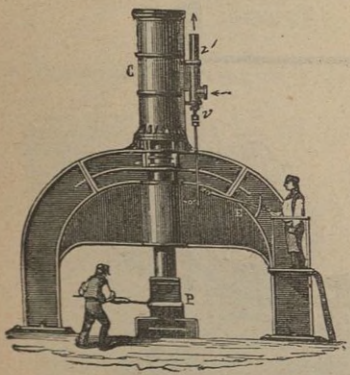


Fig. 222. — Marteau-pilon.

La principale pièce du laminoir est représentée (fig. 222). On lui donne à volonté la vitesse nécessaire.

392. 2° **Affinage à la houille.** — Dans cette méthode *anglaise*, aujourd'hui répandue partout, il y a deux opérations distinctes, le *finage* et le *puddlage*.

La première ou le finage consiste tout simplement à placer la fonte sur du coke incandescent. Tombant en gouttelettes sur l'air qui arrive par les tuyères *t*, (fig. 223), la fonte perd le phosphore et le silicium qu'elle renfermait. Elle est blanche, aigre et cassante: les Anglais l'appellent *fine-metal*.

La deuxième opération ou *puddlage* a pour but d'enlever à la fonte le carbone qu'elle renferme. A cet effet on la soumet à une haute température et à un courant d'air oxydant (fig. 223). Pour

ne pas la souiller de nouveau, on brûle la houille en d, loin de la fonte qui est introduite, par l'ouverture b, dans le four à réverbère. Des

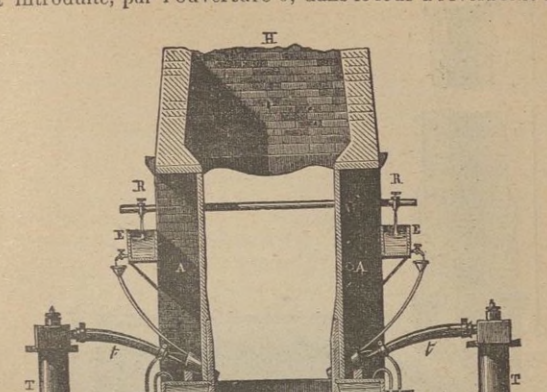


Fig. 223. — Coupe d'un four de finage.

H, cheminée; A,A, bâtis qui supportent la cheminée; R,R. tube abducteur d'eau froide; EE, récepteur d'eau froide destinée à rafraichir les tuyères; t,t, tuyères; DD, récepteur de l'eau qui a rafraichi les tuyères; A,C, caisses en fonte où circule de l'eau froide; T,T. cylindres par où arrive l'air qui alimente les tuyères; O. creuset.

tubes en fer prennent à un gros tuyau en fonte a, l'air nécessaire à l'oxydation. Par l'ouverture c, un ouvrier remue la matière avec un ringard; il fait aussi écouler les scories par l'ouverture O.

ACIER

393. **Propriétés.** — L'acier n'est autre chose que du fer, combiné avec 1 ou 2 p. 100 de carbone et avec 1 à 6 millièmes de silicium, trempé dans un liquide, lorsqu'il est à une haute température. Durci par la trempe, on le recuit pour lui donner de l'élasticité. Alors, plus flexible et plus malléable que le fer, il se prête à toutes les formes qu'on lui demande. Il est susceptible d'un beau poli. Cependant la différence entre l'acier et le fer est si faible qu'on les confond parfois. Voici un moyen de les distinguer: une goutte d'acide sulfurique sur l'acier produit une tache noire; sur le

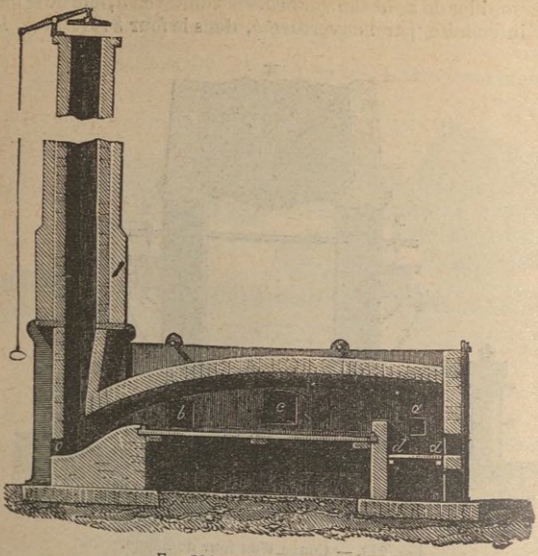


Fig. 224. — Four à puddler.

fer, elle ne fait qu'une tache verdâtre que l'eau enlève facilement.

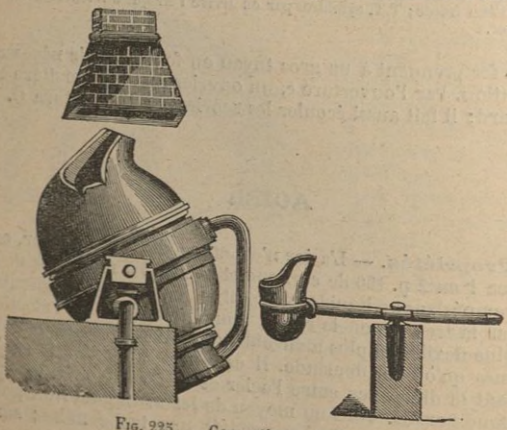


Fig. 225. — Convertisseur Bessemer

On distingue plusieurs espèces d'acier :

394. 1° **Acier naturel.** — On l'obtient en décarburant partiellement les fontes blanches ou manganésifères par la méthode catalane. Ces fontes sont maintenues sous des scories mêlées à des battitures. L'affinage étant fait au degré qu'on désire, on martèle cet acier naturel. On en fait des scies, des ressorts de voiture, des couteaux, des instruments aratoires, etc.

395. 2° **Acier puddlé.** — Il se fait en décarburant partiellement les fontes par la méthode anglaise (fig.224). Plus grossier que les autres, cet acier est employé pour pièces de mécanique, outils, instruments de quincaillerie, rails de chemin de fer, etc.

396. 3° **Acier Bessemer.** — Ici la décarburation de la fonte se fait dans un *convertisseur*, espèce de grande cornue en tôle boulonnée, qui tourne autour d'un axe (fig. 225). A l'intérieur, il est garni de terre réfractaire. On le chauffe au coke jusqu'au blanc; ensuite on y introduit de la fonte liquéfiée dans un cubilot. On donne le vent au moyen d'une bonne soufflerie. D'un gros tube, qu'on voit sur la fig. 225, l'air arrive sur la fonte par des tuyères intérieures. La gueule du convertisseur est alors amenée sous une hotte surmontée d'une cheminée, pour y déverser les produits inutiles de la décarburation: cet acier est de meilleure qualité que les deux premiers.

397. 4° **Acier de cémentation** ou **de carburation du fer.**

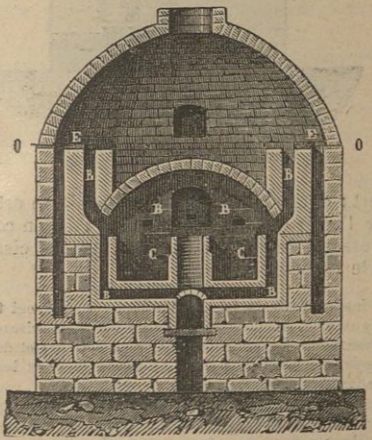


Fig. 226. — Four de cémentation.

C,C, caisses contenant le fer et le cément ; B,B, carneaux dans lesquels circule la flamme ; E,E, registres pour régler le courant de la flamme ; B',B', ouvreaux pour retirer les barres d'essai

— On le prépare en chauffant, à une température élevée, des

barres de fer, enfermées dans de grandes caisses, à parois refractaires *c* ; le fer est placé au milieu d'un cément, composé de charbon de bois pilé, de suie, de cendres et de chlorure de sodium : cet acier sert à faire des limes et autres objets de quincaillerie.

398. 5° **Acier fondu** ou **acier fin.** — On le fabrique en fondant d'autres aciers, dans des creusets de plombagine munis de leur couvercle. Chargé de coke, le fourneau à vent est allumé ; le re-

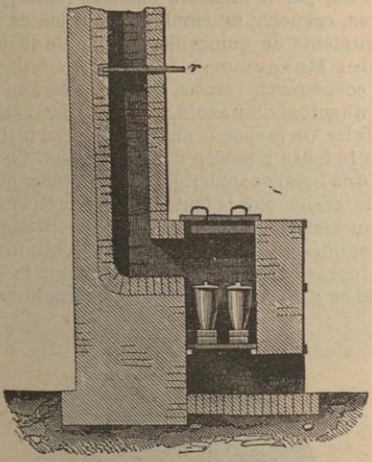


Fig 227. — Fusion de l'acier.

gistre *r* ouvert ; douze heures après, l'opération est terminée. On coule ensuite l'acier dans des lingotières : on en confectionne les rasoirs, les ressorts de montre, les essieux, les ciseaux et burins pour couper le fer, etc.

Exp. 395. Les instruments de fer ou d'acier se conservent très bien avec la chaux vive. Saupoudrez quelques couteaux, ciseaux, etc. : vous les préserverez de l'action de l'acide carbonique et de l'humidité.

396. Trempez ou lavez dans l'eau de chaux d'autres instruments d'acier, de fer-blanc, de tôle, tuyaux de poêle, etc.

397. Faites dissoudre de l'alun dans de fort vinaigre ; trempez un chiffon de laine dans cette dissolution ; et frottez légèrement un sabre ou quelque autre arme. Avec cette précaution, les armes conservent leur éclat.

399. **Propriétés phsyiques du fer.** — Le fer est un métal gris; travaillé et poli, il prend un éclat argentin. Il est ductile et malléable. Comme il est le plus tenace des

métaux, il est aussi le plus utile. Réduit en feuilles, on l'appelle tôle.

Le fer fond vers 1500° : se ramollissant avant de parvenir à cette haute température, il est susceptible, au rouge-blanc, d'être soudé, façonné et de prendre toutes les formes qu'on veut lui donner.

Sa texture, naturellement grenue, devient fibreuse par le martelage; mais, comme cet état moléculaire est forcé, anormal, le fer reprend peu à peu sa forme primitive : c'est ainsi qu'il perd de sa ténacité. Les vibrations, le magnétisme, une tension continue amènent cette métamorphose moléculaire.

Aucun corps ne possède les propriétés magnétiques à un si haut degré que le fer. Sous l'influence d'un aimant, qui l'attire, il se comporte lui-même comme un aimant, mais il perd cette propriété quand il est soustrait à cette influence : l'acier au contraire devient aimant lui-même.

400. **Propriétés chimiques.** — A la température ordinaire, le fer est inaltérable dans l'air sec. Au rouge, il absorbe l'oxygène de l'air ou de la vapeur d'eau qu'il décompose; il se convertit en oxyde magnétique Fe^3O^4.

Le fer s'altère à l'air humide : sa surface se couvre de rouille (n° 405).

Recouvert d'étain, c'est du *fer-blanc;* recouvert de zinc, il porte le nom de *fer galvanisé.*

Le fer s'unit à un grand nombre de corps : avec les métaux, il forme des alliages; avec les métalloïdes il donne lieu à des composés bien divers. Le fer décompose presque tous les acides.

401. **Usages.** — Le fer et ses composés reçoivent de très nombreuses applications dans les arts, les métiers, le foyer domestique et la médecine. Ils sont l'objet d'industries importantes : les établissements créés à cet effet occupent un nombre considérable d'ouvriers.

PRINCIPALES COMBINAISONS DU FER

Chlorure ferreux.....	$FeCl^3$; FeCl
Chlorure ferrique.....	Fe^2Cl^6; $FeCl^3$
Oxyde ferreux ou protoxyde...	FeO; FeO
Oxyde ferrique ou sesquioxyde.	Fe^2O^3; Fe^2O^3
Hydrate ferrique ou rouille.....	$2Fe^2O^3+3H^2O$; $2Fe^2O^3+3HO$
Sulfure ou protosulfure de fer.	FeS; FeS
Pyrite ou bisulfure de fer.....	FeS^2; FeS^2
Sulfate de fer.....	FeO,SO^3+7H^2O; FeO,SO^3+7HO

402. 1° **Chlorure ferreux.** — Ce composé, qu'on appelle encore protochlorure de fer, prend naissance, lorsqu'on fait passer un courant de gaz chlorhydrique sur du fer porté au rouge. En dissolution dans l'eau, le chlorure anhydre cristallise par concentration, en retenant 4 molécules H^2O. On l'obtiendrait aussi en dissolvant du fer dans l'acide chlorhydrique. La liqueur est verte : filtrée et suffisamment concentrée, elle laisse déposer de volumineux prismes obliques à base rhombe d'un vert bleuâtre. Sous l'action d'une forte chaleur, ce protochlorure hydraté fond dans son eau de cristallisation.

403. 2° **Chlorure ferrique ou sesquichlorure de fer.** — On le prépare en faisant passer un courant de chlore sec en excès sur des pointes de fer chauffées au rouge. L'opération se fait dans un tube de verre ou de porcelaine, muni d'une rallonge où le chlorure ferrique va se sublimer en noir brillant. La solution est jaune.

L'éther le dissout aussi ; on le démontre en l'ajoutant dans la solution aqueuse : par l'agitation, l'éther enlève à l'eau le chlorure ferrique et se colore en jaune. Le chlorure ferrique est ramené en chlorure ferreux par les agents réducteurs : hydrogène naisssant, fer, zinc, etc. Le chlorure ferrique peut s'obtenir hydraté. On l'emploie pour arrêter les hémorrhagies.

3° **Oxyde ferreux ou protoxyde de fer.** — M. Debray l'a obtenu en faisant passer sur du sesquioxyde de fer au rouge un courant d'hydrogène et de vapeur d'eau. Un mélange à volumes égaux d'oxyde de carbone et d'acide carbonique passant sur du sesquioxyde de fer chauffé au rouge ramène également l'oxyde ferrique en oxyde ferreux. On forme un hydrate ferreux, lorsqu'on ajoute un alcali à un sel ferreux en solution. Blanc verdâtre d'abord, cet hydrate s'oxyde facilement à l'air, et devient jaune, c'est-à-dire hydrate ferrique.

404. 4° **Oxyde ferrique ou oxyde de fer.** — Cet oxyde constitue d'importants minerais de fer. On le trouve :

1° A l'état natif anhydre, cristallin, *fer oligiste;* à l'état amorphe, *hématite rouge ;*

2° A l'état d'hydrate, *limonite, hématite brune, rouille ;*

3° A l'état d'hydrate combiné avec l'argile, ocre (*jaune*), sanguine (*rouge*).

On obtient l'oxyde ferrique par plusieurs procédés. Le plus

simple, c'est de calciner du sulfate ferreux ou vitriol vert :

$$2FeO,SO^3 = SO^3 + SO^2 + Fe^2O^3$$

La calcination donne d'abord de l'anhydride sulfurique et de l'anhydride sulfureux : on obtient un résidu sous forme de poudre rouge-brun, appelée colcothar.

Si l'on calcinait un mélange de 1 partie de sulfate ferreux et de 3 parties de sel marin, on obtiendrait de l'oxyde ferrique sous forme de belles paillettes très dures d'un violet foncé, après avoir toutefois enlevé par le lavage le sulfate de soude formé. (MALAGUTTI.)

On emploie cette poudre pour affiler les rasoirs.

EXP. 398. Disposez, sur un charbon, du fer très divisé ; au moyen du chalumeau, faites-y parvenir la flamme oxydante.

Refroidie, la masse paraîtra noire : le poids en sera plus que celui du fer seul.

399. Chauffez sur le charbon du vitriol vert (fig. 187), comme on l'indique au n° 404. Observez les phénomènes.

400. Les battitures ont la même composition que le fer magnétique Fe^3O^4. Disposez-en sur le charbon (fig. 187) ; et, avec la flamme oxydante du chalumeau, faites-les passer en sesquioxyde.

401. Faites aussi l'expérience de Malagutti indiquée au n° 404.

405. 5° **Hydrate ferrique ou rouille.** — C'est une combinaison de sesquioxyde de fer avec l'eau. Voici comment se produit le phénomène de la rouille. A l'humidité, le fer se couvre d'eau. Sa surface en contact avec l'air absorbe de l'acide carbonique : il y a formation d'un carbonate, qui, absorbant de l'oxygène, se transforme en hydrate ferrique. Dès qu'une couche d'hydrate recouvre le fer, il se forme un couple voltaïque : l'eau se décompose ; son oxygène se porte sur le fer, tandis que son hydrogène, rencontrant l'azote à l'état naissant, produit de l'ammoniaque, laquelle, à l'état de carbonate ou d'azotate, accompagne toujours la rouille : alors l'oxydation marche rapidement.

On préserve le fer de la rouille en le recouvrant avec une couche d'un autre métal ou en le peignant, le vernissant.

La rouille possède la propriété remarquable d'oxyder les matières organiques avec lesquelles elle est en contact. Cédant ainsi de son oxygène aux substances oxydables, l'hydrate ferrique repasse à l'état d'oxyde ferreux ; il se régénère en puisant de l'oxygène dans l'atmosphère. Aussi il n'est pas rare de voir les pièces de bois, assemblées avec du fer, se détériorer promptement. Ce phénomène se remarque particulièrement dans les navires. Les taches d'encre, contenant

du fer, sur des tissus de lin et de coton produisent un effet semblable. Après quelques lessivages les taches sont remplacées par des trous.

M. Kuhlmann affirme que les inflammations spontanées, fréquentes dans les déchets de coton ou de laine, sont dues, en partie, au sesquioxyde de fer, vrai réservoir d'oxygène qui se remplit aux dépens de l'air au fur et à mesure qu'il se vide, au profit des combustions des corps combustibles.

Agité à froid avec des solutions colorées de certaines teintures, le sesquioxyde de fer opère la décoloration et forme des laques qui renferment le fer à l'état de protoxyde.

Exp. 402. Pesez 2 portions de limaille brillante, de 20 gr. chacune. Mettez-en une dans de l'eau ordinaire. Faites en sorte que le fer soit au milieu de l'eau dans un flacon : le fer deviendra magnétique.

403. Décantez l'eau du flacon de l'Exp. 402. Le fer fixant de l'oxygène se transformera en sesquioxyde; et, absorbant de l'eau, il s'hydratera : ce sera de la rouille. On la reconnaît à sa couleur jaune.

404. Prenez les 20 gr. de limaille formant la 2e portion de l'Exp. 402, introduisez-les dans de l'eau qui a bouilli. L'air et l'acide carbonique étant chassés de l'eau, la limaille restera brillante.

405. Dans un flacon que vous boucherez avec soin, introduisez de l'eau gazeuse et l'oxyde magnétique obtenu à l'Exp. 402.

Après quelques jours vous constaterez des flocons blancs qui se déposeront dans le flacon : c'est du carbonate de fer hydraté. Mettez à l'air le liquide décanté, et observez les phénomènes pendant quelques jours.

64e *devoir*.

406. 6° **Sulfure ou protosulfure de fer.** — Ce sulfure ferreux se rencontre quelquefois dans les mines de charbon où l'élévation de sa température peut occasionner la combustion de la houille. On l'obtient par un mélange de 3 parties de fer avec 2 parties de soufre. Faite avec de l'eau chaude, la combinaison s'opère avec dégagement de chaleur : préparé ainsi, on l'appelle *volcan de Limery*.

Il se produirait par voie humide en traitant un sel ferreux par un sulfure alcalin :

$$FeCl^2 + K^2S = FeS + 2KCl, \text{ form. atom.}$$
$$FeCl + KS = FeS + KCl, \text{ form. en équiv.}$$

Exp. 406. Faites dissoudre dans l'eau un peu de sulfate ferreux; aiguisez la dissolution par quelques gouttes d'acide chlorhydrique. Mettez-y du sulfhydrate d'ammoniaque : il se formera du sulfure de fer sous forme de précipité noir.

407. 7° **Pyrite ou bisulfure de fer.** — Dans la nature, la pyrite se présente sous deux modifications dimor-

phes : la pyrite cubique, jaune, qui est assez dure pour faire feu au briquet ; la pyrite prismatique appelée blanche, mais qui est jaune verdâtre, se transforme en sulfate ferreux et en acide sulfurique, c'est avec les pyrites qu'on fabrique l'acide sulfurique. On en trouve, en France, près de Lyon et d'Alais ; l'Espagne, l'Italie, la Belgique, l'Allemagne, la Norwège possèdent ce minerai en abondance.

Il existe quelques combinaisons du fer avec les éléments triatomiques et tétratomiques, mais elles n'ont pas beaucoup d'importance.

408. 8° **Sulfate de fer.** — Ce sel, connu sous le nom de *vitriol vert* ou *couperose*, s'obtient par une dissolution de ferraille dans de l'acide sulfurique étendu. Concentrée et laissée en repos, la liqueur est ensuite décantée. On voit alors des cristaux aux parois des cristallisoirs. Mais la couperose préparée, par ce procédé, revient à un prix trop élevé.

Généralement on la produit en faisant griller des pyrites. Désagrégé par la calcination, le minerai absorbe mieux l'oxygène de l'air qui oxyde le sulfure de fer et le transforme en sulfate. Dans ce but, la matière est mise en tas; devenue pulvérulente et grisâtre, elle est lessivée. On concentre la liqueur qu'on amène dans des cristallisoirs où plongent des perches : la couperose se dépose en cristaux prismatiques obliques, à base rhombe. Préparée ainsi, elle n'est pas très pure; mais le cuivre, le zinc, le manganèse, l'alumine, la magnésie et la chaux, qui peuvent souiller le sulfate, lui nuisent peu dans les applications de teintureries où il est employé.

Par la chaleur, le vitriol vert perd son eau d'hydratation, et se transforme en poudre blanche; chauffé davantage, il se décompose en anhydrides sulfurique et sulfureux et en *colcothar:*

$$2FeO,SO^3 = SO^3 + SO^2 + Fe^2O^3$$

Le sulfate ferreux reçoit d'importantes applications : on l'emploie dans la fabrication de l'acide sulfurique Nordhausen et du colcothar; en teinturerie, il est utilisé pour réduire l'indigo, pour produire le noir; faire l'encre ordinaire, avec le concours des matières végétales riches en tanin; on s'en sert pour désinfecter les fosses d'aisances où il fixe l'ammoniaque et le sulfhydrate d'ammoniaque.

Exp. 407. Faites tremper de vieilles ferrailles dans de l'acide sulfurique étendu d'eau. Filtrez la liqueur que vous ferez évaporer à chaud : le refroi

dissement vous donnera du sulfate ferreux, sous forme de cristaux verts.

408. Dans 2 litres 1/2 d'eau de pluie, faites dissoudre 500 gr. de sulfate de fer et 550 gr. de gomme arabique. Laissez cette dissolution en plein air : en quelques jours, une partie de la couperose se transformera en sesquioxyde de fer.

409. Faites macérer, pendant deux jours, dans 5 lit. d'eau de rivière filtrée ou de pluie, 1 kil. de noix de galle cassées et 75 gr. de campêche. Puis, portez et maintenez cette liqueur à 90°, pendant deux heures. Filtrez le tout dans une chausse.

410. Réunissez les deux liqueurs (Exp. 408 et 409); agitez bien le mélange, et laissez-le à l'action de l'air, pendant deux jours : vous aurez une bonne encre.

411. Teignez un écheveau de laine. A cet effet, nettoyez-le d'abord dans l'ammoniaque étendue d'eau; puis trempez-le dans une dissolution chaude de couperose; enfin plongez-le, à plusieurs reprises, dans une dissolution de tanin. Après l'avoir fait dégorger, exposez-le à l'air : le noir deviendra de plus en plus beau.

SELS FERREUX OU DE PROTOXYDE

409. **Caractères physiques.** — Les sels ferreux sont verts à l'état hydraté, blancs à l'état anhydre. Exposés au contact de l'air, ils se transforment en sels ferriques; leurs solutions s'altèrent encore plus rapidement.

Chlorure ferreux : Form. atom..... $FeCl^2+4H^2O$ Form. en équiv... $FeCl+4HO$	Prismes obliques rhomboïdaux, vert bleuâtre.
Sulfure ferreux : FeS	Noir après sa préparation, il devient blanchâtre, puis jaunâtre.
Bisulfure de fer : FeS^2 (pyrite martiale)	Cristaux cubiques jaunes; pyrite prismatique, jaune verdâtre.
Sulfate ferreux : $FeOSO^3+7H^2O$	Cristaux prismatiques obliques à base rhombe, verdâtres.
Azotate ferreux : Form. atom..... $(AzO^3)^2Fe$ Form. en équiv..... $FeO,Az O^5$	Sel verdâtre, peu stable, se transforme facilement en sel ferrique rouge.
Carbonate ferreux : FeO,CO^2	Il existe dans la nature à l'état cristallin et amorphe; c'est un précieux minerai qu'on appelle fer spathique.

Exp. 407. Montrez aux élèves des sels ferreux hydratés; d'autres anhydres. Exposez-en à l'air soit en cristaux, soit en solution. Faites remarquer leur transformation en sels ferriques.

410. **Caractères chimiques. Réaction.** — La solution des sels ferreux est verte et astringente : elle devient noir bleuâtre à l'air. Elle produit :

1° Un précipité noir de sulfure ferreux, soluble dans HCl par le *sulfure d'ammonium;*

2° Un précipité blanc d'hydrate ferreux par la *potasse* et l'*ammoniaque :* précipité qui devient vert, noir, puis rouge;

3° Un précipité bleu clair par le *ferrocyanure de potassium*

Pas de précipité par le tanin.

412. Faites dissoudre un sel ferreux, et faites les trois essais affirmatifs et l'essai négatif indiqués au n° 410.

SELS FERRIQUES OU DE SESQUIOXYDE

411. **Caractères physiques généraux.** — Les sels ferriques sont jaunes ou rouges, rappelant la couleur de la rouille; en solution, cette couleur devient plus foncée par l'ébullition.

Exp. 413. Faites voir aux élèves quelques sels ferriques. Présentez-leur une dissolution de ces sels à froid d'abord; à chaud ensuite.

412. **Caractères chimiques. Réactions.** — Ces sels produisent :

1° Un précipité laiteux de soufre par l'*hydrogène sulfuré;* le sel ferrique est ramené à l'état de sel ferreux;

2° Un précipité noir de sulfure ferreux par le *sulfhydrate d'ammonium ;*

3° Un précipité brun rougeâtre d'hydrate ferrique par la *potasse* et l'*ammoniaque;*

4° Un précipité bleu de Prusse par le *ferrocyanure* de *potassium ;*

5° Un précipité noir-bleu d'encre par le *tanin.*

Au chalumeau, les sels de fer présentent des réactions communes : ferreux ou ferrique, le sel donne à la flamme réductrice un sel ferreux; à la flamme oxydante, il produit un sel ferrique.

Exp. 414. Dans la solution d'un sel ferrique, divisée en cinq parties, faites les cinq essais indiqués au n° 412.

415. Avec le chalumeau, essayez sur le charbon un sel ferreux d'abord, un sel ferrique ensuite. Constatez le résultat avec la flamme réductrice et avec la flamme oxydante.

413. **Transformation réciproque des sels de fer.** — « On transforme les sels ferreux en sels ferriques

« soit par l'acide azotique, soit en ajoutant un excès de l'a-
« cide du sel et peroxydant par le chlore, dont on chasse
« l'excès par une chaleur modérée.

« Les sels ferriques sont réduits à l'état de sels ferreux « soit par l'hydrogène sulfuré, soit par l'acide sulfureux. Un « procédé plus expéditif, lorsque l'introduction de métaux « n'a pas d'inconvénients, consiste à faire bouillir la solu- « tion soit avec du zinc, soit avec du fer. » (RITTER)

EXP. 416. Ne passez pas à un autre chapitre avant d'avoir transformé, par les moyens donnés au n° 413, un sel ferreux en sel ferrique et réciproquement.

Faites le 65e devoir.

RÉSUMÉ

385. Le *fer* existe dans les trois règnes de la nature, particulièrement dans le minéral.

386. Le travail nécessaire pour isoler le fer du minerai se réduit à deux opérations principales : réduire le minerai par le charbon et éliminer le carbone par le travail.

387. La *méthode Catalane* pour réduire le minerai de fer consiste en un simple foyer, en pierres réfractaires, où une soufflerie active le feu au charbon de bois.

388. On entend par *méthode des fours* la réduction du minerai de fer dans de hauts fourneaux au moyen de la houille.

389. Souillée par une quantité plus ou moins grande de carbone, le fer s'appelle *fonte*. Elle est plus dure, plus cassante que le fer. On en fabrique des poteaux, des roues, etc.

390. La conversion de la fonte en fer a pour but de classer les corps qui souillent le fer, c'est l'*affinage*.

391. L'affinage au bois s'opère dans un grand creuset, rempli de charbon, où l'on avance les gueuses de fonte.

392. L'affinage à la houille comprend deux opérations, le *finage* et le *puddlage* : la première consiste à placer la fonte sur le coke incandescent, pour lui faire perdre le silicium ; la deuxième consiste à soumettre la fonte à une haute température et à un courant d'air oxydant, pour lui enlever le carbone.

393. L'*acier* est une combinaison de fer et de carbone trempé dans un liquide lorsqu'il est à une haute température.

394. L'*acier naturel* s'obtient en décarburant partiellement les fontes par la méthode catalane : on en fait des scies, des ressorts de voitures, etc.

395. L'*acier puddlé* n'est autre chose qu'une fonte décarburée par la méthode des fours : plus grossier que les autres, il est employé pour les instruments de quincaillerie.

396. L'*acier Bessemer* provient d'une décarburation produite dans une grande cornue appelée *convertisseur*.

397. L'*acier de cémentation* est du fer carburé dans un mélange de charbon de bois pilé, de suie, de cendres, de chlorure de sodium : on en fait des limes.

398. L'*acier fondu* ou fin se fait en fondant d'autres aciers dans des creusets de plombagine : il est employé pour faire des rasoirs, des ressorts de montre, etc.

399. Gris naturellement, le fer prend un éclat argentin, lorsqu'il est travaillé et poli. C'est le plus tenace des métaux.

400. Le fer est inaltérable à l'air sec. Au rouge il absorbe l'oxygène de l'air ou de la vapeur qu'il décompose. A l'air humide sa surface se couvre de rouille.

401. Aucun métal ne reçoit autant d'applications et n'occupe autant d'ouvriers que le fer.

402. Le *chlorure ferreux* prend naissance, lorsque le fer rouge est exposé à un courant de gaz chlorhydrique.

403. Le *chlorure ferrique* se forme, quand on fait passer du chlore sur des pointes de fer, chauffées au rouge.

404. Le *sesquioxyde de fer* constitue d'importants minerais de fer. On l'obtient aussi en calcinant du sulfate ferreux.

405. La *rouille* est une combinaison de sesquioxyde de fer avec l'eau.

406. Le *sulfure de fer* existe dans les mines de charbon, mais on l'obtient en chauffant un mélange de soufre et de fer.

407. La *pyrite de fer* existe dans la nature en forme cubique ou prismatique, c'est avec ce bisulfure de fer qu'on fabrique l'acide sulfurique.

408. Le *sulfate de fer* s'obtient par une dissolution de ferraille dans le vitriol. Ce sel perd son eau d'hydratation par la chaleur.

409. Les *sels ferreux* ou de protoxyde sont verts à l'état hydraté, et blancs à l'état anhydre.

410. On reconnaît les sels ferreux en dissolution : 1° à un précipité blanc par le *sulfure d'ammonium ;* 2° à un précipité blanc par la *potasse.*

411. Les *sels de sesquioxyde* sont jaunes ou rouges, couleur de la rouille.

412. On reconnaît les sels ferriques en dissolution : 1° à un précipité laiteux par l'*hydrogène sulfuré ;* 2° à un précipité noir par l'*hydrate d'ammoniaque.*

413. Les sels ferreux sont transformés en sels ferriques par l'*acide azotique ;* les ferriques sont réduits en sels ferreux par l'*hydrogène sulfuré* ou l'*acide sulfureux.*

63e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 386 à 392). — État naturel du fer. — Métallurgie ; méthode catalane, méthode des fours. — Fonte, sa conversion en fer au bois ; affinage à la houille.

2° *Calcul.* Probl. 186 (363). — Pour réduire en protoxyde de fer le minerai du

Vigan (Hérault), renfermant 0,777 de carbonate ferreux, on fait dégager l'acide carbonique $FeCO^3 = FeO + CO^2$. Quelle perte 0/0 le minerai éprouve-t-il?

Probl. 187 (364). — Par l'oxydation et le travail, un morceau de fer a diminué de 1 kg. 1/2. La formule des battitures étant $(FeO)^6Fe^2O^3$, faites connaître : 1° le poids des battitures produites ; 2° le volume d'air amené dans le foyer, sachant que 1/3 d'oxygène amené s'est combiné avec le fer.

Probl. 188 (369). — La densité de l'aimant Fe^3O^4 étant 5,09, trouver le côté d'un tube de fer pur qui renfermerait autant de fer qu'un parallélipipède d'aimant de $0^m,75$ de long sur $0^m,65$ d'équarrissage.

64e DEVOIR

1° *Rédaction* (392 à 405). — Acier naturel, puddlé, Bessemer ; acier de cémentation ; acier fondu. — Propriétés du fer. — Principales combinaisons. — Rouille.

2° *Calcul*. Probl. 189 (360). — Quel poids d'acide carbonique renfermerait autant de carbone que 2 kg d'acier contenant 0,009 de carbone?

Probl. 190 (365). — Chauffé au rouge sombre, dans un tube en porcelaine, et soumis à un courant de gaz ammoniac, le fer devient blanc, augmente de poids, et se transforme en azoture de fer Fe^5Az. Quel volume d'ammoniaque serait nécessaire, pour transformer 2 kg 25 de fer en azoture? On suppose qu'il n'y a aucune perte d'azote.

Probl. 191 (351). — Calculer le poids du fer pur que renferment 100 gr. de rouille, hydrate ferrique.

65e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 406 à 413). — Sulfate de fer. — Sels ferreux, leurs caractères. — Sels ferriques, leurs caractères.

2° *Calcul*. Probl. 192 (353). — Combien pourrait-on préparer de colcothar, avec 250 gr. de couperose déshydratée?

Probl. 193 (357). — Combien pourrait-on fabriquer de vitriol vert, avec le soufre qui reste de 100 kg de pyrites FeS^2 dont on a retiré 15 kg d'acide sulfurique?

Probl. 194 (358). — On a employé 500 gr. de sulfate de fer, pour faire 2 kg 126 d'encre; calculez le fer pour 100 de cette encre.

CHAPITRE XXI

DU ZINC, DU NICKEL ET DU COBALT, DU MANGANÈSE. DU CHROME ET DU BISMUTH

ZINC

Symbole	Zn
Poids atomique	65,2
Poids en équiv	33

414. **État naturel.** — Dans la nature, le zinc existe à l'état de minerai. On l'extrait de la calamine (carbonate de zinc) et de la blende (sulfure de zinc). C'est de la Belgique, de la Silésie ou de l'Angleterre que nous vient cet utile métal.

415. **Métallurgie.** — Pour extraire le zinc, on introduit son

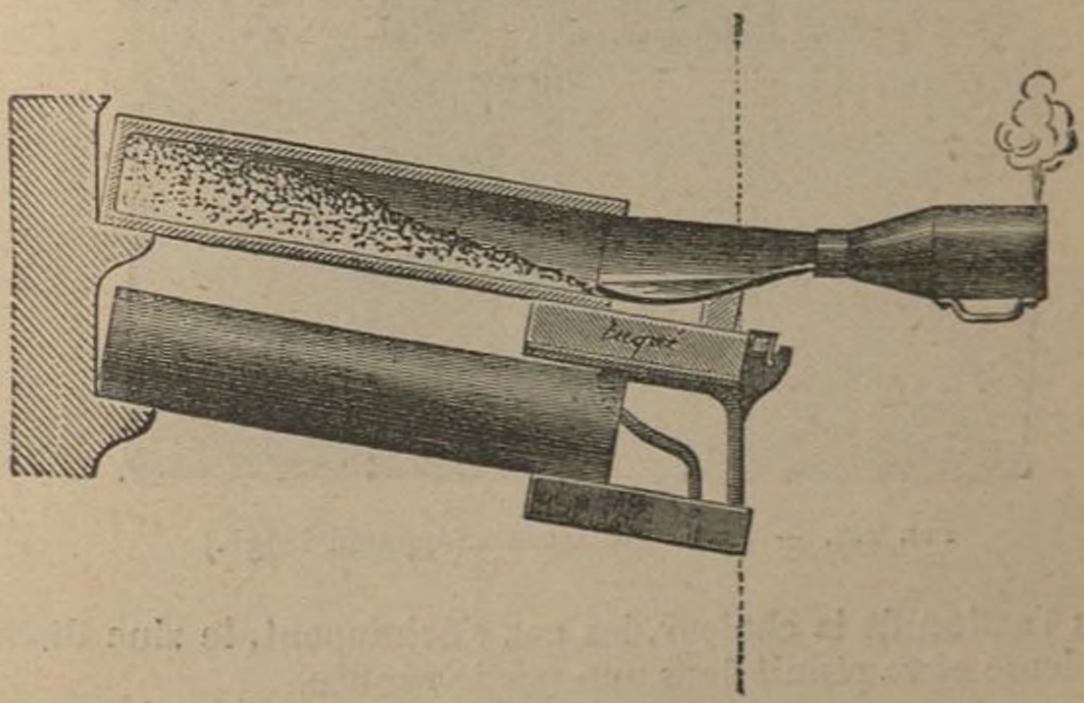


Fig. 223. — Cornue et tague.

minerai dans des cornues C cylindriques en terre réfractaire

(fig. 228), munies d'une allonge en tôle percée à l'extrémité. Placées dans un foyer F les unes au-dessus des autres, elles reposent sur des *tagues*, comme on le voit (fig. 229).

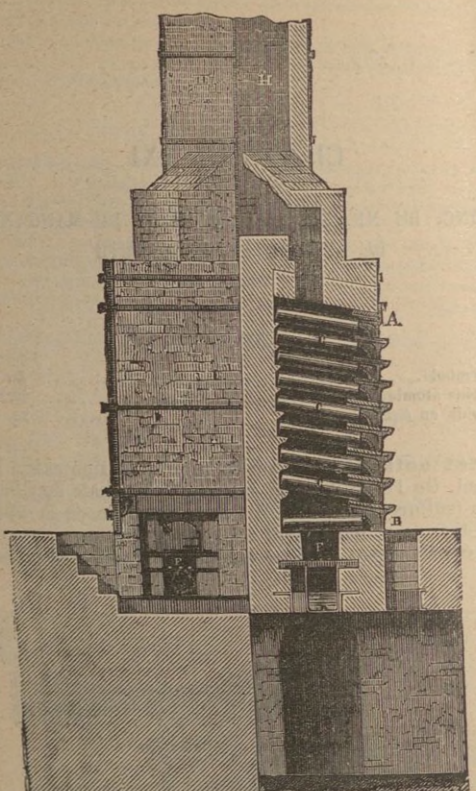


Fig. 229. — Cornues disposées (appareil belge.)

Sous l'action de la chaleur, les gaz s'échappent, le zinc distille, se condense et se réunit dans une partie renflée.

416. **Propriétés et usages.** — Le zinc est un métal gris bleuâtre. A l'air il se ternit et se couvre d'une légère

couche d'oxyde (Exp. 417). Ses sels sont incolores et vénéneux. Les vases en zinc rendent malfaisantes les substances alimentaires qui y séjournent.

Il brûle : sa combustibilité est mise à profit par les artificiers dans la confection des chandelles romaines.

Le zinc décompose les acides sulfurique, chlorhydrique, etc., avec dégagement d'hydrogène.

On emploie le zinc laminé pour faire des toitures, des conduites d'eau, des seaux, des baignoires. C'est le plus dilatable des métaux.

Le zinc est un des éléments du laiton; on en galvanise le fer.

Exp. 417. Exposez à l'air une plaque de zinc bien polie : elle se couvrira d une couche terne, qui est de l'oxyde de zinc. Se combinant avec l'acide carbonique de l'air, il se transforme en une couche de carbonate qui préserve le métal.

418. Avec une pince, tenez un morceau de zinc sur la flamme de la lampe à alcool. Touchez-le avec un corps humide. Lorsque vous entendrez un léger sifflement, le zinc pourra être martelé, tant il sera devenu malléable : essayez-le.

419. Chauffé à 200° et un peu au delà, le zinc devient cassant. Vers 360°, il devient liquide. A 500°, au contact de l'air, il brûle. Faites ces essais dans une cuiller en fer.

COMBINAISONS PRINCIPALES

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure de zinc (*beurre de zinc*)	$ZnCl^2$;	ZnCl
Oxyde de zinc.....	ZnO;	ZnO
Sulfure de zinc (*blende*).....	ZnS ;	ZnS
Sulfate de zinc.....	ZnO,SO^3+7H^2O;	ZnO,SO^3+7HO

417. 1° **Oxyde de zinc.** — Pour le fabriquer, on introduit du zinc dans des cornues A, placées sur un foyer : là il se liquéfie et se vaporise. Il brûle au sortir de la cornue. Sous l'influence d'un courant d'air, l'oxyde est entraîné par le tuyau C dans de grandes chambres où, après avoir tournoyé, il se dépose : celui qui tombe est recueilli en D.

L'oxyde de zinc, appelé *blanc de zinc*, reçoit une application en peinture : on lui donne la préférence sur la céruse ; car, outre que sa fabrication et sa manipulation ne sont pas dangereuses, il offre l'avantage de ne pas se ternir au contact des émanations sulfureuses. Le seul inconvénient qu'il présente, c'est de sécher difficilement ; mais on corrige ce défaut, en le délayant dans des huiles siccatives, ou en y ajoutant un peu de borate de manganèse.

L'oxyde de zinc est indécomposable par la chaleur. Il est réduit

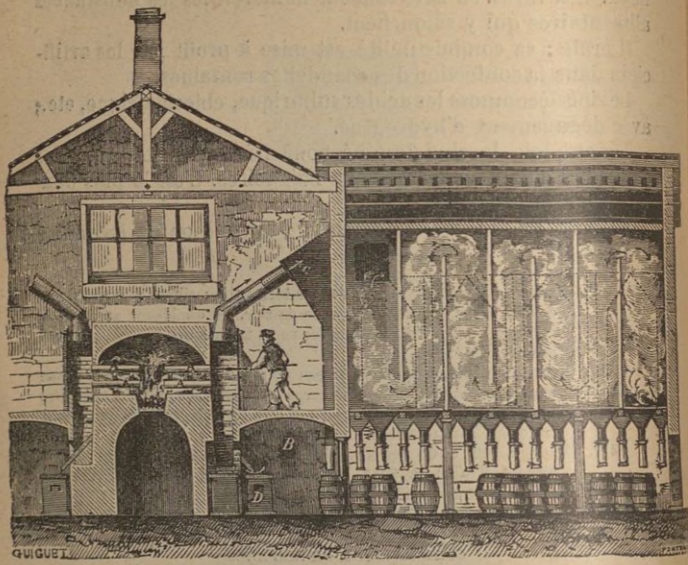


Fig. 230. — Appareil pour la fabrication du blanc de zinc.

à une température plus ou moins élevée par l'hydrogène, le charbon, le soufre et le chlore.

On obtient l'hydrate $ZnO + H^2O$ en précipitant un sel de zinc par la potasse.

Exp. 420. Brûlez du zinc dans le feu et recueillez l'oxyde de zinc qui s'est déposé sur les parois du poêle ou du creuset, et délayez-en avec quelques gouttes d'huile : vous obtiendrez une peinture préférable à celle que donnerait la céruse.

418. 2° **Sulfate de zinc.** — Ce sel, appelé aussi *couperose blanche*, s'obtient en dissolvant dans l'acide sulfurique du zinc, de l'oxyde, du sulfure ou des carbonates de zinc. Il cristallise avec 7 molécules d'eau.

A l'air, il s'effleurit; à 100°, il perd $6H^2O$; à 238°, il abandonne sa dernière molécule d'eau.

Il est très soluble dans l'eau; sa solution possède une saveur styptique.

Ce sel a quelque usage en teinturerie et en médecine.

Avec les sulfates alcalins, il forme des sels doubles, tels que le sulfate double de zinc et de potassium :

$$ZnO,SO^3,KO^2 + H^2O \text{ Form. atom.}$$
$$ZnO,SO^3,KO,SO^3 + HO \text{ Form. en équiv.}$$

419. **Caractères généraux des sels zinciques.** — Les sels de zinc sont incolores; leur saveur est styptique, nauséabonde : ils sont vénéneux. En solution, ils ne sont précipités par aucun métal.

Ils produisent :

1° Un précipité blanc de sulfure de zinc par l'*hydrogène sulfuré*, quand la solution est acidulée par l'acide acétique et non par HCl;

2° Un précipité blanc de sulfure de zinc hydraté par les *sulfures alcalins*, par le *sulfure d'ammonium* en particulier;

3° Un précipité blanc d'oxyde hydraté par la *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*.

Les sels de zinc chauffés avec du *carbonate sodique* donnent à la flamme d'oxydation des fumées blanches qui se condensent en une auréole jaune, qui blanchit en refroidissant. Chauffés avec de l'*azote de cobalt*, ils se colorent en vert.

Exp. 421. Faites reconnaître les caractères généraux des sels de zinc : incolores, saveur styptique. Dans la dissolution d'un sel de zinc, plongez une lame de cuivre, de fer : vous verrez qu'aucun métal ne déplace le zinc.

422. Avec la solution d'un sel de zinc, faites les trois essais indiqués : par l'hydrogène sulfuré, le sulfure d'ammonium et la potasse.

423. Sur le charbon, chauffez un sel de zinc mêlé avec du carbonate de soude, puis avec de l'azotate de cobalt : constatez les couleurs indiquées n° 419.

NICKEL; COBALT

Symbole..... Ni; Co

420. **Généralités.** — Ces deux métaux se placent ensemble, parce que, dans la nature, ils sont associés aux mêmes éléments. On les trouve le plus souvent à l'état d'arséniure $NiAs^2$, $CoAs^2$. Leur extraction est laborieuse : tantôt on emploie la voie humide, tantôt la voie sèche pour les isoler. Les minerais de nickel et de cobalt ne sont pas rares : on en exploite d'assez riches en Nouvelle-Calédonie.

421. **Propriétés du nickel.** — Le nickel est un métal bril-

lant, gris d'acier, ductile, très tenace : on le réduit en feuilles et en fils minces. L'air ne l'altère pas, et l'eau n'a pas d'action sur lui, à froid.

C'est comme alliage que le nickel reçoit le plus d'applications. La monnaie d'appoint de la Belgique est un alliage de nickel et de cuivre. On fait des compas, des harnais et des ressorts avec le melchior ou maillechort, qui est un alliage de cuivre, de zinc et de nickel.

422. **Propriétés du cobalt.** — Le cobalt est gris d'acier tirant un peu sur le rouge. Sa ténacité est supérieure à celle du fer. A la température ordinaire et même à une forte chaleur, dès lors qu'il n'est pas parvenu au rouge, il n'est attaqué ni par l'air ni par l'eau. Il brûle avec une lumière rouge. Avec les autres métaux, il forme des alliages très durs.

Le nickel et le cobalt se combinent avec la plupart des métalloïdes.

423. **Caractères généraux des sels de nickel.** — Les sels de nickel anhydres sont jaunes; hydratés ou en dissolution, ils sont verts. Ils ont une réaction acide.

En solution, ils produisent :

1° Un précipité noir de sulfure de nickel, par le *sulfure d'ammonium ;*

2° Un précipité vert-pomme, par la *potasse* ou la *soude.*

Exp. 424. Procurez-vous des sels de nickel. Faites constater leur couleur jaune, lorsqu'ils sont anhydres, et leur couleur verte quand ils sont en dissolution. Assurez-vous de leur précipité noir avec le sulfure d'ammoniaque et de leur précipité vert avec la potasse.

424. **Caractères généraux des sels de cobalt.** — Solides et hydratés, ces sels sont rouges; anhydres, ils sont bleus. Leurs dissolutions sont rouges ou brunes, elles donnent une réaction acide.

En solution, ils produisent :

1° Un précipité noir de sulfure de cobalt, par le *sulfure d'ammonium ;*

2° Un précipité bleu verdâtre qui devient bleu peu à peu, par la *potasse.*

Exp. 425. Voyez la couleur bleue des sels de cobalt anhydres; leur couleur rouge lorsqu'ils sont hydratés. Constatez aussi la couleur de leur dissolution; le précipité noir qu'ils produisent par le sulfure d'ammoniaque; leur précipité bleu par la potasse.

MANGANÈSE

Symbol ..... Mn

425. **Propriétés.** — Ce corps n'est pas rare dans le règne minéral. On le trouve à l'état d'oxyde. Sa préparation se fait en décomposant au rouge-blanc l'oxyde de manganèse.

Comme ce métal est très cassant, il ne reçoit pas d'application à l'état métallique.

Inattaquable par l'air et l'oxygène secs, il se couvre de rouille brune à l'air humide.

Parmi ses composés, le plus important est sans contredit le bioxyde ou peroxyde de manganèse MnO^2. On s'en sert pour préparer le chlore et l'oxygène (Exp. 50 et 136); pour blanchir la pâte des verres à vitre; pour colorer en brun les poteries communes.

Le manganèse joue le rôle de base dans un grand nombre de sels; mais il peut être aussi la partie acide : quelquefois il joue les deux rôles, car il existe des manganates de manganèse.

C'est par le péroxyde de manganèse qu'on crée les acides manganique, permanganique et leurs sels : les premiers colorés en vert; les seconds, en rouge.

Le manganate et le permanganate de potasse sont surnommés *caméléons minéraux*, parce que leurs dissolutions prennent, à l'air, des nuances variées. Cette facilité de s'oxyder et de se désoxyder, c'est-à-dire de se composer et de se décomposer, rend ces sels précieux. M. Tessié s'est servi de cette propriété pour produire un dégagement continu d'oxygène.

Les Anglais emploient le permanganate de potasse pour purifier les eaux et désinfecter l'air.

Exp. 426. Broyez avec de l'eau 5 gr. de manganèse avec 20 gr. d'argile et 20 gr. de litharge. Claire et bien mélangée, la bouillie est étendue sur une panne que vous mettrez dans un four : la panne se couvrira d'un vernis noir, semblable à celui des poteries communes.

427. Mettez dans un creuset de porcelaine 5 gr. de manganèse et 2 gr. 1/2 d'acide sulfurique. Chauffé doucement pendant un quart d'heure, puis fortement pendant une heure, le mélange est refroidi et repris par l'eau. Après avoir filtré et évaporé à sec, on obtient une matière rosée qui est du sulfate de manganèse.

428. Dissolvez une partie du sulfate préparé (Exp. 427). Laissez à l'air cette dissolution : elle deviendra brune et vous constaterez un dépôt brun, le protoxyde de manganèse se transformant en sesquioxyde qui n'est plus complètement saturé par l'acide sulfurique.

429. Mélangez bien, dans un mortier, 5 gr. de bioxyde de manganèse pulvérisé avec 5 gr. de potasse caustique. Chauffez fortement ce mélange dans un creuset de porcelaine pendant 25 minutes. Après

refroidissement, reprenez-le par l'eau : vous aurez une solution verte due au manganate de potassium.

430. Exposez à l'air la moitié de la solution (Exp. 427) : peu à peu le liquide deviendra violet d'abord, rouge après. Ce phénomène est dû à l'acide carbonique de l'air qui s'empare d'une partie de la potasse; l'acide manganique devient libre.

431. Versez par gouttes de l'acide sulfurique dans l'autre moitié de la solution (Exp. 427) : le changement de couleur sera plus prompt. Ramenez ensuite le rouge au vert par de la potasse.

426. **Caractères généraux des sels de manganèse.** — Les sels manganeux sont blancs ou roses, leur solution est rose ou incolore. Les sels formés par l'oxyde manganique sont couleur de groseille ; peu stables.

En solution, ils produisent :

1° Un précipité de sulfure de manganèse couleur chair, par le *sulfhydrate d'ammonium;*

2° Un précipité d'hydrate manganeux blanc, devenant brun à l'air par la *potasse.*

Une solution d'un sel de manganèse traitée par de l'*acide nitrique* et du *bioxyde de plomb puce*, prend une belle couleur pourpre.

Exp. 432. Faites reconnaître les caractères physiques des sels de manganèse. En dissolution ils vous donneront les caractères indiqués au n° 426.

CHROME

Symbole..... Cr

427. **Propriétés.** — Le chrome existe dans un minerai appelé *plomb rouge de Sibérie.* On l'isole en réduisant ses oxydes par le charbon.

C'est un métal très dur, rayant le verre. Il ne s'oxyde pas à la température ordinaire; au rouge, l'oxygène le transforme en sesquioxyde vert Cr^2O^3, composé employé pour colorer les verres et la porcelaine.

Parmi les autres composés du chrome les plus utiles, on peut citer l'acide chromique CrO^3, oxydant énergique. Les sels qu'il forme ont quelque usage en peinture. La teinturerie s'en sert pour l'impression des indiennes.

Le chrome peut former la base de certains sels : il existe des sulfates, des carbonates de chrome.

Exp. 433. Disposez dans une capsule 10 gr. de bichromate de potassium; versez-y peu à peu 10 gr. d'acide sulfurique étendu de 5 gr. d'eau. Chauffez

doucement. Après refroidissement, mettez-y 10 gr. d'eau, tout en agitant. Décantez : il restera dans une capsule des cristaux de sulfate de potassium.

A la solution décantée renfermant l'acide chromique, mêlez 35 gr. de vitriol : il se déposera de l'acide chromique sous forme de cristaux rouges par un repos d'un jour ou deux ; mais il faut décanter le liquide de temps en temps.

434. Avec de l'alcool bien concentré, mouillez les parois d'un verre. Projetez ensuite au fond du verre un peu d'acide chromique : il y aura inflammation des vapeurs d'alcool par une partie de l'oxygène que cède l'acide chromique.

435. Mêlez dans un mortier, avec beaucoup de précaution, sans appuyer, 6 gr. d'acide chromique et 0 gr. 25 de camphre. Au moyen d'un tube effilé, laissez-y tomber de haut une goutte d'alcool : il y aura détonation et flamme.

428. **Caractères généraux des composés chromiques.** — Les solutions des sels de chrome sont vertes ou violettes. Elles donnent un précipité verdâtre d'hydrate chromique, par le *sulfure d'ammonium*.

On transforme les sels de chrome en chromate de la manière suivante. On fait une solution d'oxyde de chrome au moyen de la potasse, on y ajoute du *bioxyde de plomb puce* et on chauffe le mélange ; ensuite, on précipite le chromate de plomb *formé par l'acide acétique*.

Au chalumeau, les sels de chrome produisent avec le borax, sur le fil de platine, une perle vert-émeraude.

Exp. 436. Dissolvez quelques sels de chrome, et faites remarquer leurs solutions. Précipitez-en une dans un tube d'essai par le sulfure d'ammoniaque.

437. Transformez un sel de chrome en chromate par le procédé indiqué au n° 428.

438. Chauffez le bout replié d'un fil de platine, et passez-le dans la poudre de borax, puis dans une solution de chrome. Faites la perle avec le chalumeau : vous verrez sa couleur verte.

BISMUTH

Symbole..... Bi

429. **Propriétés.** — On le trouve à l'état natif et cristallisé, mêlé avec du quartz. Pour le séparer de la gangue, il suffit de chauffer le minerai dans un tuyau de fonte incliné : le métal coule au fond, plus ou moins souillé d'arsenic et de soufre.

Le bismuth est un métal trop cassant pour être employé seul ; en revanche, il est très fusible, et communique cette propriété aux corps avec lesquels on l'allie. Blanc rougeâtre, il donne à ses composés un éclat qui les fait rechercher.

Les plus employés sont : 1° le sous-azotate de bismuth (1), utile en médecine pour combattre les affections de l'estomac; 2° le blanc de perle et le blanc de fard. Ce dernier a l'inconvénient d'empêcher la transpiration et de creuser des rides précoces.

430. **Analogies du bismuth et de l'antimoine**, par M. Wurtz :

(2)	(2)
$BiCl^3$	$SbCl^3$
Trichlorure de bismuth	Trichlorure d'antimoine
Bi^2O^3	Sb^2O^3
Oxyde bismuthique	Oxyde antimonique
Bi^2O^5	Sb^2O^5
Anhydride bismuthique	Anhydride antimonique
Bi^2O^4	Sb^2O^4
Bismuthate de bismuth	Antimoniate d'antimoine
Bi^2S^3	Sb^2S^3
Sulfure de bismuth	Sulfure d'antimoine

431. **Caractères principaux des composés bismuthiques.** — Les sels de bismuth donnent des solutions incolores. Ils sont précipités, si l'on y ajoute une grande quantité d'eau.

Ils produisent :

1° Un précipité noir de sulfure de bismuth par l'*hydrogène sulfuré;*

2° Un précipité blanc d'hydrate de bismuth devenant jaune à l'ébullition par la *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque*.

Le bismuth est déplacé de ses combinaisons à l'état métallique par le zinc, le cuivre, l'étain, le fer. On peut le constater en introduisant une lame de cuivre dans une solution de sel de bismuth : la lame devient gris d'acier par le bismuth qui s'y fixe.

Exp. 439. Faites une solution de sous-azotate de bismuth ou d'un autre sel. Etendez-la d'une grande quantité d'eau : remarquez le précipité.

440. Dans une partie de cette solution (Exp. 439), mettez de l'hydrogène sulfuré : l'opération se fait dans un tube d'essai. Remarquez le précipité noir de sulfure de fer.

441. Avec une autre partie de la solution (Exp. 434), constatez, par la potasse, un précipité blanc d'hydrate de bismuth ; faites-le chauffer, il jaunira.

442. Dans une plus grande partie de la solution (Exp. 434), plongez des lames de zinc, de cuivre, d'étain, de fer : le bismuth s'y précipitera.

Faites le 66e devoir.

(1) Form. atom. $BiAzO^4 + H^2O$; Form. en équiv. $BiO^3,AzO^5 + HO$

(2) Formules en équivalents : Bi^2Cl^3

Sb^2Cl^3

RÉSUMÉ

414. Le *zinc* existe à l'état de minerai : la Belgique, la Silésie, l'Angleterre en possèdent de riches carrières.

415. Pour l'extraire, on chauffe le minerai dans de grandes cornues en terre réfractaire.

416. Le zinc est un métal bleuâtre qui se ternit à l'air. Il brûle C'est un des éléments du laiton.

417. L'*oxyde de zinc* ou blanc de zinc reçoit une application en peinture, il ne se ternit pas par les émanations sulfureuses.

418. Le *sulfate de zinc*, appelé couperose blanche, renferme 7 molécules d'eau. Il a quelque usage en peinture.

419. Les sels de zinc sont incolores. Leur solution donne : 1° un précipité blanc par l'*hydrogène sulfuré* et par les *carbonates alcalins*.

420. Associés dans la nature, le nickel et le cobalt forment de riches minerais en Nouvelle-Calédonie.

421. Le *nickel* est un métal grisâtre très tenace, inaltérable à l'air. Il est un des éléments du melchior, alliage connu.

422. Le *cobalt* est un métal gris rougeâtre, inaltérable à l'air : il donne de la dureté aux alliages.

423. Jaunes lorsqu'ils sont anhydres, les sels de nickel sont verts quand ils sont hydratés. Ils se précipitent en noir par le *sulfure d'ammoniaque* et en jaune par la *potasse*.

424. Les sels de cobalt sont bleus à l'état anhydre et rouge, lorsqu'ils sont hydratés. Ils se précipitent en noir par le *sulfure d'ammonium* et en bleu par la potasse.

425. Le *manganèse* existe à l'état d'oxyde dans le règne minéral : c'est un métal cassant qui reçoit peu d'applications.

426. Les sels de manganèse sont blancs ou roses. En solution, ils produisent : 1° un précipité couleur de chair par le *sulfate d'ammoniaque;* 2° un précipité blanc, redevenant bleu à l'air, par la *potasse*.

427. Le *chrome* est un métal très dur ; il raye le verre et ne s'oxyde pas à la température ordinaire.

428. Les composés chromiques colorent en vert leur dissolution. Ils donnent un précipité verdâtre par le *sulfure d'ammonique*.

429. Trop cassant pour être employé seul, le *bismuth* est en revanche très fusible, propriété qu'il communique aux autres métaux avec lesquels on l'allie.

430. Dans leurs combinaisons, le bismuth et l'antimoine présentent des analogies frappantes.

431. Les sels de bismuth ne colorent pas leurs solutions. Ils produisent : 1° un précipité noir de sulfure de bismuth par l'*hydrogène sulfuré;* 2° un précipité blanc par la *potasse*.

66e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 414 à 431). — Zinc ; les sels, leurs caractères. Nickel et cobalt ; leurs caractères. Manganèse ; ses sels, leurs caractères. Chrome, ses caractères. Bismuth, caractères de ses sels.

2° *Calcul.* Probl. 195 (331). — Dites si le soufre et le zinc sont dans la même proportion dans le sulfate de zinc que dans la blende, composée de 0,3366 de soufre et 0,6634 de zinc.

Probl. 196 (333). — Pour zinguer une feuille de tôle de 9 millimètres d'épaisseur 1m,4 de longueur et 0m,90 de largeur, on emploie 2 kg. de zinc. Dans quel rapport le fer et le zinc se trouvent-ils dans cette feuille?

Probl. 197 (371). — Sous l'action de l'acide sulfurique et de la chaleur, on n'obtient que la 1/2 de l'oxygène que contient le bioxyde de manganèse ; quel serait le volume de l'oxygène obtenu, si le sulfate de manganèse, résultant d'une préparation, pesait 150 gr. ? (Exp. 50.)

Probl. 198 (372). — C'est encore avec le bioxyde de manganèse qu'on prépare le chlore. (Exp. 136.) Avec 100 gr. de bioxyde de manganèse, combien peut-on préparer de litres de chlore?

Probl. 199 (373). — On trouve, en Bohême, un minerai composé de : 0,779 d'arsenic ; 0,099 de cobalt ; 0,047 de fer ; 0,038 de bismuth ; 0,013 de cuivre ; 0,012 de nickel ; 0,012 de soufre. Tout le cobalt et tout le nickel étant combinés avec l'arsenic, dans la proportion de 1 atome de chacun à 2 d'arsenic, donnez la formule de ces deux arséniures, et leur poids 0/0 dans le minerai.

CHAPITRE XXII

DE L'ÉTAIN

Symbole	Sn de *stannum*
Poids atomiques	118
Poids en équivalents	59

432. **État naturel.** — L'étain n'est pas rare dans la nature. On le trouve associé à d'autres métaux, plomb, fer, etc., généralement il est à l'état d'oxyde. C'est d'un minerai appelé *cassitérite* qu'on l'extrait. De riches gisements sont exploités dans le comté de Cornouailles en Angleterre et dans la presqu'île de Malacca.

433. **Métallurgie.** — Le minerai est d'abord trié, bocardé, lavé, grillé. Il subit ensuite un nouveau lavage qui entraîne les parties désagrégées et légères. Plus dense, le bioxyde reste au fond. Retiré et mélangé avec du charbon et de la chaux, on lui fait subir une calcination dans un four à manche F (fig. 231). Une tuyère disposée en S amène l'air qu'envoie une soufflerie. Il se forme de l'oxyde de carbone, qui réduit l'oxyde d'étain. Le métal coule dans un creuset C. On enlève les scories. Quand le creuset est plein, on débouche le trou de coulée O. Reçu dans des bassins de plomb, l'étain est agité avec des bâtons de bois vert. Purifié par *liquation* (n° 468), il reçoit dans des lingotières la forme de saumons, et est ainsi livré au commerce.

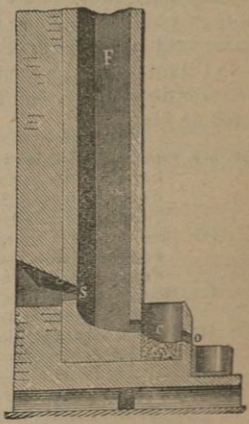


Fig. 231. — Four à manche.

Exp. 443. Disposez une petite plaque de fer-blanc sur une lampe à alcool. Lorsque l'étain sera fondu, projetez-y de l'eau froide pour solidifier l'étain. Passez ensuite sur la plaque deux éponges trempées, l'une dans de l'eau régale étendue ; l'autre dans une lessive de potasse : il se formera une belle cristallisation.

434. **Propriétés et usages.** — L'étain est un métal blanc, presque aussi brillant que l'argent. Il est si mou qu'on le plie facilement avec les mains; alors il fait entendre un bruit appelé *cri de l'étain*, et communique aux doigts une odeur désagréable.

A froid l'étain est inaltérable à l'air.

Il est peu attaquable par les acides sulfurique et chlorhydrique, à froid.

L'étain réagit énergiquement sur l'acide azotique du commerce : il y a formation de bioxyde d'azote, et, au contact de l'air, de vapeurs rutilantes.

Les lessives alcalines dissolvent l'étain, surtout à chaud.

Peu altérable par le vinaigre et les autres acides des aliments, l'étain est employé pour étamer les ustensiles de cuisine, le fer, le cuivre, etc. Cependant il faut éviter de laisser séjourner des aliments acides dans des vases étamés.

Sa grande malléabilité le fait employer en feuilles très minces pour envelopper certaines substances alimentaires, qu'on veut préserver de l'action de l'air et de l'humidité. On allie l'étain au plomb pour faire des vases, des cuillers, des mesures de capacité, etc. Il entre aussi dans l'amalgame des tains de glace.

Exp. 444. Introduisez, dans un verre, de l'étain en grenailles ou par petits fragments ; versez-y de l'acide nitrique, contenant 4 équivalents d'eau. L'acide azotique du commerce convient : vous verrez se dégager des torrents de vapeurs rouges.

445. Disposez sur le charbon 1 partie d'étain et 4 de plomb (Exp. 187). Faites-y arriver la flamme du chalumeau : vous aurez un alliage qui s'oxyde rapidement au rouge.

446. Mettez un peu d'étain sur une petite pièce de cuivre ; et, au moyen de pinces, tenez-la sur la flamme d'une lampe : l'étain n'adhèrera pas.

447. Faites la même opération (Exp. 446), après avoir disposé sur le cuivre un peu de sel ammoniac en poudre : l'étain se fixera sur le cuivre.

448. Mettez de l'étain, en copeaux, dans une solution de tartrate de potasse. Plongez ensuite dans cette solution en ébullition des objets en cuivre décapés : laissez-les ainsi pendant un quart d'heure : ils seront étamés.

PRINCIPALES COMBINAISONS DE L'ÉTAIN

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure stanneux	$SnCl^2$;	SnCl
— stannique	$SnCl^4$;	$SnCl^2$
Oxyde stanneux	SnO ;	SnO
— stannique	SnO^2 ;	SnO^2
Sulfure stanneux	SnS ;	SnS
— stannique	SnS^2 ;	SnS^2

435. 1° **Chlorure stanneux.** — Ce composé est encore désigné sous les noms de *protochlorure d'étain, sel d'étain.* On l'obtient anhydre par l'action du gaz chlorhydrique sur l'étain : il y a dégagement d'hydrogène ; le chlorure stanneux apparaît sous forme de masse grisâtre et brillante à cassure vitreuse.

Il est hydraté si sa formation résulte d'une dissolution d'étain dans l'acide chlorhydrique concentré et chaud. Le sel se dépose en beaux cristaux jaunes transparents qui ont la formule suivante $SnCl^2 + 2H^2O$.

C'est un excellent réducteur : il absorbe l'oxygène de l'air libre ou se dissout dans l'eau pour former un oxychlorure stannique ; il réduit certains oxydes métalliques à l'état de protoxyde. Son avidité pour le chlore le fait passer à l'état de chlorure stannique, lorsqu'il se trouve en contact avec un corps qui en renferme. Vous pouvez l'expérimenter en versant, en excès, une solution de chlorure stanneux dans une solution de chlorure mercurique : vous obtiendrez même du mercure métallique.

On emploie le chlorure stanneux en teinturerie comme *rongeant.*

Exp. 449. Mettez 2 gr. d'étain en feuilles dans un ballon ; versez-y 4 gr. d'acide chlorhydrique ; chauffez et faites-y arriver un peu d'air ou quelques gouttes d'acide azotique. Tant qu'il y a de l'étain, il ne peut se former de chlorure stannique.

450. Au moyen d'un soufflet faites arriver de l'air dans le chlorure stanneux (Exp. 449), il se formera de l'oxychlorure stannique.

436. 2° **Chlorure stannique.** — Connu sous le nom de *liqueur de Libavius*, de *bichlorure*, de *tétrachlorure*, il se forme anhydre par l'action du chlore en excès sur de l'étain. On peut laisser tomber des lames minces d'étain dans un flacon rempli de chlore ou faire passer du chlore sec sur de la grenaille d'étain légèrement chauffée : le métal brûle.

Le chlorure stannique est un liquide incolore, d'une odeur insupportable ; il jaunit par un excès de chlore. A l'air, il répand des fumées blanches, et se transforme en hydrate. Quelques gouttes d'eau versées dans le bichlorure d'étain produisent un bruit semblable à celui que fait le fer rouge introduit dans l'eau. Le chlorure stannique hydraté est connu dans le commerce sous

le nom d'*oxymuriate d'étain*. Ses cristaux retiennent 5 molécules d'eau. Ils se dissolvent dans une petite quantité d'eau ou dans une grande quantité acidulée avec l'acide chlorhydrique. Ainsi que le chlorure stanneux, le chlorure stannique est employé comme *mordant*.

Les indienneurs emploient ces chlorures, pour produire des dessins blancs sur fond chamois ; les couleurs violettes et les autres nuances, qui rehaussent tant l'éclat des indiennes, s'obtiennent par les mêmes rongeants.

Exp. 451. Ajoutez un peu d'eau chlorée au protochlorure préparé (Exp. 449). Lorsque l'odeur du chlore persistera dans le liquide, le chlorure stanneux sera transformé en chlorure stannique.

452. Faites une infusion de bois de Lima ou du Japon. Mettez-y ensuite du chlorure stanneux ou stannique : la couleur jaunâtre de l'infusion deviendra rouge-pourpre.

453. Mettez un peu de chlorure stannique dans une soucoupe ; et, avec précaution, projetez-y quelques gouttes d'eau.

437. 3° **Oxyde stanneux**. — Il a l'aspect noir ou rouge, selon sa préparation. On l'obtient *noir* en faisant bouillir l'hydrate stanneux blanc avec un excès d'ammoniaque. L'hydrate stanneux s'obtient en précipitant une solution de chlorure stanneux par la potasse, le tout porté à l'ébullition.

On obtient de l'oxyde *rouge* en précipitant le chlorure stanneux par l'ammoniaque, l rsque, faisant bouillir la liqueur avec le précipité, on dessèche celui-ci à une douce chaleur en présence du sel ammoniaque formé (Frémy).

Exp. 454. Au protochlorure d'étain préparé (Exp. 449), ajoutez de l'ammoniaque : il se formera un précipité blanc de protoxyde d'étain hydraté. Faites bouillir ensuite le liquide pendant quelque temps : l'oxyde deviendra anhydre sous forme de poudre noire.

438. 4° **Oxyde stannique**. — Il existe dans la nature sous forme de beaux cristaux à base carrée. Généralement, il est coloré en brun. Ce minerai est connu sous le nom de *cassitérite*. On l'obtient en calcinant de l'étain à l'air.

Les hydrates stanniques constituent des *acides*, qui forment des sels.

Une solution de chlorure stannique traitée par de l'ammoniaque donne l'acide *stannique* H^2SnO^2.

L'action de l'acide azotique concentré sur l'étain produit l'acide *métastannique* $H^2Sn^5O^{11} + 4H^2O$ [1].

Ces deux acides se combinent avec des bases et forment des stannates et des métastannates.

Exp. 455. Faites une solution de chlorure stannique (Exp. 451). Traitez-la par de l'ammoniaque : vous aurez une matière gélatineuse, qui séchera à l'air.

C'est une poudre cristalline blanche, insoluble dans l'eau et les acides.

439. 5° **Sulfure stanneux, protosulfure.** — On le prépare en calcinant de l'étain en limaille avec de la fleur de soufre. Il peut aussi être préparé par la voie humide.

Exp. 456. Mettez dans un tube d'essai un peu d'une solution de chlorure stanneux (Exp. 449): L'acide sulfhydrique y produira un précipité brun rougeâtre : déplaçant le chlore, le soufre forme avec l'étain un sulfure stanneux.

457. L'acide sulfhydrique dans une solution de chlorure stannique produirait du sulfure stannique, sous forme de précipité jaune : essayez-le.

458. Enveloppez 5 parties de soufre dans 10 parties d'étain en feuille; placez ce rouleau dans un tube d'essai et chauffez : une partie du soufre brûlera; l'autre se combinera avec l'étain pour former du sulfure stanneux, brun et brillant, que vous constaterez au fond du tube.

440. 6° **Sulfure stannique.** — Ce bisulfure est aussi appelé *or mussif*, quand il est préparé de la manière suivante : 12 parties d'étain, 6 de mercure, 7 de soufre et 6 de sel ammoniac broyées ensemble et chauffées doucement d'abord, puis portées et maintenues au rouge, pendant plusieurs heures. Il se produit une matière écailleuse, d'aspect métallique. C'est l'*or mussif* employé pour bronzer les bois, enduire les coussins des machines électriques, etc.

Exp. 459. Broyez dans un mortier 12 parties de sulfure stanneux obtenu (Exp. 456) avec 3 parties de soufre et 6 parties de sel ammoniac. Introduit dans un matras, ce mélange est chauffé au bain de sable : il se formera du sulfure stannique, or mussif.

Préparez-le aussi comme c'est indiqué au n° 440.

441. **Caractères principaux des sels d'étain.** — Tous les composés d'étain peuvent être transformés en chlorure stanneux ou stannique, par l'acide chlorhydrique ou l'eau régale, une lame de zinc ou de fer plongeant dans une solution d'étain se couvre d'étain.

L'*hydrogène sulfuré* sert à distinguer, dans une solution, les sels stanneux ou au minimum des sels stanniques ou au maximum: les premiers sont précipités en brun-marron; les deuxièmes en jaune sale.

Tous les sels d'étain produisent :

Un précipité blanc soluble dans un excès de réactif, par la *potasse* ou la soude.

Exp. 460. Plongez une lame de zinc ou de fer dans la solution d'un sel d'étain constatez le phénomène.

461. Refaites les deux expériences 455 et 456. Vous distinguerez ainsi les sels stanneux au minimum des sels stanniques au maximum.

462. Au moyen d'un tube d'essai, constatez le précipité blanc que produit la *potasse* dans un sel d'étain en solution.

Faites le 67e devoir.

RESUME

432. Dans la nature, l'*étain* est associé à d'autres métaux. Généralement, il est à l'état d'oxyde.

433. Trié et bocardé, le minerai est grillé avec du charbon : il se forme de l'oxyde de carbone, qui réduit l'oxyde d'étain.

434. L'étain est blanc, mou. On s'en sert pour étamer le fer, le cuivre, etc. ; pour envelopper des substances alimentaires. On l'allie à d'autres métaux.

435. Le *chlorure stanneux* est un excellent réducteur. On l'emploie en teinturerie comme *mordant*.

436. Le *chlorure stannique* est un liquide incolore, d'une odeur insupportable. A l'air il répand des fumées blanches, et se transforme en hydrate.

437. L'*oxyde stanneux* est noir ou rouge, selon sa préparation.

438. Dans la nature, l'*oxyde stannique* forme de beaux cristaux à base carrée. Ses hydrates constituent des acides qui forment des sels.

439. Pour préparer le *sulfure stanneux*, on calcine l'étain en limaille avec de la fleur de soufre.

440. Le *sulfure stannique* constitue l'*or mussif*, lorsqu'on le prépare avec de l'étain, du mercure, du soufre et du sel ammoniac.

441. Les *sels d'étain* en solution se précipitent sur une lame de zinc ou de fer. L'hydrogène sulfuré précipite en brun les sels stanneux et en jaune les sels stanniques. La potasse précipite en blanc tous les sels de l'étain.

67e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 432 à 441). — Étain, ses propriétés, ses usages. Principales combinaisons. Chlorure stanneux en particulier. Or mussif. Caractères des sels de l'étain.

2° *Calcul*. Probl. 200 (385). — La cassitérite du Mexique est composée de : 0,66 d'étain ; 0,05 de fer et 0.39 d'oxygène. L'oxygène y est-il dans le même rapport que dans l'oxyde stannique SnO^2 ?

Probl. 201 (388). — L'or mussif natif est composé de : 0,625 d'étain ; 0,3 de cuivre ; 0,305 de soufre ; 0,13 de fer. Dire si la combinaison de l'étain avec le soufre, dans cet or, se rapproche plus de SnS que de SnS^2.

Probl. 202 (393). — Un étameur a fixé 100 gr. d'étain à une casserole. En supposant que le feu et l'acide, pour le décapage, coûtent autant que l'étain, dites ce que l'ouvrier a eu pour son travail. Il a fait payer 3 fr. pour l'étamage de la casserole ; et l'étain vaut 5 fr. 50 le kg.

Probl. 203 (394). — Pour étamer les glaces, on étend des feuilles d'étain très minces et bien polies sur des tables de marbre, encadrées de bois formant rebords ; une rigole est pratiquée tout autour. On y verse une couche de mercure de 5 millimètres environ. Lorsque l'amalgame est achevé, on pousse les glaces sur ces feuilles, de manière à chasser le mercure en excès. On demande : 1° l'épaisseur d'une feuille d'étain de $0^m,9$ sur $0^m,55$ et pesant 720 gr. ; 2° l'épaisseur de la couche de mercure qui y a adhéré. On suppose que l'amalgame se compose de 4 parties d'étain et de 1 de mercure.

CHAPITRE XXIII

DU PLOMB

Symbole	Pb
Poids atom	207
Poids en équiv	103,5

441 *bis.* **Etat naturel.** — Ce métal n'est pas rare. Les minerais de plomb sont abondants en Espagne, en Allemagne. La France est elle-même assez bien partagée sous ce rapport.

On exploite de préférence les minerais qui renferment le plomb à l'état de carbonate ou de sulfure (galène).

MÉTALLURGIE

442. 1° **Méthode par réduction.** — Pour isoler le plomb qui est à l'état de carbonate, on calcine le minerai avec du charbon : l'opération se fait dans un four.

Le traitement de la galène est plus laborieux. Mélangé à de la

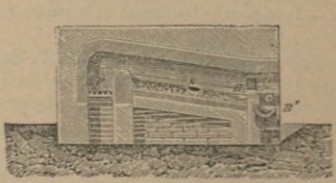


FIG. 232. — Four pour le traitement de la galène par réduction.

vieille ferraille, le minerai est introduit sur la sole S d'un four à

réverbère (fig. 232). Sous l'action de la chaleur développée par le foyer F et en présence du fer, le soufre abandonne le plomb et se porte sur le fer, pour lequel il a plus d'affinité, le plomb coule dans le bassin B où, pour le purifier, on le brasse avec du bois vert. La fumée s'échappe par les rampants r.

443. 2° **Méthode par réaction.** — On introduit la galène sur la sole S d'un four à réverbère, au moyen d'une trémie T (fig. 233)

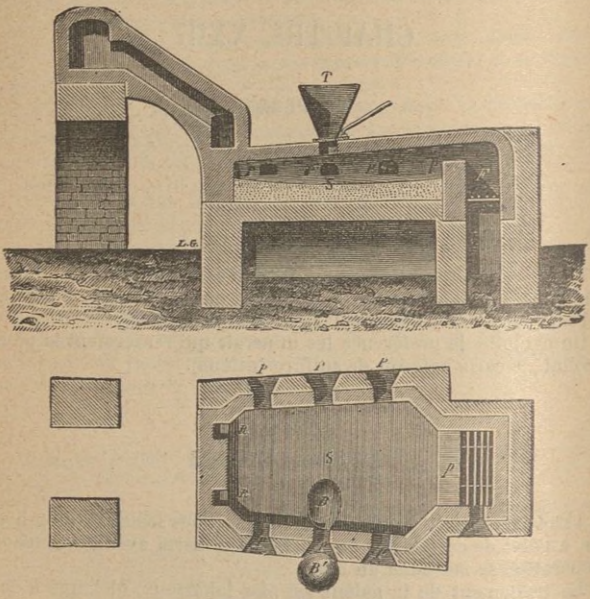


Fig. 233. — Four pour le traitement de la galène par réaction.

Un courant d'air s'établit par les portes P. Sous l'action de la chaleur développée au foyer F, il se forme de l'acide sulfureux dont une partie se dégage et l'autre donne naissance à du sulfate de plomb :

$$PbS + 4O = PbO\ SO^3, \text{ form. atom.}$$
$$PbS + 4O = PbO,SO^3, \text{ form. en équiv.}$$

Ce sulfate de plomb réagit sur le sulfure qui n'est pas encore décomposé ; alors il y a formation de gaz sulfureux et d'oxyde de plomb :

$$PbS + 3\ (PbO,SO^3) = 4PbO + 4SO^2.$$

La chaleur devenant plus forte, l'oxyde et le sulfate formés réagissent sur le sulfure ; dans ces réactions, il se forme encore de l'acide sulfureux : du plomb métallique est mis en liberté :

$$PbS + PbO,SO^3 = 2Pb + 2SO^2, \text{ form. atom.}$$
$$PbS + PbO,SO^3 = 2Pb + 2SO^2, \text{ form. en équiv.}$$

444. **Affinage du plomb par cristallisation.** — L'argent accompagne souvent le plomb. Extrait des galènes par réactions, comme nous l'avons vu, le métal, appelé *plomb d'œuvre*, renferme un peu d'argent. En vue de se procurer le métal fin, M. Pattinson a établi une méthode qui porte son nom, *pattinsonage*.

On introduit de 6 à 8000 kg. de plomb d'œuvre dans une chaudière centrale C (fig. 234). Le métal devenu fluide, on cesse le feu : par un refroidissement lent, le plomb pur cristallise au fond du

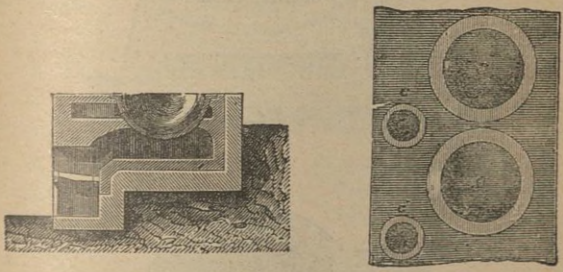


Fig. 234. — Cuves de pattinsonage.

bain. Avec des écumoires, on enlève les cristaux qu'on dépose dans une chaudière à gauche. Ce qui reste liquide renferme l'argent : on le porte dans une chaudière à droite. Par des opérations successives, on concentre tout l'argent dans une petite quantité de plomb.

445. **Affinage par coupellation.** — L'opération se fait sur la sole concave d'un four à réverbère. Parvenu à la fusion par la chaleur du foyer A (fig. 235), le métal est oxydé par l'air qu'amènent deux tuyères V. Il se forme un oxyde qu'on enlève par la porte *p'*. On est averti de la fin de l'opération par un phénomène appelé l'*éclair :* la mince pellicule d'oxyde qui couvre l'argent se déchire et on voit le métal brillant. On arrête alors le feu et le vent.

446. **Propriétés et usages du plomb.** — Le plomb est un métal mou, tendre, qu'on raye sans peine avec l'ongle. On le coupe facilement avec un couteau ; et on le ploie aisément avec les mains. Il ne possède aucune sonorité. Comme

il est très malléable, on le réduit en feuilles très minces.

D'un gris bleuâtre et brillant, lorsqu'on l'a coupé, il se couvre bientôt d'une pellicule d'oxyde.

A l'air, le plomb fondu s'oxyde rapidement.

Le plomb ne serait pas attaqué par l'eau pure, privée d'air; mais, au contact de l'eau pure aérée, il s'oxyde et se transforme en carbonate. Aussi ne doit-il pas être employé pour

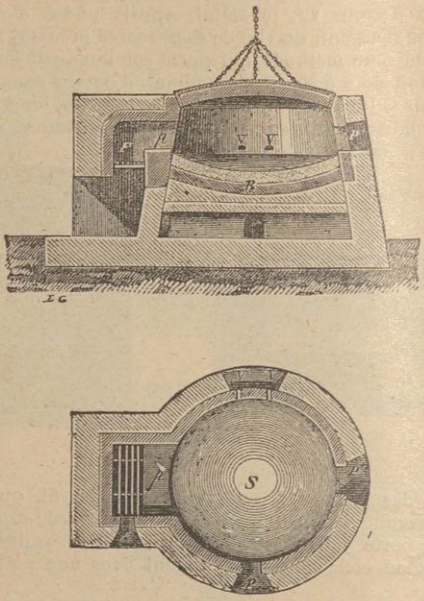


Fig. 235. — Four de coupellation.

couvrir les édifices. Les eaux de sources n'attaquent pas le plomb si elles contiennent des sels, tels que sulfates, chlorures.

L'acide azotique attaque énergiquement le plomb, tandis que l'acide sulfurique n'a d'action, sur ce métal, qu'autant qu'il est concentré et bouillant.

Les emplois du plomb sont nombreux et connus : tuyaux de conduite pour les eaux et le gaz, balles et grenailles pour la chasse, chambres pour fabriquer l'acide sulfurique, fabrication de la céruse, etc.

Il s'allie avec la plupart des métaux : les caractères ordinaires d'imprimerie sont faits avec 4/5 de plomb et 1/5 d'antimoine.

Les sels de plomb sont vénéneux : les ouvriers qui travaillent ce métal sont exposés à en ressentir les funestes effets.

Exp. 468. Préparez deux lames de plomb bien brillantes. Plongez-en une dans un verre d'eau de pluie, l'autre dans un verre d'eau de fontaine : observez les phénomènes.

PRINCIPALES COMBINAISONS DU PLOMB

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure de plomb....	$PbCl^2$;	PbCl
Iodure de plomb.....	PbI^2 ;	PbI
Sous-oxyde.....	Pb^2O ;	Pb^2O
Protoxyde de plomb, *massicot*, *litharge*....	PbO ;	PbO
Oxyde rouge ou minium.....	Pb^3O^4 ;	$PbO^2,2PbO$
Bioxyde de plomb....	PbO^2 ;	PbO^2
Sulfure de plomb.....	PbS ;	PbS
Azotate de plomb.....	$Pb(AzO^3)^2$;	PbO,AzO^5
Sulfate de plomb.....	PbO,SO^3	PbO,SO^3
Chromate de plomb...	PbO,CrO^3	PbO,CrO^3
Carbonate de plomb anhydre.....	PbO,CO^2 ;	PbO,CO^2
Céruse, carbonate de plomb hydraté.....	PbO,CO^2+H^2O ;	PbO,CO^2+HO
Céruse, carbonate de plomb basique.....	$2PbO,CO^2+PbO,H^2O$;	$2PbO,CO^2+PbO,HO$

447. 1° **Chlorure de plomb.** — On peut l'obtenir en faisant passer du chlore sur du plomb chauffé au rouge ou en portant à l'ébullition de l'acide chlorhydrique où l'on aurait introduit de la litharge. Le chlorure de plomb se dépose en poudre blanche peu soluble dans l'eau. Une dissolution de ce composé dans l'eau bouillante, refroidie lentement, donne des cristaux en forme d'aiguilles.

Chauffé au-dessous du rouge, le chlorure plombique fond ; puis, par le refroidissement, il se prend en une masse transparente connue sous le nom de *plomb corné*.

Il existe dans la nature, et on forme par combinaisons, plusieurs *oxychlorures* de plomb à proportions définies. Quelques-uns sont employés comme couleurs, en particulier le beau jaune d'or, appelé jaune de *Cassel*, de *Paris*, de *Vérone*, de *Turner* :

$PbCl^2,7PbO$, form. atom.
PbCl,7PbO, form. en équiv.

Exp. 464. Faites bouillir pendant un quart d'heure 5 parties de litharge, 20 parties d'acide chlorhydrique et 20 d'eau : décanté à chaud, le liquide déposera, par le refroidissement, de petits cristaux de chlorure de plomb.

465. Chauffez 8 gr. de litharge avec 1 gr. de sel ammoniac, il se formera un oxychlorure de plomb.

Dans d'autres expériences, changez les proportions des substances chauffées : vous produirez des nuances différentes.

448. 2° **Iodure de plomb.** — Il se forme par l'action de l'iodure de potassium sur un sel de plomb, l'acétate, par exemple : c'est un précipité jaune-citron, peu soluble dans l'eau.

La solution est incolore ; saturée à chaud, elle laisse déposer de magnifiques paillettes jaune d'or.

Chauffé à l'abri de l'air, il devient jaune, rouge-brique, rouge-brun ; il finit par se transformer en liquide transparent rouge-brun, qui se prend en une masse jaune transparente. Au rouge vif, il se volatilise (H. Davy).

Il existe des chloroiodures, des oxyiodures de plomb, etc. On peut voir leur formation et leurs propriétés dans le Dictionnaire Wurtz.

Exp. 466. Faites dissoudre dans l'eau un peu d'acétate de plomb. Mettez dans cette solution une quantité d'iodure de potassium, proportionnelle aux quantités d'iode et de plomb qui se combinent; un petit excès d'iode ne nuit pas. Chauffez, il se déposera, par le refroidissement, de jolis cristaux.

449. 3° **Protoxyde de plomb.** — Chauffé à l'air libre, le plomb se couvre d'une couche noire : c'est du sous-oxyde. Avant d'entrer en fusion, il se couvre d'une mince couche jaune, qu'on recueille sous forme de poussière : c'est le *massicot* PbO. Chauffé davantage, fondu et refroidi, le plomb se transforme en feuillets, connus sous le nom de *litharge*.

L'oxyde de plomb fond un peu au-dessous du rouge ; pendant sa fusion, il absorbe un peu d'oxygène, qu'il abandonne en se refroidissant. Il est un peu soluble. On le réduit par le charbon et l'hydrogène.

Base puissante, l'oxyde de plomb a une grande tendance à former des sels basiques.

Au contact de l'air et de l'eau, l'oxyde de plomb se transforme en hydrate de plomb PbH^2O^2.

La litharge s'emploie en pharmacie comme emplâtres. L'industrie s'en sert pour la fabrication de certains verres ; et surtout pour produire, avec le chlorure de plomb, la variété de couleurs dont il est parlé (n° 447). Elle rend plus siccative l'huile de lin.

Exp. 467. Disposez sur le charbon un petit fragment de plomb. Chauffez, avec le chalumeau, et observez les phénomènes indiqués au n° 449.

450. 4° **Oxyde rouge ou minium.** — Sa formule n'est pas

constante, car il renferme quelquefois de l'oxyde de plomb en excès.

Plusieurs modes sont employés pour sa fabrication : on calcine à l'air soit de la litharge, soit de la céruse, soit du massicot.

Le minium a un grand nombre d'usages : fabrication des papiers de tenture, cire molle et à cacheter, cristal, flint-glass, strass, émail de faïence, mastic rouge pour luter les pompes et les chaudières, première couche de peinture sur le fer, etc.

Exp. 468. Chauffez sur le charbon, avec le chalumeau, d'abord de la litharge, puis du massicot, enfin de la céruse : à chaque opération, vous obtiendrez du minium, si l'opération est bien conduite.

469. Chauffez dans une capsule ou une cuiller de fer 4 gr. de litharge et 1 gr. de chlorate de potassium. Lavez le produit pour enlever le chlorure de potassium : il restera du minium.

451. 5° **Bioxyde de plomb.** — On l'appelle quelquefois oxyde *puce*, à cause de sa couleur. Sa préparation se fait en traitant le minium par l'acide azotique étendu et bouillant : il se forme un azotate de plomb qui se dissout et du bioxyde de plomb qu'on lave à l'eau bouillante.

Ce composé est un oxydant énergique; sous l'action de la chaleur, il perd la moitié de son oxygène et se transforme en oxyde de plomb.

Trituré vivement avec un peu de soufre, il s'enflamme.

Le bioxyde de plomb décompose l'acide chlorhydrique ; il y a dégagement de chlore et formation de chlorure de plomb et d'eau :

$$PbO^2 + 4HCl = PbCl^2 + Cl^2 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$PbO^2 + 2HCl = PbCl + Cl + 2HO, \text{ form. en équiv.}$$

M. Frémy a démontré que le peroxyde ou bioxyde de plomb est un anhydride acide, il a décrit un plombate de potassium :

$$K^2PbO^3 + 3H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$KPbO^3 + 3HO, \text{ form. en équiv.}$$

Exp. 470. Préparez du bioxyde de plomb par le procédé indiqué au n° 451. Remarquez les phénomènes. Faites aussi l'expérience des propriétés du bioxyde de plomb, qui sont signalées au même numéro.

452. 6° **Sulfure de plomb.** — Dans la nature, c'est la galène, qui se présente sous forme de beaux cristaux cubiques gris bleuâtre. L'Angleterre possède ce minerai en abondance. On l'obtiendrait en chauffant de l'oxyde de plomb et du soufre.

Le sulfure de plomb fond au rouge ; à une plus haute température, il se volatilise. Chauffé à l'air, il donne lieu à la formation d'oxyde de plomb, de gaz sulfureux et de sulfate de plomb.

Délayé dans l'eau avec de la bouse de vache, il sert au vernissage des poteries communes.

Exp. 471. Faites dissoudre un peu d'acétate de plomb ; et, dans un tube d'essai, vous obtiendrez, par l'hydrogène sulfuré, un précipité noir, qui est un sulfure.

Parvenu ici, faites le 68e devoir.

453. 7° **Azotate de plomb.** — On l'obtient en faisant dissoudre dans l'acide azotique étendu et bouillant du plomb ou son protoxyde ou son carbonate. Ce sont de jolis octaèdres réguliers, durs et blancs. Sous l'action de la chaleur, ils décrépitent d'abord, puis se décomposent en peroxyde d'azote, oxygène et oxyde de plomb :

$$(AzO^3)^2Pb = Az^2O^4 + O + PbO, \text{ form. atom.}$$
$$PbO,AzO^5 = AzO^4 + O + PbO, \text{ form. en équiv.}$$

L'azotate de plomb est soluble dans l'eau.

Exp. 472. Mettez dans un tube d'essai, en petite quantité, de la litharge et de l'acide azotique. Chauffez doucement. La dissolution étant terminée, filtrez à chaud : par le refroidissement, il se formera des cristaux d'azotate de plomb.

454. 8° **Sulfate de plomb.** — Il existe cristallisé dans la nature. On l'obtient par l'action de l'acide sulfurique bouillant et concentré sur le plomb ou sur un sel de plomb. Alors il se présente sous l'aspect d'une poudre blanche.

A une température élevée, il prend sans se décomposer ; le refroidissement le laisse cristallisé.

Le charbon réduit le sulfate de plomb à une température peu élevée. Il donne du sulfure, si la proportion de charbon est en excès :

$$PbO,SO^3 + C^2 = 2\,CO^2 + PbS.$$

Avec une moindre proportion de charbon, on obtient du plomb métallique ou de l'oxyde de plomb (Wurtz) :

$$PbO,SO^3 + C = CO^2 + SO^2 + Pb, \text{ form. atom.}$$
$$PbO,SO^3 + C = CO^2 + SO^2 + Pb, \text{ form. en équiv.}$$

Le fer et le zinc le réduisent aussi.

Exp. 473. Avec 10 gr. de litharge et de l'eau, faites une bouillie. Mêlez-y 5 gr. d'acide sulfurique : il se formera du sulfate de plomb.

455. 9° **Chromate de plomb.** — C'est le *plomb rouge de Sibérie*, qui se présente sous forme de cristaux prismatiques obliques à base rhombe. On le prépare avec une solution d'acétate de plomb qu'on traite avec une dissolution de chromate de potasse. La peinture l'emploie sous le nom de jaune de chrome.

Insoluble dans l'eau, il se dissout bien dans la potasse caustique. Au rouge ce composé fond et perd de l'oxygène. On le réduit facilement par le charbon.

Exp. 474. Faites dissoudre quelques grammes de bichromate de potasse. Ajoutez-y de l'acétate de plomb : il se formera un précipité jaune, qui est du chromate de plomb.

475. Faites bouillir dans l'eau du carbonate de potassium avec du jaune de chrome que vous avez obtenu (Exp. 474). Vous aurez du *chrome orange*.

CÉRUSE

456. **Généralités.** — Ce carbonate de plomb, qui fait l'objet d'une grande industrie par sa fabrication et son emploi, n'a pas toujours la même formule. On distingue :

Le carbonate de plomb hydraté PbO,CO^2+H^2O;

Le carbonate basique $2PbOCO^2+PbO,H^2O$.

Plusieurs procédés sont en usage pour sa fabrication. Dans tous les cas, il faut, au moyen de vapeurs d'acide acétique, former un acétate de plomb basique, qui puisse être transformé par l'acide carbonique en hydrocarbonate de plomb.

Exp. 476. Avec une douce chaleur, faites dissoudre de la litharge dans du vinaigre : vous obtiendrez un acétate de plomb.

477. Faites dissoudre l'acétate de plomb (Exp. 476), dans de l'eau distillée ; ménagez un dégagement d'acide carbonique, dans cette solution : vous aurez de la céruse.

457. 1° **Méthode hollandaise.** — Livré dans le commerce en saumons d'environ 25 kg., le plomb est d'abord fondu et coulé en grilles à angles droits, qu'on dispose ensuite sur des pots contenant de l'acide acétique étendu d'eau. Ces pots présentent un orifice circulaire d'environ $0^m,25$ de diamètre et autant de profondeur. On les range dans une chambre carrée de 3 à 4 mètres de côté. Des 4 murs, qui s'élèvent de 5 à 6 mètres, un d'entre eux reste démoli pour faciliter le déchargement et le chargement d'une chambre.

Les pots, placés en lignes droites parallèles, se touchent. La 1re série est disposée sur une couche de fumier ayant servi : avec un bidon, un homme verse jusqu'à environ un tiers du pot, un mélange d'acide et d'eau préalablement préparé. On dispose les grilles *d* de manière à couvrir complètement les pots et l'espace qui reste entre chacun. Au moyen de madriers *f*, on établit une sorte de plancher *g* sur lequel on

dispose une couche d'environ $0^m,40$ d'épaisseur de fumier b de cheval peu consommé : dès lors que la paille est imprégnée de fiente ou d'urine pour que la fermentation produise

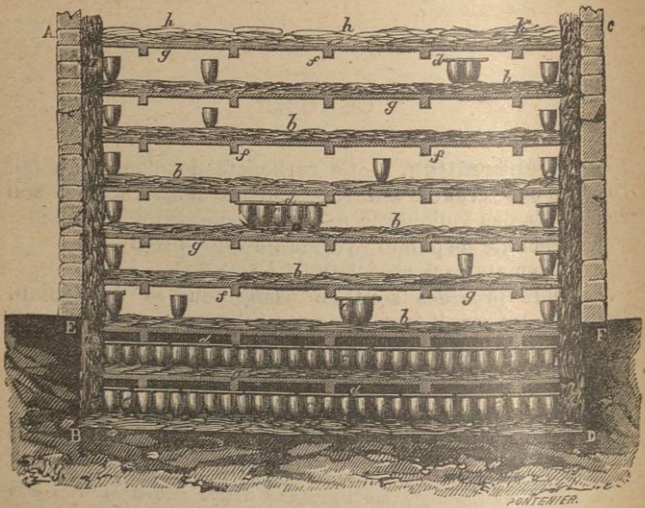


Fig. 236. — Fabrication de la céruse (procédé hollandais).

de l'acide carbonique, c'est suffisant ; chaque chambrée reçoit ainsi 8 à 10 séries de pots. On rebâtit le mur abattu. Au bout de 5 ou 6 semaines, le plomb est carbonaté ; les grilles sont blanches.

458. 2° **Procédé de Clichy.** — Comme déduction du fait suivant : *qu'un courant d'acide carbonique, dirigé à travers une solution d'acétate basique de plomb, précipite du carbonate de plomb et régénère l'acétate neutre*, Thénard imagina un nouveau procédé de fabrication de la *céruse* qu'on applique à Chichy. Voici sommairement l'explication :

Dans une cuve en bois, munie d'un agitateur et renfermant de l'acide acétique étendu, on introduit peu à peu de la litharge en poudre. Il s'y forme un acétate de plomb qu'on décante dans un autre cuvier où l'on fait arriver de l'acide carbonique par plusieurs tuyaux. En un jour, la précipitation du carbonate de plomb est complète. Additionné d'un peu

d'acide acétique, le liquide sert à d'autres opérations.

459. 3° **Procédé nouveau.** — On vaporise, par la chaleur, un mélange d'eau et d'acide pyroligneux ou de vinaigre de qualité inférieure. On fait dégager les vapeurs d'acide acétique dans des chambres hermétiquement fermées, et où est disposé, sur des tringles en bois, le plomb en feuilles ou en grilles qu'on veut carbonater. L'acétate de plomb s'étant formé, on fait arriver dans ces mêmes chambres un dégagement d'acide carbonique, produit par la combustion du coke ou la calcination de pierres calcaires. Par ce procédé, on peut faire de la chaux en même temps (1).

460. **Propriétés et usages de la céruse.** — La céruse est insoluble dans l'eau ; elle fait effervescence dans les acides, comme tous les carbonates. Vers 400°, elle se décompose et donne du massicot pour résidu.

La céruse reçoit d'importantes applications en peinture de bâtiments. Délayée dans l'huile, elle constitue un excellent enduit pour le bois, le fer, etc. : l'huile pénètre les matériaux, le plomb leur donne du corps. On s'en sert pour étendre les couleurs, pour leur donner de l'opacité.

Malheureusement elle a le grave inconvénient de causer des coliques aux ouvriers occupés à sa fabrication et à son emploi : il faut éviter d'aspirer sa poussière.

La céruse présente aussi l'inconvénient de noircir par l'hydrogène sulfuré.

Sous les noms de *céruse de Venise*, de Hambourg, on en trouve, dans le commerce, des qualités inférieures renfermant du sulfate de baryte.

La céruse est quelquefois falsifiée avec de la craie.

Exp. 478. Chauffée avec précaution, dans une cuiller, la céruse perd de l'eau et de l'acide carbonique : il reste du protoxyde et du carbonate non décomposé. Faites l'expérience.

479. Mettez un peu de céruse dans de l'acide nitrique. Si elle est pure, elle se dissout : le sel de baryte reste insoluble.

461. **Caractères principaux des sels de plomb.** — Les sels de plomb sont incolores, si leurs acides n'ont pas de couleurs. Ils sont lourds. Bien que possédant une saveur douceâtre, ils sont très vénéneux. Ils sont peu solubles dans

(1) M. Ulmar Villette, fabricant de céruse, à Lille, *quartier d'Esquermes*, utilise, pendant l'hiver, l'acide carbonique provenant de la combustion du coke ; en été, il a recours au carbonate de chaux qu'il calcine pour la production du gaz qui lui est nécessaire.

l'eau. Le fer et le zinc précipitent le plomb de ses solutions.

Les sels de plomb produisent :

1° Un précipité noir de sulfure de plomb par *l'hydrogène sulfuré :* ce précipité est soluble dans l'acide azotique bouillant; ce précipité serait rouge, s'il se produisait en présence de chlorures ou de matières organiques;

2° Un précipité d'hydrate de plomb par la *potasse :* ce précipité est soluble dans un excès de réactif;

3° Un précipité d'hydrate d'ammoniaque par *l'ammoniaque :* il est insoluble dans un excès de réactif;

4° Un précipité blanc, dans une solution plombique, même étendue par *l'acide sulfurique;*

5° Un précipité blanc dans les solutions concentrées par *l'acide chlorhydrique :* ce précipité est soluble dans l'eau bouillante.

Au chalume u, les sels de plomb, chauffés sur du charbon, avec du carbonate de sodium, donnent un globule qui s'aplatit sous le marteau.

Exp. 480. Faites les expériences nécessaires pour faire voir les caractères du plomb signalés au n° 446. Refaites aussi l'Exp. 280.

Faites le 69e devoir.

RÉSUME

441 *bis.* Le *plomb* n'est pas rare. C'est en Espagne et en Allemagne qu'on trouve les minerais les plus riches.

442. Le traitement du minerai par *réduction* se fait pour le plomb à l'état de carbonate. On calcine le minerai avec du charbon. Le traitement de la galène est plus laborieux.

443. La méthode par *réaction* consiste à transformer, par la chaleur, le sulfure de plomb, d'abord en sulfate, puis en oxyde.

444. Pour opérer l'*affinage* du plomb par *cristallisation*, on chauffe le métal dans une grande chaudière. Quand il est devenu fluide, on cesse le feu : le plomb cristallise au fond du bain; on l'enlève avec des écumoires ; l'argent reste dans le liquide.

445. L'affinage par *coupellation* se fait dans une cavité pratiquée dans la sole d'un four à réverbère ; là le métal est oxydé par l'air qu'amènent deux tuyères.

446. Le plomb est un métal gris, tendre, très malléable. A l'air, il se couvre d'une pellicule d'oxyde. Ses emplois sont : tuyaux de conduite pour les eaux et le gaz, balles et grenailles, fabrication de la céruse, etc...

447. Le *chlorure de plomb* est une poudre blanche, qui se forme lorsqu'on fait passer du chlore sur du plomb chauffé au rouge. On produit des *oxychlorures* de plomb remarquables par leurs

belles couleurs, jaunes de Cassel, de Paris, de Vérone, de Turner.

448. L'*iodure de plomb* se précipite en jaune-citron dans l'action de l'iodure de potassium sur un sel de plomb. Sa solution saturée à chaud laisse déposer de magnifiques paillettes jaune d'or.

449. Connu sous les noms de *massicot* ou de *litharge*, le *protoxyde de plomb* s'obtient, en chauffant le plomb à l'air libre. La litharge s'emploie en pharmacie comme emplâtres.

450. Le *minium* ou oxyde rouge s'obtient en calcinant à l'air du massicot ou de la litharge ; ses usages sont : fabrication des papiers de tenture, cire molle, cristal, strass, première couche de peinture sur le fer et les bois, etc.

451. Connu aussi sous le nom d'oxyde puce, le *bioxyde de plomb* se prépare en traitant le minium par l'acide azotique : c'est un oxydant énergique.

452. Le *sulfure de plomb* existe à l'état naturel sous le nom de galène. On l'obtient en chauffant de l'oxyde de plomb et du soufre.

453. On obtient l'*azotate de plomb*, en faisant dissoudre, dans l'acide azotique, du plomb, ou son protoxyde, ou son carbonate.

454. Le *sulfate de plomb* existe dans la nature ; on l'obtient par l'action de l'acide sulfurique bouillant sur le plomb ou sur un sel de plomb.

455. Il existe un *chromate de plomb* naturel, appelé plomb rouge de Sibérie ; mais on le prépare en traitant une solution d'acétate de plomb par une dissolution de chromate de potasse.

456. La *céruse* est un carbonate de plomb qui fait l'objet d'une grande industrie. On suit plusieurs procédés pour sa fabrication.

457. La *méthode hollandaise* consiste à placer des grilles de plomb sur des pots rangés, et renfermant de l'acide acétique. On les recouvre de fumier de cheval d'où se dégage de l'acide carbonique.

458. Le *procédé de Clichy* repose sur le fait suivant : Un courant d'acide carbonique, dirigé à travers une solution d'acétate basique de plomb, précipite du carbonate de plomb et régénère l'acétate neutre.

459. Le *procédé nouveau* consiste à faire dégager sur des feuilles ou des grilles de plomb, d'abord des vapeurs acétiques, puis de l'acide carbonique. Ces réactions se font dans des chambres hermétiquement fermées.

460. Délayée dans l'huile, la céruse est employée en peinture de bâtiments. Pénétrant dans le bois par l'huile, elle le conserve par le plomb.

461. Les sels de plomb sont incolores, peu solubles, douceâtres, vénéneux. Ils sont précipités de la dissolution : 1° en noir par l'*hydrogène sulfuré* ; 2° en blanc par l'*acide sulfurique*.

Au chalumeau, ils produisent un globule qui s'aplatit au marteau.

68e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 441 à 452). — Plomb, sa métallurgie : méthode par réduction, par réaction. — Affinage par cristallisation, par coupellation. — Propriétés du plomb. — Chlorure. — Massicot, litharge. — Minium.

2° *Calcul.* Problème 204 (401). — Pour réduire le minerai de plomb, on grille imparfaitement la galène. Puis on fait réagir la partie grillée du minerai PbO sur une galène non grillée, et le métal est mis en liberté. Si l'on obtenait 100 kg. d'oxyde de plomb, dans la 1re réaction, quelle quantité de plomb resterait-il dans la dernière? Quelle quantité de galène aurait-on employée à chaque réaction ?

Probl. 205 (407). — On enveloppe le chocolat, avec des feuilles formées d'un alliage de 0,66 de plomb et 0,34 d'étain. Combien renferme de chacun de ces métaux une rame de 20 mains ? Chaque main a 24 feuilles ; une feuille pèse 2 gr. 1/2.

Probl. 206 (408). — 0,8 de plomb et 0,2 d'antimoine composent les caractères ordinaires d'imprimerie ; 0,5 de plomb, 0,28 d'antimoine et 0,22 de cuivre composent les caractères de choix. Faites connaître la densité de ces deux alliages. On admet que ces métaux s'allient sans contraction.

69e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 453 à 461). — Sels de plomb, sulfate. — Carbonate, céruse. — Méthode hollandaise. — Méthode de Clichy. — Procédé nouveau. — Caractères des sels de plomb.

2° *Calcul.* Problème 207 (396). — Pour peindre une grille de fer, on a employé 6 kg. de minium à une 1re couche ; à une 2e couche, 3 kg. 1/2 de céruse. Dites le plomb qui est fixé à la grille.

Probl. 208 (393). — Chauffé au rouge, l'azotate de plomb se décomposa en protoxyde de plomb, en oxygène et en peroxyde d'azote. Avec 100 gr. d'azotate de plomb, quel poids de massicot obtiendrait-on ?

Probl. 209 (399). — Le charbon réduit le sulfate de plomb $PbSO^4 + C = CO^2 + SO^2 + Pb$. On demande le sulfate qu'on devrait chauffer, pour produire 100 gr. de plomb.

Probl. 210 (404). — Avec 100 kg. de plomb, combien peut-on fabriquer : 1° de céruse hydratée ; 2° de céruse basique ?

CHAPITRE XXIV

DU CUIVRE

Symbole	Cu
Poids atomique	63,5
Poids en équivalents	31,5

462. **État naturel.** — Le cuivre est très répandu. A l'état

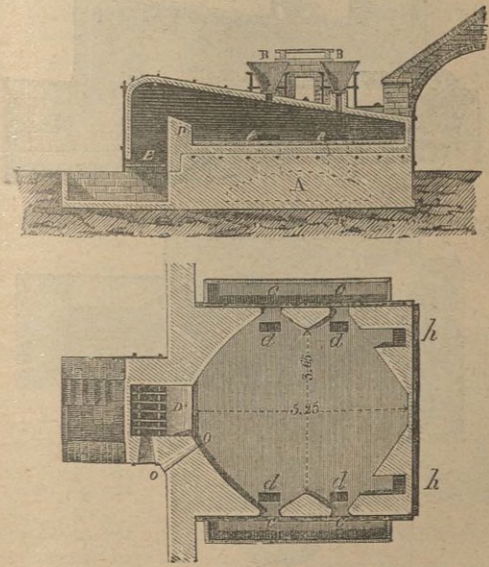


Fig. 237. — Four pour le grillage des pyrites cuivreuses.

natif, on le trouve en petits cristaux octaédriques dans l'Amérique

du Sud et en blocs pesant des milliers de kilogrammes sur les bords du lac Supérieur dans l'Amérique du Nord. A l'état de minerai, le cuivre forme des oxydes, des carbonates, des sulfures, etc. Il existe un sulfure double de fer et de cuivre, appelé *pyrite cuivreuse*, très abondant en Angleterre : c'est de ce minerai qu'on l'extrait généralement. Pour éliminer le soufre et le fer, cinq opérations sont nécessaires : elles sont développées ci-après.

MÉTALLURGIE

463. 1° **Le grillage.** — On dispose les pyrites cuivreuses dans un four à réverbère (fig. 237); le minerai en petits frag-

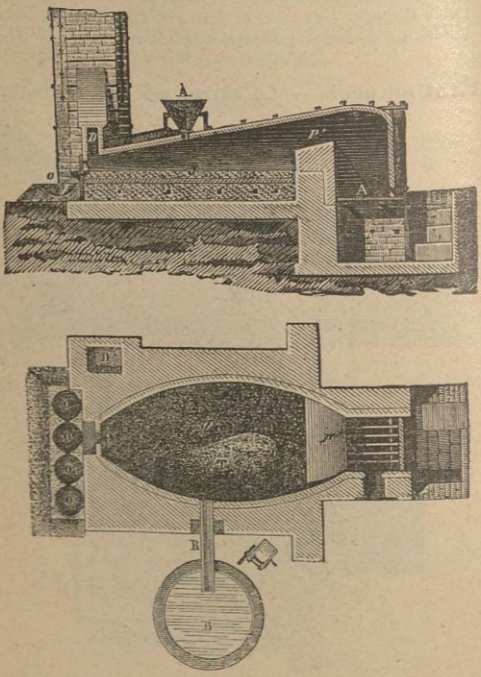


Fig. 238. — Four pour mattes.

ments est introduit par les trémies B. Le travail se fait par les

quatre portes *c*. On décharge le four par les ouvertures *d*. Près du foyer E, un canal O amène l'air.

Sous l'action de la chaleur, l'arsenic et l'antimoine se volatilisent. Une grande partie du soufre est transformé en acide sulfureux, qui se dégage, et en acide sulfurique, qui se combine avec les oxydes des métaux.

464. 2° **Fonte pour mattes.** — Le produit résultant du grillage est fondu dans un four à réverbère (fig. 238). La sole J est réfractaire et creuse en T. Près de la cheminée D est une porte.

Mélangé à du charbon, de la silice et du calcaire, le minerai grillé, sous l'action du feu, produit des scories qui renferment le fer à l'état de silicate : on les fait écouler dans des moules O qui communiquent. La masse appelée *matte* et contenant le cuivre à l'état de sulfure coule par la rigole R dans le bassin B.

465. 3° **Grillage de la matte.** — Cassée au marteau, la matte est introduite et grillée dans un four semblable à celui qui a servi au grillage du minerai (fig. 237). Il se forme un nouveau laitier, qui se sépare d'une masse métallique connue sous le nom de cuivre noir.

466. 4° **Fonte pour cuivre noir.** — Cette opération se fait dans un four semblable à celui qui a servi à la première fonte (fig. 238). La seule différence existe dans la sole du four, qui est plate et un peu inclinée vers la porte. Le cuivre noir ou sulfure de cuivre passe à l'état d'oxyde ; mais cet oxyde est bientôt réduit.

467. 5° **Raffinage du cuivre brut.** — Le cuivre brut, encore souillé de fer et de soufre, est entassé dans un four à réverbère (fig. 239). Sous l'influence de la chaleur, il entre en fusion, et s'oxyde par l'air qui y arrive de la tuyère O. La coulée a lieu dans les creusets C.

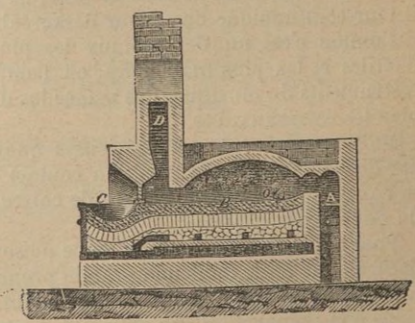


Fig. 239. — Fourneau pour le raffinage du cuivre noir.

Un ouvrier projette de l'eau sur le métal fondu : il se forme des disques, c'est le *cuivre rosette*, qu'on enlève avec une fourche. On met une couche de charbon sur ce cuivre en fusion et on brasse avec du bois vert. Réduit ainsi, le cuivre métallique est livré au commerce.

468. **Liquation du cuivre argentifère.** — Quand les pyrites

cuivreuses renferment de l'argent, on ne laisse pas perdre ce métal précieux. Par les traitements que nous avons vus, on

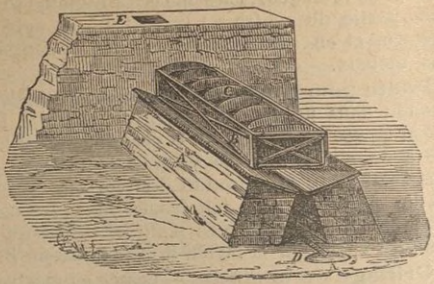


Fig. 240. — Appareil pour liquation du cuivre argentifère.

n'élague pas l'argent, au contraire on le concentre dans le cuivre noir.

Pour l'en retirer, on mêle d'abord du plomb au cuivre noir en fusion ; puis on coule cet alliage en disques qu'on refroidit brusquement. Placés entre des plaques de tôle B, ces disques C sont chauffés lentement dans l'appareil (fig. 240). Au point de fusion, le plomb coule dans le bassin B, entraînant l'argent. Cet alliage argentifère est traité par coupellation.

469. **Propriétés et usages.** — Le cuivre possède une couleur rouge, d'un vif éclat métallique. Frotté sur les doigts, il leur communique une odeur désagréable.

Comme c'est un des métaux les plus sonores, les plus ductiles et les plus malléables, on l'emploie pour faire des instruments de musique, des ustensiles de cuisine ; pour doubler les vaisseaux, etc.

Malheureusement ces précieuses qualités sont balancées par de fâcheuses propriétés : en contact avec l'air humide, il se couvre d'un hydrocarbonate de cuivre, connu sous le nom de *vert-de-gris*.

Pour prévenir la formation de ce poison et éviter tout accident, il faut tenir dans une grande propreté les ustensiles de ménage en cuivre, et faire étamer à l'intérieur les vases destinés à la préparation des aliments, lesquels renferment toujours des corps gras, du vinaigre, alors la formation du vert-de-gris marche rapidement.

Parmi les nombreux alliages du cuivre, on remarque le laiton, le bronze, le maillechort.

Exp. 481. Mettez quelques gouttes de vinaigre sur une lame de cuivre ; chauffez et laissez refroidir : vous constaterez de l'acétate de cuivre, *vert-de-gris*.

482. Le meilleur procédé pour nettoyer les objets de cuivre est une dissolution de 3 parties d'acide oxalique dans 100 parties d'eau : l'oxyde de cuivre est dissous sans oxydation nouvelle. Expérimentez-le.

Arrivé ici, faites le 10e devoir.

PRINCIPALES COMBINAISONS DU CUIVRE

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure cuivreux.....	Cu^2Cl^2 ;	Cu^2Cl
Chlorure cuivrique.....	$CuCl^2$;	$CuCl$
Oxyde cuivreux.....	Cu^2O ;	Cu^2O
Oxyde cuivrique.....	CuO ;	CuO
Sulfate de cuivre.....	CuO,SO^3+5H^2O ;	CuO,SO^3+5HO

470. 1° **Chlorure cuivreux.** — On le prépare en faisant bouillir dans un ballon de la tournure de cuivre avec de l'acide chlorhydrique. L'addition d'un peu d'acide azotique, de temps en temps, facilite la dissolution du cuivre. On obtient une liqueur brune à laquelle il faut ajouter de l'eau pour obtenir un précipité blanc.

Le chlorure cuivreux est une poudre blanche cristalline, insoluble dans l'eau, soluble dans l'ammoniaque. Fixant l'oxygène, cette dissolution se colore en bleu au contact de l'air. Il se combine avec l'oxyde de carbone.

Exp. 483. Préparez du chlorure cuivreux comme c'est indiqué au n° 470. Afin qu'il n'y ait pas d'excès de l'un des deux corps, mettez une quantité de cuivre et d'acide chlorhydrique, qui renferme du chlore, dans le rapport de la formule du composé.

471. 2° **Chlorure cuivrique.** — Il se forme facilement en faisant dissoudre l'oxyde de cuivre dans l'acide chlorhydrique ou le cuivre dans l'eau régale. Par l'évaporation, la solution donne des cristaux vert bleuâtre, renfermant 2 molécules d'eau d'hydratation.

Exp. 484. Faites la préparation du chlorure cuivrique par les procédés indiqués au n° 471. Évaporez la solution et constatez les cristaux qui se formeront.

472. 3° **Oxyde cuivreux.** — On l'appelle *oxydule, sous-oxyde de cuivre*. Dans la nature, il se présente en beaux octaèdres rouges transparents. On le prépare artificiellement en calcinant de l'oxyde cuivrique CuO avec du cuivre en poudre, ou un mélange sec de protochlorure de cuivre et de carbonate de soude.

L'oxydule de cuivre anhydre est une poudre cristalline rouge. Chauffé au contact de l'air, il fixe de l'oxygène et se convertit en oxyde cuivrique. Il forme un hydrate qui est jaune.

Le sous-oxyde de cuivre sert à colorer les verres en rouge rubis.

Exp. 485. Préparez l'oxyde cuivreux par les deux moyens indiqués n° 472.

486. Chauffez l'oxydule mélangé à de la poussière de charbon de bois : vous le réduirez.

487. L'oxydule ou son hydrate se dissolvent dans l'ammoniaque ; le liquide incolore d'abord devient bleu au contact de l'air : expérimentez-le. Pour aller plus vite, vous pourriez introduire de l'air dans la solution au moyen d'un soufflet.

473. 4° **Oxyde cuivrique.** — Il est quelquefois nommé *protoxyde de cuivre*, *oxyde noir de cuivre*. On le prépare en calcinant l'azotate de cuivre.

Préparé ainsi, l'oxyde de cuivre affecte la forme de poudre fine, noire. Réductible par le charbon et l'hydrogène, l'oxyde cuivrique sert dans l'analyse des matières organiques dont il transforme le carbone en acide carbonique et l'hydrogène en eau (Exp. 486). Avec l'eau et l'ammoniaque, il forme un hydrate connu sous le nom d'*eau céleste*, qui sert à orner les pharmacies. On l'emploie aussi pour colorer les vitres en vert.

Exp. 488. Faites au fil de platine, au moyen du chalumeau, un globule de borax que vous aurez trempé dans de l'oxyde cuivrique : le globule sera vert.

474. 5° **Sulfate de cuivre.** — On l'appelle aussi *vitriol bleu*, *couperose bleue*. Sa préparation se fait en brûlant les pyrites cuivreuses ou par l'action de l'acide sulfurique sur le cuivre : on emploie des rognures ou planures provenant du travail de ce métal.

Par le premier procédé, le sulfate n'est pas pur : les pyrites renfermant presque toujours du fer, il se forme du sulfate de fer. On le purifie avec un peu d'acide azotique.

Le sulfate de cuivre se présente en gros cristaux bleus, transparents. La saveur et styptique, désagréable, excitant la salivation. A l'air, les cristaux s'effleurissent à leur surface. A 100° ils perdent 4 molécules d'eau ; au-dessus de 200°, ils deviennent anhydres ; au rouge, le sulfate de cuivre se décompose en oxygène, acide sulfureux, acide sulfurique, et laisse pour résidu de l'oxyde noir de cuivre.

Le sulfate de cuivre se dissout dans 4 parties d'eau froide.

On l'emploie en agriculture, pour préparer les semences du blé : il détruit les germes de carie, les larves d'insectes. En teinturerie, il sert de mordant.

Exp. 489. Chauffez sur le charbon avec le chalumeau un mélange de sulfate de cuivre, de carbonate de sodium et de charbon. L'acide du sel de cuivre s'unit à la soude ; l'oxyde de cuivre se réduit et on constate du cuivre métallique après lévigation.

490. Faites bouillir dans une capsule une solution de sulfate de cuivre dans laquelle vous aurez mis du zinc en grenaille : le zinc remplacera le cuivre, qui se précipitera. Pour mieux l'isoler, lavez le résidu avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique.

491. Faites un mélange de sulfate de cuivre et de tartrate de potasse neutre. Dissolvez-le, et ajoutez-y de la potasse caustique jusqu'à ce que vous obteniez un liquide bleu foncé. Mettez-y de la glucose, et faites bouillir : la glucose absorbant de l'oxygène, le sel de cuivre se réduit : on le connaît au liquide qui passe au rouge. C'est sur ce principe que Barreswill a fondé une méthode d'analyse de la glucose.

475. **Caractères des sels de cuivre.** — — Les sels de cuivre sont bleus ou verts. Ils ont une saveur métallique désagréable et sont vénéneux. Les solutions des sels cuivreux précipitent en blanc par la potasse : en absorbant l'oxygène de l'air, elles deviennent bleues. Les sels cuivreux présentent peu d'intérêt.

Les sels cuivriques produisent :

1° Un précipité noir de sulfure de cuivre par l'*hydrogène sulfuré;* ce précipité se dissout dans l'acide azotique;

2° Un précipité bleu clair d'hydrate par la *potasse;* ce précipité est soluble dans un excès de réactif;

3° Un précipité blanc, qui bleuit dans un excès de réactif par l'*ammoniaque;*

4° Un précipité rougeâtre par le *ferrocyanure* de *potassium;* ce précipité est soluble dans les alcalis;

5° Une lame ou une aiguille d'acier bien décapée plongée dans une solution cuivrique un peu acidulée se couvre de cuivre : ce réactif est sensible au $\frac{1}{15000}$.

Au chalumeau, sur le charbon, les sels de cuivre donnent avec le carbonate de soude des grains de cuivre, qu'on reconnaît en détachant du charbon les masses qu'on lave avec de l'eau.

Exp. 492. Mettez dans un tube d'essai un peu d'une solution de sel de cuivre, et constatez l'effet produit par l'hydrogène sulfuré ; par la potasse, par le ferrocyanure de potassium.

493. Trempez des aiguilles dans une dissolution de sulfate de cuivre : vous les verrez se couvrir de cuivre.

494. Introduisez de l'ammoniaque et de la tournure de cuivre dans un flacon bien bouché : agitez vivement : vous constaterez une coloration bleue.

495. Placez un fil de cuivre, dans un bec de gaz : la flamme paraîtra verte.

496. Faites l'expérience du chalumeau indiquée au n° 476.

Faites le 71e *devoir.*

RÉSUMÉ

462. On trouve le *cuivre* dans l'Amérique, à l'état natif. En combinaison, il forme des oxydes, des carbonates, des sulfures.

463. La première opération métallurgique du cuivre est le *grillage* des pyrites cuivreuses : l'arsenic et l'antimoine se volatilisent ; le soufre est transformé en acide sulfureux, etc.

464. La *fonte pour mattes* consiste à fondre le résultat du grillage dans un four à réverbère : cette opération débarrasse le cuivre du fer qui l'accompagne.

465. La troisième opération est le *grillage de la matte* qui s'opère dans un four semblable à celui du grillage.

466. La quatrième opération, la *fonte pour cuivre noir*, fait passer le sulfure de cuivre à l'état d'oxyde.

467. Dans la cinquième opération, ou *raffinage du cuivre brut*, on projette de l'eau sur le métal fondu pour en faire du *cuivre rosette*, lequel est fondu et brassé avec du bois vert.

Ensuite il est livré au commerce.

468. Dans le but d'extraire l'argent qui accompagne le minerai cuivrique, on mêle le plomb au cuivre noir en fusion. L'alliage est coulé et refroidi brusquement ; alors le plomb se sépare du cuivre, entraînant l'argent avec lui. Cette opération est la *liquation du cuivre*.

469. Le cuivre est rouge, très brillant. C'est un des métaux les plus sonores. A l'air, il se couvre de vert-de-gris.

470. Le *chlorure cuivreux* se prépare en faisant bouillir de la tournure de cuivre avec l'acide chlorhydrique : c'est un réducteur.

471. Le *chlorure cuivrique* se forme facilement en faisant dissoudre l'oxyde de cuivre dans l'acide chlorhydrique.

472. L'*oxyde cuivreux* se prépare en calcinant de l'oxyde cuivrique avec du cuivre en poudre : c'est aussi un réducteur.

473. Préparé en calcinant l'azotate de cuivre, l'*oxyde cuivrique* est une poudre noire, réductible par le charbon.

474. Le *sulfate de cuivre* se prépare par l'action du vitriol sur le cuivre. Il forme de gros cristaux bleus et transparents qui s'effleurissent à l'air.

475. Les sels de cuivre sont bleus ou verts, vénéneux. Les solutions des sels cuivreux sont précipitées en blanc par la *potasse*.

Les sels cuivriques sont précipités en bleu clair d'hydrate par la *potasse*. Une aiguille d'acier plongée dans une solution cuivrique se couvre de cuivre.

70e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 462 à 469). — Cuivre, son état naturel. — Métallurgie, cinq opérations : grillage, fonte pour mattes, grillage de la matte, fonte pour cuivre noir raffinage du cuivre brut. — Liquation du cuivre. — Propriétés du cuivre.

2° *Calcul.* Probl. 211 (411). — Les mines de Cornouailles (Angleterre) fournissent une pyrite cuivreuse composée de : 0,3516 de soufre ; 0,3 de cuivre ; 0,322 de fer et 0,0264 de gangue. Le soufre et le cuivre, en combinaison, formeraient-ils un sulfure cuivreux, Cu^2S, ou un sulfure cuivrique CuS ?

Probl. 212 (412). — On exploite une autre pyrite cuivreuse qui, sous l'action de la chaleur, forme de l'acide sulfureux, du sulfure cuivreux et de l'oxyde de fer $Cu^2S,Fe^2S^2 + 6O = Cu^2S + 2FeO + 2SO^2$. Si l'on obtenait 100 kg. de sulfure cuivreux, quel serait le poids des deux autres produits de la réaction ?

Probl. 213 (416). — L'alliage d'un instrument de musique est composé de : 0,65 de cuivre ; 0,32 de zinc ; 0,02 de plomb et 0,01 d'étain. Après avoir rempli d'eau ses tubes, qui en contiennent 10 litres, on le plonge dans le même liquide où il en déplace 10 litres 1/2. Trouver : 1° le poids de l'instrument ; 2° son poids à l'air libre ; 3° l'eau qu'il déplacerait, si, ses tubes étant pleins d'air et inaccessibles à l'eau, il était plongé dans ce liquide.

71° DEVOIR

1° *Rédaction* (n°s 470 à 476). — Principales combinaisons du cuivre. — Sulfate. — Caractères des sels de cuivre : sels cuivreux, sels cuivriques.

2° *Calcul.* Problème 214 (410). — La nature nous offre un cuivre carbonaté vert, très recherché en bijouterie $2Cu^2O,2CO^2 + H^2O$. Combien ce minerai renferme-t-il 0/0 d'oxyde cuivreux, d'acide carbonique et d'eau ?

Probl. 215 (414). — Calculez le poids de couperose bleue qui renfermerait autant de cuivre qu'une pièce de 5 centimes. La monnaie de bronze contient 0,95 de cuivre.

Probl. 216 (419). — Le chlorure cuivreux Cu^2Cl^2 absorbe l'oxygène de l'air, et se transforme en oxychlorure cuivrique $CuCl^2,CuO$. Ce dernier composé abandonne son oxygène, et repasse à l'état de Cu^2Cl^2, quand il est exposé à une température de 406°. En revivifiant ainsi le chlorure cuivreux, on se procure l'oxygène à bas prix. Or, 1 kg. de chlorure cuivreux produit 29 lit. d'oxygène, dites si cette production répond à celle de la formule Cu^2Cl,CuO.

CHAPITRE XXV

DU MERCURE

Symbole	Hg
Poids atomique	200
Poids en équivalents	100

477. **Etat naturel.** — Le mercure existe à l'état natif et particulièrement en combinaison avec le soufre : il forme un sulfure de mercure appelé *cinabre*. On en trouve des gisements à Almaden, près de Cordoue, en Espagne, et à Idria sur les bords de l'Adriatique ; la Bavière, le Pérou, le Mexique et la Californie en possèdent aussi.

MÉTALLURGIE

478. **Méthode suivie à Almaden.** — L'extraction du mercure est simple. On introduit le minerai par la porte D. Plus bas est une voûte F percée de trous. On grille le minerai avec un feu de fagots au foyer C. A sa partie supérieure en E, le fourneau comprend 12 arches, à chacune desquelles correspond une série d'allonges en terre O connues sous le nom d'*aludels*. Ces tuyaux, dont on voit la disposition dans la figure ci-contre sont destinés à condenser et a conduire le mercure dans une chambre commune surmontée d'une cheminée H.

Sous l'influence de la chaleur et de l'oxygène de l'air, le soufre se transforme en acide sulfureux et le mercure se volatilise ; la gangue reste dans le four.

479. **Méthode à Idria.** — A Idria, on emploie des appareils plus avantageux, parce qu'ils présentent une économie de combustible et de main-d'œuvre ; de plus, on y peut griller des mine-

rais menus et le travail y est continu. Le minerai est introduit sur la sole E (fig. 242), par le canal B, qu'on ferme par une manivelle. Du foyer F, on fait tomber la gangue dans la cuve A. Le mercure se dégage dans la chambre D, passe en J, K, L, M, N et revient

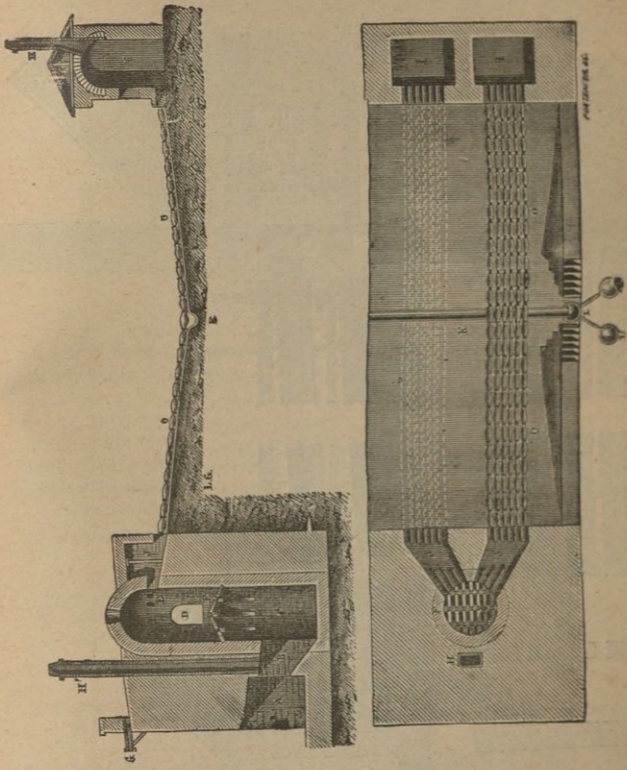


Fig. 241. — Aludels pour la métallurgie du mercure, appareil d'Almaden.

par J dans la chambre C, placée en dessous de la cheminée H, qui effectue le tirage.

Un filet d'eau, descendant des tuyaux I, rafraîchit les conduits et aide ainsi la condensation du mercure.

Le mercure qu'on livre au commerce n'est pas parfaitement pur ; il renferme une petite quantité de plomb, de cuivre, d'étain, de bismuth, etc.

Exp. 497. Chauffez du cinabre avec du fer : le soufre se combinera avec le fer et le mercure sera mis en liberté.

498. Le cinabre chauffé à l'air donne lieu à de l'acide sulfureux : le mercure est mis en liberté. Expérimentez-le.

480. **Propriétés et usages.** — Le mercure, connu sous le

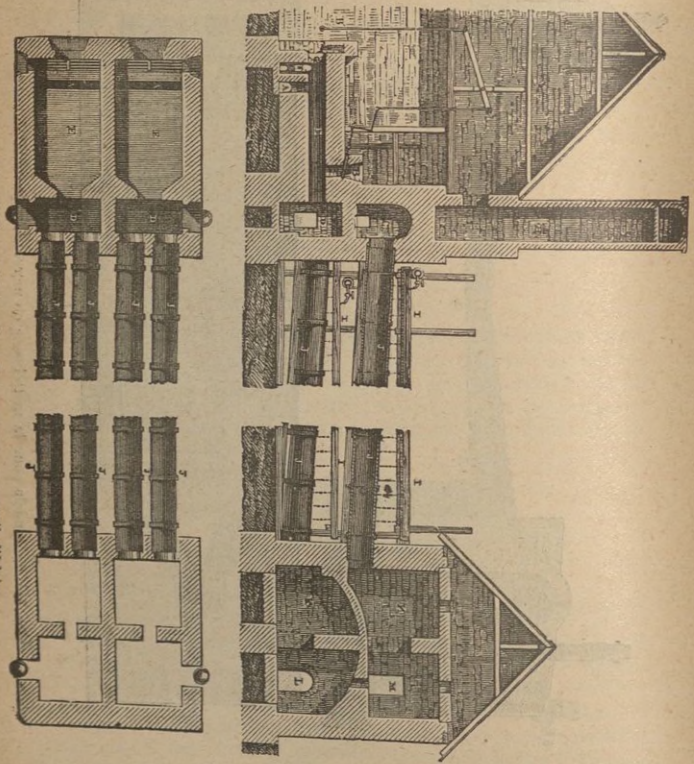


Fig. 242. — Extraction du mercure, appareil d'Idria.

nom de *vif-argent*, est un métal blanc, liquide à la température ordinaire ; à — 40°, il se solidifie. Il n'a ni odeur ni saveur ; pur, il n'adhère aux corps ni ne les mouille. Quand il renferme des métaux, il s'attache aux parois des vases. On dit alors qu'il fait *queue*.

A toutes les températures, le mercure émet des vapeurs, qui al-

tèrent promptement et gravement la santé des personnes qui les respirent.

Au contact de l'air et sous l'action de la chaleur, le mercure absorbe l'oxygène ; et se convertit en oxyde rouge de mercure.

Le mercure sert à la construction des baromètres et des thermomètres ; à recueillir les gaz solubles dans l'eau. S'alliant aux autres métaux, il forme ce qu'on appelle des *amalgames*. En cet état, il est employé pour étamer les glaces ; pour dorer et argenter. Il sert surtout à extraire l'or et l'argent de leurs minerais La médecine l'emploie, mais à très petites doses.

Exp. 499. Collez une feuille d'or fin battu à la partie du bouchon d'un flacon renfermant du mercure. Au bout d'un certain temps, les vapeurs du mercure auront blanchi l'or.

500. Mettez dans une capsule un peu de mercure que vous recouvrirez avec un petit morceau de plomb. Bientôt les deux métaux formeront un alliage pâteux que vous briserez.

COMPOSÉS DU MERCURE

Chlorure mercureux.....	Hg^2Cl^2 ;	Hg^2Cl
Chlorure mercurique.....	$HgCl^2$;	$HgCl$
Iodure mercureux.....	Hg^2I^2 ;	Hg^2I
Iodure mercurique.....	HgI^2 ;	HgI
Oxyde mercureux.....	Hg^2O ;	Hg^2O
Oxyde mercurique.....	HgO ;	HgO
Sulfure mercurique.....	HgS ;	HgS
Azotate mercureux neutre.	$Hg^2(AzO^3)^2+2H^2O$;	Hg^2O,AzO^5+2HO
Azotate mercureux basique.	$(AzO^3)^2(Hg^2),H^2gO+H^2O$;	$2(Hg^2O),AzO^5+HO$

481. 1° **Chlorure mercureux.** — Il est souvent appelé *calomel*, *mercure doux*. On le prépare en chauffant dans un matras posé sur un bain de sable, du sulfate de mercure et du chlorure de sodium. Il se produit une double décomposition :

$$Hg^2O,SO^3 + 2NaCl = Hg^2Cl^2 + Na^2OSO^3, \text{ form. atom.}$$
$$Hg^2O,SO^3 + NaCl = Hg^2Cl + NaO,SO^3, \text{ form. en équiv.}$$

Le chlorure mercureux se sublime et se fixe à la partie supérieure du ballon. Il se présente sous l'aspect cristallin. Avant de l'employer, on le lave avec soin, pour le débarrasser des traces de sublimé corrosif qu'il pourrait contenir.

La densité de sa vapeur est 8,2. Le calomel se dissout dans 12,000 parties d'eau bouillante. Au contact des chlorures alcalins, du sel marin, il se décompose en mercure métallique et en chlorure mercurique soluble. Aussi doit-on éviter de l'absorber après l'ingestion de boissons ou d'aliments salés : il faut qu'il se soit

écoulé un certain temps. On emploie le calomel comme vermifuge ou comme purgatif.

Exp. 501. Préparez du chlorure mercureux par le procédé indiqué au n° 480.
502. Faites une solution de calomel où vous mettrez un peu d'acide chlorhydrique ou du chlorure de sodium ; remarquez les phénomènes.
503. Chauffez un mélange sec de calomel et de sel ammoniac : vous obtiendrez du mercure métallique et du sublimé de chlorure ammoniaco-mercurique.

482. 2° **Chlorure mercurique.** — Il est connu sous le nom de *sublimé corrosif*. On le prépare en distillant dans un matras, chauffé au bain de sable, 5 parties de sulfate mercurique, 5 parties de chlorure de sodium et 1 partie de bioxyde de manganèse :

$$HgO,SO^3 + 2NaCl = Na^2O,SO^3 + HgCl^2, \text{ form. atom.}$$
$$HgO,SO^3 + NaCl = NaO,SO^3 + HgCl, \text{ form. en équiv.}$$

Sous l'action de la chaleur, les deux sels échangent leurs éléments avec dégagement de lumière. Le chlorure mercurique se réunit au col du matras. Pour éviter les vapeurs délétères, il faut placer l'appareil dans une cheminée qui tire bien.

Le chlorure mercurique se présente sous forme de masses blanches, cristallines. Il fond vers 265°. Sa saveur est âcre, métallique, désagréable. C'est un poison violent. Il se dissout dans l'eau, l'alcool et l'éther.

On l'emploie comme antiseptique. Plongées dans une solution de sublimé, les pièces d'anatomie et d'histoire naturelle durcissent et deviennent imputrescibles, inattaquables par les insectes et par l'air atmosphérique. Les Indiens l'emploient comme mordant. On s'en sert avec avantage pour détruire les punaises. Dans la proportion de 1 gr. de sublimé, par litre d'eau, on lave les appartements et les boiseries infestés ; puis on bouche les trous avec un mastic de farine, de craie et 1 gr. de sublimé, par 60 grammes de mélange.

Exp. 504. Faites dissoudre dans l'eau un peu de chlorure mercurique. Introduisez dans cette solution d'abord une petite quantité d'alcali caustique, puis une plus grande quantité : il se formera un oxychlorure dont vous remarquerez la couleur.

483. 3° **Iodure mercureux.** — Pour le préparer, on broie 200 parties de mercure avec 127 parties d'iode. On y ajoute de l'alcool, tout en broyant. Il se forme une pâte verte qu'on lave avec l'alcool bouillant.

L'iodure mercureux se présente sous forme de poudre verte. A la lumière, il devient plus vert, puis noir. Sous l'action de la chaleur, il se dédouble en mercure et en iodure mercurique. Les iodures et les chlorures produisent sur ce composé le même effet que la chaleur.

Exp. 505 Préparez de l'iodure mercureux par le procédé indiqué au n° 483. Faites les expériences nécessaires pour faire voir les caractères qui signalent ce composé.

484. 4° **Iodure mercurique.** — Ce composé se forme par la combinaison directe de 2 atomes d'iodure avec 1 atome de mercure. On le produit encore en mélangeant une solution de 10 parties d'iodure de potassium avec une solution de 8 parties de chlorure mercurique : il se précipite en rouge.

L'iodure mercurique est d'un beau rouge; peu soluble dans l'eau ; il cristallise en octaèdres.

Exp. 506. Chauffez dans une petite capsule quelques grammes d'iodure mercurique avec de courtes lamelles de zinc : le sel mercurique se réduira et il se formera un amalgame de zinc.

485. 1° **Oxyde mercureux.** — On le prépare en faisant digérer du calomel dans de la potasse caustique.

L'oxyde mercureux a l'aspect d'une poudre brune. Il est très instable : sous l'action de la lumière ou d'une température de 100°, il se dédouble en mercure et en oxyde mercurique.

Exp. 507. Préparez de l'oxyde mercureux par le procédé indiqué au n° 485. Introduisez dans cette solution un peu d'iodure de potassium : il se formera un précipité jaune verdâtre d'iodure de mercure.

486. 2° **Oxyde mercurique.** — Il se forme en maintenant le mercure à l'ébullition (Exp. 57, Lavoisier). On le prépare facilement en calcinant l'azotate de mercure jusqu'à ce qu'on ne voie plus de vapeurs rouges.

L'oxyde mercurique préparé ainsi par voie sèche se présente sous forme de poudre cristalline rouge. C'est un oxydant énergique, car il cède facilement son oxygène au charbon, au soufre au phosphore. Des détonations terribles peuvent en résulter. Avec les acides, il forme des sels.

Exp. 508. Calcinez dans un tube fermé un peu de cet oxyde : il se dégagera de l'oxygène, que vous reconnaîtrez avec une allumette.

487. 3° **Sulfure mercurique.** — Produit naturel, ce corps est appelé *cinabre;* produit industriel, c'est le *vermillon.* Ses tons riches l'ont fait rechercher par les anciens, qui s'en servaient comme fard. Les peintres emploient fréquemment cette belle couleur, qui, pourtant, se ternit un peu sous l'influence des rayons solaires et des émanations sulfureuses Il ne faut pas oublier que ce composé est très vénéneux.

Exp. 509. Mélangez intimement dans un mortier 1 gr. de mercure et 0gr. 4 de fleur de soufre. Il faut avoir soin d'humecter légèrement avec une dissolution de potasse. Cette manipulation, qui dure 2 heures, cesse quand le mélange est devenu noir. Délayez ensuite ce sulfure

dans une capsule avec 0gr. 5 d'eau renfermant 0 gr. 1 de potasse. Chauffez doucement pendant une heure. D'abord noire, la matière passera lentement au vert, au rouge terne et enfin au rouge vif.

488. **Azotate mercureux.** — On l'obtient en faisant digérer du mercure en excès dans de l'acide azotique étendu. Il se forme dans le liquide de petits cristaux prismatiques.

A l'air ce sel perd son eau de cristallisation ; il fond à 70°. Il est peu soluble dans l'eau froide.

En traitant le sel précédent par l'eau froide jusqu'à ce qu'il soit devenu jaune-citron, on obtient le *turbith* des pharmaciens.

Les azotates mercureux ont quelques applications dans la chapellerie pour le sécrétage des poils de lièvre.

On forme aussi des azotates mercuriques ; mais ils n'ont pas d'importance.

Exp. 510. Dans une capsule, chauffez doucement, avec la lampe, 1 gr. de mercure et 3 gr. d'acide azotique. Il s'opérera une vive réaction ; et des vapeurs nitreuses se dégageront.

511. Évaporez jusqu'à siccité cette solution (Exp. 510) : vous obtiendrez une masse blanche.

512. Réduisez en poudre cette pâte (Exp. 511) ; et mettez-la dans une capsule en verre. Chauffez avec la lampe et remuez : ce nitrate perdra son acide, en passant du jaune au rouge, et enfin au noir. Par le refroidissement, il deviendra successivement rouge vif, rouge-jaune et jaune orangé.

489. **Caractères des sels de mercure.** — Les sels de mercure neutres sont incolores ; les sels basiques sont jaunes. Une lame ou fil de cuivre, de zinc ou de fer, plongée dans une dissolution mercurielle, se recouvre de mercure. Sous l'action de la chaleur, ils se volatilisent.

Sels mercureux. — Les sels produisent :

1° Un précipité noir de sulfure mercureux, insoluble dans les sulfures alcalins, par l'*hydrogène sulfuré* et le sulfhydrate d'ammoniaque ;

2° Un précipité noir d'oxygène mercureux, insoluble dans un excès, par la *potasse* et l'*ammoniaque ;*

3° Un précipité blanc de chlorure mercureux par l'*acide chlorhydrique ;* l'ammoniaque se noircit ;

4° Un précipité vert d'iodure mercureux par l'*iodure de potassium.*

Sels mercuriques. — Ces sels produisent :

1° Un précipité noir de sulfure mercurique par l'*hydrogène sulfuré* en excès. Si le sel mercurique était en excès, le précipité serait blanc. L'acide sulfhydrique versé lentement pro-

duit d'abord un précipité blanc qui passe successivement au jaune, au brun et enfin au noir;

2° Un précipité jaune d'oxyde mercurique, insoluble dans un excès d'alcali par la *potasse* et la *soude;*

3° Un précipité rouge d'iodure de mercure soluble dans un excès par l'*iodure de potassium.*

Exp. 513. Plongez une lame de cuivre, de zinc ou de fer dans la solution d'un sel de mercure : constatez le phénomène.

514. Mêlez dans un tube d'essai un sel de mercure et du carbonate de sodium légèrement humecté. Chauffez jusqu'au rouge : le mercure se sublimera sous forme d'enduit gris.

515. Faites les essais indiqués au n° 488 pour reconnaître les sels mercureux d'abord, les mercuriques ensuite.

Faites le 72e devoir.

RESUMÉ

477. Le *mercure* existe à l'état natif et en combinaison. Avec le soufre, il forme le cinabre, très répandu en Espagne et en Illyrie.

478. A Almaden, on l'extrait en grillant le minerai : le soufre se transforme en acide sulfureux, et le mercure se volatilise.

479. A Idria, on grille aussi le cinabre ; mais les appareils, plus parfaits, permettent de l'extraire de minerais menus et moins riches.

480. Le mercure est blanc, liquide; se solidifie à — 40. Il sert à former des amalgames.

481. Le *chlorure mercureux*, connu sous le nom de calomel, est employé en médecine comme vermifuge.

482. Le *chlorure mercurique* est quelquefois appelé *sublimé corrosif*. Ce composé reçoit des applications comme antiseptique pour la conservation des pièces d'anatomie.

483. L'*iodure mercureux* se présente sous forme de poudre verte, noircissant à la lumière.

484. L'*iodure mercurique* affecte un beau rouge ; il est peu soluble dans l'eau.

485. L'*oxyde mercureux* est une poudre brune très instable.

486. Cédant facilement son oxygène, l'*oxyde mercurique* est un oxydant énergique. Ses sels possèdent les mêmes propriétés.

487. Produit naturel, le *sulfure mercurique* constitue le *cinabre;* produit industriel, c'est le *vermillon.*

488. L'*azotate mercureux* s'obtient en faisant digérer du mercure dans de l'acide azotique. C'est ce sel qui constitue le turbith des pharmaciens.

489. Les sels de mercure neutres sont incolores, les basiques sont jaunes. Une lame de cuivre, de zinc ou de fer plongée dans une dissolution mercurielle se recouvre de mercure.

Les *sels mercureux* produisent un précipité noir par l'*hydrogène sulfuré.*

Les *sels mercuriques* donnent un précipité noir aussi par l'*hydrogène sulfuré;* mais si le sel est en excès, le précipité est blanc.

72e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 477 à 488). — Métallurgie du mercure. — Le calomel. — Le vermillon. — Les sels mercureux, mercuriques.

2° *Calcul.* Problème 217 (**421**). — Quelle quantité d'oxygène faudrait-il, pour transformer en oxyde mercureux 1 kg. de mercure?

Probl. 218 (**422**). — On demande le volume du mercure de 18 kg. d'oxyde mercurique.

Probl. 219. — Si l'on verse de l'iodure de potassium KI dans une solution de sublimé corrosif, il se produit un précipité, qui est l'iodure mercurique. Combien faut-il d'iodure de potassium et de sublimé, pour préparer 100 gr. d'iodure mercurique. Il n'y a aucune perte ni d'iode ni de mercure.

CHAPITRE XXVI

DE L'ARGENT

Symbole	Ag
Poids atomique et en équivalents	108

490. **État naturel.** — L'argent existe dans la nature à l'état natif. En combinaison, il est sous forme de sulfures, chlorures, bromures, iodures, arséniures, etc. Il est toujours accompagné de cuivre, de plomb. On en trouve en Hongrie, en Silésie, en Suède et dans presque toutes les contrées de l'Europe, mais en petite quantité. En revanche, le nouveau monde est richement doté, sous ce rapport. Depuis Christophe Colomb jusqu'en 1848, il en aurait fourni 122, 050,724 kilog. Les procédés d'extraction diffèrent d'un pays à l'autre.

MÉTALLURGIE

491. **Chloruration. Amalgamation.** — Le minerai argentifère sulfureux est d'abord soumis au bocardage. Réduit en poudre, on le mélange avec 1/10 de son poids de chlorure de sodium. Il est ensuite grillé dans un fourneau à réverbère. De l'acide sulfureux se dégage; il se forme des oxydes et des sulfates, qui, réagissant sur le sel marin, donnent du sulfate de sodium et des chlorures métalliques : tout l'argent est ainsi transformé en chlorure d'argent. On lave le produit du grillage dans des tonneaux tournants où sont disposées de petites lames.

Sur 100. kg. de ce minerai ainsi chloruré et lavé, on ajoute 30 kg. d'eau et 6 kg. de fer. On fait tourner pendant une heure ou deux. Alors on y ajoute 50 kg. de mercure. Le mouve-

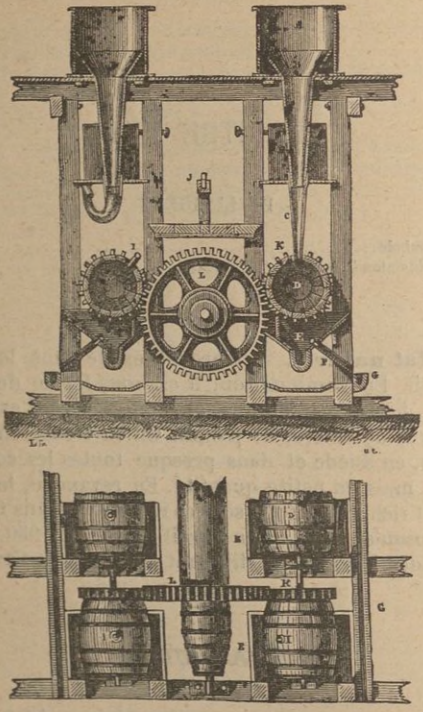


Fig. 243. — Tonnes d'amalgamation.

ment tournant recommence et dure 16 heures. L'argent se dissout dans le mercure.

On fait ensuite couler le produit dans des auges prismatiques E; et, après le repos, par le conduit F, on le recueille en G dans des sacs de toile.

Comprimé au moyen d'une presse hydraulique, l'amalgame est placé dans des étagères D (fig. 244). Un tiroir A renfermant un cylindre B en fonte qui contient de l'eau à l'inté-

rieur est refroidi à l'extérieur par un courant d'eau froide.

Les étagères sont couvertes d'une cloche F ; on ferme les portes en fonte I et on fait du feu. Volatilisé, le mercure va se

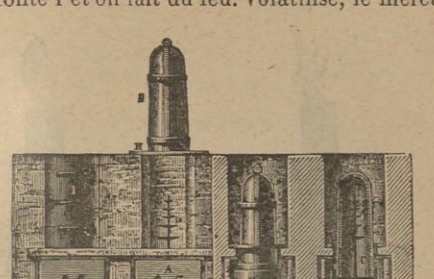


Fig. 244. — Appareil pour la distillation.

condenser dans l'eau. Il reste au fond des assiettes des étagères un alliage d'argent, de cuivre et de plomb que l'on purifie par *coupellation*.

492. **Coupellation.** — Les os calcinés possèdent la propriété de ne pas être mouillés par les métaux liquéfiés ; mais ils absorbent les oxydes de ces mêmes métaux. On introduit

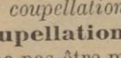


Fig. 245. — Section verticale d'une coupelle.

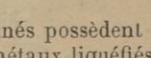


Fig. 246. — Moufle.

l'alliage qu'on veut essayer dans la coupelle (fig. 245). La coupelle se place dans le moufle (fig. 246).

On met les moufles dans un fourneau dont on voit l'élévation et la coupe (fig. 247). Quand le feu est en activité, on ferme, avec la partie mobile B. L'air extérieur est attiré par le feu : l'argent ne s'oxygène pas, mais le cuivre et le plomb se transforment en oxydes qui s'écoulent par les parois. L'argent reste couvert d'une mince couche, qui se déchire subitement et laisse voir le métal fin : c'est le phénomène de l'*éclair*, que nous avons vu (n° 445).

493. **Propriétés.** — L'argent est un métal d'un blanc

parfait; par le poli, il devient très brillant. Il est si malléable et si ductile qu'on le réduit en feuilles de 4 dix-millièmes de millimètre, et que 1 gramme peut être étiré en un fil de

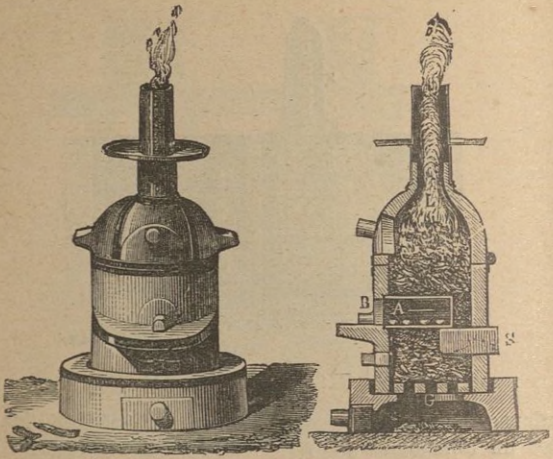


Fig. 247. — Fourneau de coupellation.

2540 mètres. Trop mou par lui-même, on l'allie souvent au cuivre, qui lui donne de la dureté. C'est ainsi que sont faites les monnaies, la vaisselle, la bijouterie, etc.

L'argent fond vers 1000°. A l'état de fusion il dissout 22 fois son volume d'oxygène, qu'il laisse dégager en se solidifiant.

L'air est sans action sur ce métal, mais l'hydrogène sulfuré le ternit. Nettoyer l'argenterie avec la craie, le tripoli, c'est s'exposer à la rayer; il vaut mieux la frotter avec un morceau de toile imbibée d'ammoniaque pure.

Exp. 516. Pour connaître si un alliage contient de l'argent, Runge indique le procédé suivant :

Dans un mélange composé de 8 parties d'eau, 1 d'acide sulfurique et 3/4 de bichromate de potasse, on plonge le métal à essayer : s'il devient rouge, on a affaire à de l'argent ; et il est d'autant plus riche en argent que la coloration est plus intense.

Expérimentez-le sur quelques objets en argent.

COMBINAISONS DE L'ARGENT LES PLUS IMPORTANTES

	Form. atom.	Form. en équiv.
Chlorure d'argent.....	AgCl ;	AgCl
Oxyde d'argent.....	Ag^2O ;	AgO
Azotate d'argent.....	$AgAzO^5$;	AgO,AzO^5

494. 1° **Chlorure d'argent.** — On le trouve dans la nature cristallisé en cubes ou en octaèdres. Les minéralogistes l'appellent *argent corné*. On le prépare en introduisant de l'acide chlorhydrique ou du chlorure de sodium dans une dissolution d'azotate d'argent. Il se forme un précipité blanc *caillebotté* qui prend une couleur violacée sous l'action de la lumière : ce changement de teinte est dû à une perte de chlore.

Le chlorure d'argent est insoluble dans l'eau et l'acide azotique. Il se dissout rapidement dans l'hyposulfite de soude : les photographes utilisent cette propriété. La dissolution dans l'ammoniaque, s'évaporant peu à peu, dépose du chlorure d'argent cristallisé en octaèdres.

Exp. 517. Chauffez un peu, dans un matras, 5 gr. d'acide azotique dans lequel vous aurez mis une pièce de 0 fr. 50 : il se produira une vive effervescence et un dégagement de vapeurs nitreuses. Alors, diminuez le feu : la pièce sera bientôt toute dissoute.

Introduisez dans un grand verre la liqueur et l'eau provenant du lavage du matras. Avec de l'eau, emplissez le verre où vous laisserez ensuite tomber, goutte à goutte, de l'acide chlorhydrique jusqu'à ce qu'il ne manifeste plus de précipité. Il faut avoir soin d'agiter le tout avec une baguette de verre. Lavez à grande eau le chlorure que vous mêlerez intimement avec 1 gr. de zinc en poudre. Placé dans une assiette, vous le couvrirez avec de l'eau aiguisée d'acide sulfurique : le chlorure changera de couleur. Si vous avez soin de remuer de temps en temps, au bout de 24 heures le chlorure sera converti en argent.

518. Dissolvez dans l'eau un peu de nitrate d'argent préparé à l'Exp. 517. Ajoutez-y du chlorure de sodium : vous obtiendrez un précipité blanc, *caillebotté* de chlorure d'argent.

Si vous portez ce précipité à la fusion, vous aurez de l'*argent corné*.

495. **Oxyde d'argent.** — On l'obtient en versant un excès de potasse dans une dissolution d'azotate d'argent. Il se forme un précipité floconneux brun, anhydre, qui devient noir en séchant.

L'oxygène d'argent est une puissante base très instable la chaleur et la lumière le décomposent facilement. Peu soluble dans l'eau, il se dissout bien dans l'ammoniaque, qui

le convertit en une poudre noire explosive, connue sous le nom d'*argent fulminant*.

Exp. 519. Dissolvez dans l'eau une partie du nitrate préparé au premier paragraphe de l'Exp. 512. Ajoutez-y quelques gouttes d'eau de chaux ou d'une dissolution de potasse : il se formera un dépôt brunâtre d'oxyde d'argent.

520. Chauffez, dans un tube, un peu d'oxyde d'argent : vous pouvez constater le dégagement d'oxygène avec une baguette de bois en ignition par un bout.

496. **Azotate d'argent.** — Ce sel, souvent désigné sous le nom de nitrate d'argent, s'obtient en dissolvant l'argent dans l'acide azotique. Si l'on attaquait de l'argent monnayé, on aurait une solution bleue d'azotate d'argent mêlé à un azotate de cuivre. Il faut chauffer le résidu et le maintenir à l'état de fusion pour faire disparaître l'azotate de cuivre.

L'azotate d'argent fondu constitue la *pierre infernale*. Il se dissout dans un poids égal au sien d'eau froide ou dans la moitié de son poids d'eau bouillante. Au rouge sombre il fond ; au rouge vif il se décompose.

Le nitrate d'argent sert à teindre les cheveux en noir, à marquer le linge : à cautériser les plaies, etc.

Exp. 521. Avec une partie de ce nitrate d'argent et de cuivre, préparé au premier paragraphe de l'Exp. 512, écrivez sur du linge que vous exposerez au soleil : les traits noirciront.

522. Immergez ce linge dans l'eau : lavez-le avec du savon : les traits ne disparaîtront pas.

523. Faites dissoudre dans l'eau un peu d'azotate d'argent. Avec un pinceau, passez de cette dissolution sur une feuille de papier blanc. Laissez-la sécher ; puis trempez-la, dans une solution étendue de sel marin. Exposez à la lumière la moitié de la feuille, l'autre moitié séchant dans un livre. La partie exposée à la lumière deviendra violette, puis noire ; la partie cachée restera blanche.

497. **Caractères** des sels d'argent. — Les sels d'argent sont incolores, à moins que leur acide n'ait une couleur. Leur saveur métallique est désagréable. Les sels d'argent en solution produisent :

1° Un précipité noir par l'*hydrogène sulfuré ;*

2° Un précipité brun clair d'oxyde insoluble dans un excès de réactif, par la *potasse ;*

3° Un précipité blanc par l'*acide chlorhydrique ;*

4° Un précipité en poudre grise par des *lames de fer, de zinc, de cuivre.*

Exp. 524. Faites voir les 4 caractères des sels d'argent indiqués au n° 496. Pour ne pas faire trop dépenser, il faut travailler sur une très petite quantité de matière.

Parvenu ici, faites le 73e devoir.

RÉSUMÉ

489. L'*argent* existe dans la nature à l'état natif, mais particulièrement en combinaison avec le soufre.

490. Soumis au bocardage et réduit en poudre, le minerai argentifère est mélangé avec 1 dixième de chlorure. On le grille : il se forme de l'acide sulfureux, des oxydes, etc. Ainsi chloruré, l'argent est amalgamé. On l'isole ensuite en volatilisant le mercure.

491. La *coupellation* se fait dans des coupelles en os calcinés. Sous l'action du feu, les métaux qui souillent l'argent sont oxydés : l'argent résiste et s'isole.

492. L'argent est un métal blanc très malléable et très ductile. Il fond vers 1000°. L'air ne l'attaque pas.

493. Le *chlorure d'argent* existe dans la nature ; mais on le prépare aussi en traitant l'azotate d'argent par l'acide chlorhydrique.

494. L'*oxyde d'argent* s'obtient en versant un excès de potasse dans une dissolution d'azotate d'argent : ce composé est très instable.

495. L'azotate d'argent se forme en dissolvant l'argent dans l'acide azotique. Fondu, il constitue la *pierre infernale*.

496. Les sels d'argent en solution produisent un précipité noir par l'*hydrogène sulfuré* et un précipité en poudre grise par des *lames de fer, de zinc, de cuivre*.

73e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 489 à 496). — Argent, son état naturel ; sa métallurgie. — Ses propriétés. — Chlorure d'argent. — Oxyde d'argent. — Azotate d'argent. — Sels d'argent.

2° *Calcul*. Probl. 220 (429). — Dites si un minerai qui renfermerait 0,23 de chlorure d'argent serait plus riche en argent que le minerai suivant, exploité au Mexique, Sb^2S^3,3AgS.

Probl. 221 (431). — En 1748, on trouva à Schneeberg (Allemagne), un bloc d'argent natif qui pesait 10,000 kg. et sur lequel voulut dîner Auguste de Saxe. En admettant qu'il renfermait 93 0/0 d'argent, quelle en était la valeur ?

Probl. 222 (433). — Quelle surface pourrait occuper 1 kg. d'argent pur réduit en feuilles de 4 dix-millièmes de millimètre?

Probl. 223 (434). — 1 gr. d'argent peut être étiré en un fil de 2540 mètres de longueur. Or, quelle somme pourrait-on faire avec l'argent d'un fil de pareille grosseur ayant la longueur du méridien terrestre?

CHAPITRE XXVII

DE L'OR

Symbole	Au, de *aurum*.
Poids atom	197.
Poids en équiv	98.

498. **Etat naturel.** — Dans son état naturel l'or forme bien quelques combinaisons avec le tellure, mais c'est à l'état natif qu'il est le plus répandu : on le trouve dans des terrains d'alluvion, des sables de transport ; dans des filons de quartz blanc injectés çà et là aux roches granitiques.

L'or natif est toujours allié à d'autres métaux, surtout à l'argent et au cuivre.

EXTRACTION

499. **Lavage à la main.** — On lave les sables aurifères à la main dans un vase conique en tôle d'environ $0^m,5$ de diamètre. Plongé dans l'eau, il reçoit un mouvement de rotation, qui sépare les matières d'après leur densité : les paillettes d'or se placent au fond.



Fig. 248. — Vase pour le lavage des sables aurifères.

499. **Lavage mécanique.** — La recherche de l'or se fait plus en grand au moyen de l'appareil (fig. 249). On introduit le sable sur la toile métallique A ; et on y verse de l'eau. Des rouleaux permettent de lui imprimer un mouvement

rotatoire : les matières grossières sont entraînées par l'eau, l'or s'arrête à de petites barrières *c*.

500. **Amalgamation.** — Réduit à une petite quantité, le sable

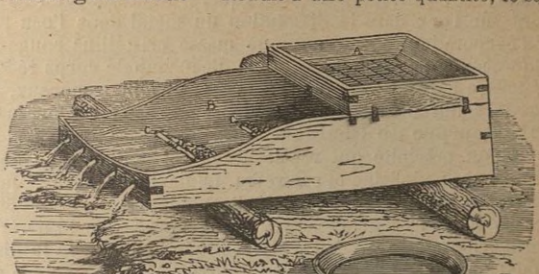


Fig. 249. — Berceau pour le lavage des minerais.

aurifère est mêlé avec du mercure. En petit, l'amalgamation peut se faire à la main ; en grand, on se sert de l'appareil cylindrique (fig. 250). Au moyen de la manivelle D, on met en mouvement les palettes F, fixées à l'axe E. Soutiré par le robinet H, l'amalgame est ensuite distillé.

501. **Propriétés.** — L'or possède une magnifique couleur jaune : il est susceptible d'un très beau poli. Il fond à 1200°. Ses vapeurs sont vert bleuâtre. C'est le roi des métaux ; c'est le plus ductile et le plus malléable de tous.

Inaltérable à l'air, l'or résiste aux acides et aux alcalis. Le chlore et le brome l'attaquent. L'eau régale le dissout. C'est à sa résistance aux agents chimiques que l'or doit son prix.

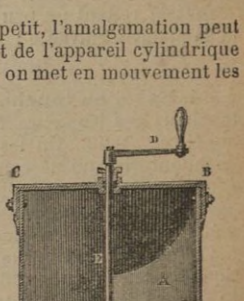


Fig. 250. — Appareil pour l'amalgamation de l'or.

Exp. 525. Mettez tremper dans de l'acide azotique une feuille de papier doré : l'or résistera à l'action de l'acide.

526. Dans un autre verre, attaquez une autre feuille de papier doré par de l'acide chlorhydrique : l'or résistera encore.

527. Trempez une feuille de papier doré dans l'eau régale (n° 179 et Exp. 209) : vous verrez que l'or se précipitera.

502. **Chlorure aurique** (1). — Bien qu'entrant difficilement en combinaison, l'or forme de nombreux composés. Le plus important est, sans contredit, le chlorure aurique. Il se forme par l'action du chlore sur l'or ; dans la dissolution du métal dans l'eau régale. Par l'évaporation on obtient une masse cristalline rouge-brun, déliquescente. La solution est jaune. Beaucoup de corps réduisent le chlorure aurique : phosphore ; acides hypophosphoreux, phosphoreux, sulfureux, arsénieux ; chlorure stanneux, sel ferreux, etc.

503. **Pourpre de Cassius.** — En 1683, Cassius de Leyde découvrit un précipité qui reçoit de belles applications dans la peinture sur porcelaine et sur verre. La meilleure recette pour le produire est celle qu'a donnée M. Brongniart. On dissout 50 centigr. d'or fin dans 9 gr. d'eau régale, préparée avec 16 gr. d'acide chlorhydrique et 10 gr. 2 d'acide azotique ; on délaye la dissolution dans 14 litres d'eau pure. D'un autre côté, à 18 gr. de la même eau régale, additionnée de 3 à 5 gr. d'eau pure, on ajoute, par petites portions, 3 gr. d'étain fin laminé ; puis on verse goutte à goutte la partie claire de cette liqueur dans la dissolution d'or. Le précipité de pourpre, qui apparaît par l'agitation, est d'une belle couleur de vin vieux.

Tout en restant un peu problématique, ce composé est formulé de la manière suivante :

$$(SnO^2)^3\ Au^2O + 4H^2O.$$

504. **Essai au touchau des alliages d'or.** — « On appelle touchaux des baguettes formées d'un alliage d'or et de cuivre, à des titres connus. On les emploie pour l'essai des menus objets de bijouterie, qui ne comportent pas évidemment l'essai par la coupellation. Sur une pierre siliceuse très dure et très noire *pierre de touche*, on frotte les touchaux ; qui laissent une trace métallique. On en fait autant pour l'objet à essayer. On mouille ces traces avec une baguette de verre plongée dans de l'acide azotique contenant un peu d'acide chlorhydrique. Ce qui est cuivre se dissout, l'or seul résiste et laisse une trace d'autant plus prononcée qu'il est plus abondant. De la comparaison des traits métalliques pendant et après l'action de l'acide, un essayeur habitué reconnaît le titre d'un alliage à 1 centième près. » (Malagutti.)

505. **Caractères des sels d'or.** — Les sels d'or produisent :

1° Un précipité brun soluble dans le sulfhydrate d'ammoniaque, par l'*hydrogène sulfuré* ;

2° Un précipité pourpre de Cassius, par le *chlorure stanneux* ;

3° Un précipité d'or métallique par l'*acide oxalique*.

(1) $AuCl^3$, form. atom.
Au^2Cl^3, form. en équiv.

Exp. 528. Plongez une lame de zinc dans la solution de l'Exp. 522 : le métal se précipitera sur la lame en forme d'enduit brun.

Sur une partie de la même solution, faites les 3 essais indiqués au n° 505

Faites le 74e devoir.

RÉSUMÉ

497. L'*or* existe à l'état natif dans des terrains d'alluvions, des sables de transport. Il est toujours accompagné d'autres métaux.

498. On extrait l'or en lavant les sables aurifères dans de simples appareils.

499. Par le lavage mécanique, la recherche de l'or est couronnée de plus de succès.

500. Les sables aurifères sont mêlés avec du mercure. Par la distillation, on retire l'or pur.

501. L'or possède une magnifique couleur jaune. C'est le plus ductile et le plus malléable des métaux. Sa résistance aux agents chimiques fait sa valeur.

502. Le *chlorure aurique* se forme par l'action de l'eau régale sur l'or. C'est une masse cristalline, rouge-brun.

503. Le *pourpre de Cassius* se prépare avec l'or. C'est un composé qui reçoit de belles applications dans la peinture sur porcelaine et sur verre.

504. Les *essais au touchau* consistent à frotter des baguettes d'alliage d'or et de cuivre sur une pierre siliceuse très dure et très noire : c'est la *pierre de touche :* on y frotte ensuite les objets à essayer et on compare.

505. Les sels d'or produisent un précipité brun, soluble dans le sulfhydrate d'ammoniaque, par l'*hydrogène sulfuré*, et un précipité d'or métallique par le chlorure stanneux.

74e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 497 à 505). — Or, son état naturel. — Extraction. — Propriétés. — Pourpre de Cassius. — Essai au touchau. — Caractères des sels d'or.

2° *Calcul.* Probl. 224 (436). — On trouve, à l'état natif, un tellure auro-argentifère, composé de : 0,6 de tellure, 0,3 d'or et 0,1 d'argent. Quelle quantité de ce minerai contiendrait autant d'or que 100 fr. de monnaie d'or aux 9/10?

Probl. 225 (437). — Le chlorure aurique s'obtient en faisant dissoudre l'or dans l'eau régale. Avec 10 gr. d'or, combien pourrait-on former de chlorure aurique $AuCl^3$?

Probl. 226 (438). — On demande le poids du protoxyde d'or, du bioxyde d'étain et de l'eau de 100 de pourpre de Cassius ayant la formule indiquée au n° 503.

CHAPITRE XXVIII

DU PLATINE

Symbole	Pt
Poids atom	197,5
Poids en équiv	98,6

506. **État naturel, extraction.** — Comme l'or, le platine existe à l'état natif dans des sables d'alluvion, des terrains de transport. On le trouve aussi en filons. Les gisements les plus riches sont ceux des monts Ourals.

Son extraction diffère peu de celle de l'or.

507. **Propriétés.** — Le platine est blanc grisâtre, mou, très malléable, très ductile; c'est le plus lourd et le moins dilatable des métaux. Il est inattaquable par l'air : il ne s'oxyde à aucune température. On s'en sert pour faire des fils, des alambics, des capsules, qui peuvent supporter le feu le plus ardent.

508. Le *noir* ou *mousse de platine*, qu'on prépare en faisant dissoudre, dans un ballon de verre, du chlorure de platine, du carbonate de soude et du sucre, possède la singulière propriété d'absorber les gaz. Avec ce composé, on produit des phénomènes de combustion extraordinaires.

PRINCIPALES COMBINAISONS

	Form. atom.	Form. en équiv.
Bichlorure de platine.....	$PtCl^2$;	PtCl
Tétrachlorure de platine....	$PtCl^4$;	$PtCl^2$

509. **Bichlorure de platine.** — On obtient ce composé en

chauffant vers 200° du tétrachlorure de platine. Du chlore se dégage : le résidu renferme le bichlorure. C'est une poudre verdâtre, insoluble dans l'eau.

Il se dissout dans l'acide chlorhydrique. Si, à une telle dissolution, on ajoute de l'ammoniaque en excès, il se dépose une poudre verte, cristalline, appelée *sel de Magnus :*

Form. atom. $PtCl^2 + 2AzH^3$
Form. en équiv. $AzH^3,PtCl$

510. **Tétrachlorure de platine.** — On l'obtient par la dissolution du platine dans l'eau régale. Par la concentration et le refroidissement, il se forme des aiguilles rouge-brun. Vrai hydrate qui, sous l'action de la chaleur, devient anhydre $PtCl^4$.

Le tétrachlorure de platine est une masse cristalline brune, soluble, déliquescente.

Les autres composés du platine ne présentent pas une grande importance.

511. **Caractères des sels de platine.** — Parmi les sels de platine, le tétrachlorure seul est usuel et mérite attention. Il produit :

1° Un précipité jaune de chloroplatinate, très soluble dans l'alcool, par la *potasse* et l'*ammoniaque* et leurs carbonates, en présence de l'acide chlorhydrique (E. Willin) ;

2° Un précipité brun, qui se forme lentement, par l'*hydrogène sulfuré*.

RÉSUMÉ

506. Comme l'or, le *platine* existe à l'état natif dans des sables d'alluvions. Les gisements de l'Oural sont les plus riches.

507. Le platine est blanc grisâtre, mou, très malléable, très ductile ; c'est le plus lourd des métaux.

508. La *mousse de platine* a la propriété d'absorber les gaz.

509. Le *bichlorure de platine* est une poudre verdâtre : on le transforme en poudre cristalline, appelée *sel de Magnus*.

510. Le *tétrachlorure de platine*, qui se forme par l'action de l'eau régale sur le platine, est une masse cristalline, brune.

511. Parmi les sels de platine, le chlorure platinique seul est usuel. Il produit un précipité jaune par la *potasse*.

75e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 506 à 510). — Platine. — Ses propriétés. — Mousse de platine. — Bichlorure. — Tétrachlorure. — Sels de platine.

2° *Calcul.* Probl. 227 (440). — Combien le platine fulminant, composé de 0,825 de PtO, 0,09 d'ammoniaque et 0,085 d'eau, contient-il de platine 0/0 ?

228 (441). — Trouver le platine de 2 kg. de chlorure double de platine et de potassium $PtCl,2KCl$.

PROBLÈMES DE RÉCAPITULATION

229 (673). — Le chœur de l'église de St-Martin d'*Esquermes*, à Lille, présente une très belle variété de parquets en marbre. On demande : 1° la longueur d'un côté du chœur, qui est carré, et formé de 132 panneaux carrés de 0 m. 9 de côté; 2° le calcium que renferme le parquetage. Le marbre a 0 m. 0225 d'épaisseur; sa *densité* égale 2,8 et il renferme 0,98 de CaO,CO^2.

230 (674). — Un trapèze symétrique de 0 m. 1655 de hauteur et de 0 m. 206 de grande base, est compris dans un triangle isocèle qui a même base et 0 m. 26 de côté. Faites connaître : 1° la surface du trapèze; 2° l'acide carbonique que renferme le prisme qui a pour base ce trapèze et pour hauteur l'épaisseur du marbre. (*Probl.* 229.)

231 (675). — Un panneau carré de 0 m. 9 de côté est divisé en 9 petits carrés égaux. Quelle est la surface d'un trapèze symétrique qui a pour première parallèle la diagonale d'un de ces petits carrés; pour deuxième parallèle, le côté d'un autre petit carré, dont la diagonale est le côté d'un des 9 carrés. Les côtés obliques sont les mêmes que les côtés d'un triangle isocèle, ayant pour base et hauteur le côté d'un des 9 carrés. Calculer aussi le volume du calcium que contient un prisme de marbre dont la base est la surface du trapèze. (*Probl.* 229.)

232 (676). — Deux lignes de 0 m. 25 chacune forment un angle droit à leur rencontre. Au bout de chaque ligne, s'élève une perpendiculaire de 0 m. 11. On demande : 1° la longueur d'une cinquième ligne, qui ferme ce pentagone irrégulier; 2° l'oxygène que renferme un prisme du marbre (*Probl.* 229). La surface du pentagone forme la base du prisme.

233 (677). — A l'intérieur d'un panneau carré de 0 m. 9 de côté, se trouve un filet de 0 m. 08 de large. A chaque angle du carré, formé par le filet, est dessiné un nouveau carré de 0 m. 1973 de côté; et, sur le milieu de chaque coté du filet, à l'intérieur, est une croix de 0 m. 19 1/3 de large. Calculez : 1° la surface de ce qui reste dans l'intérieur du carré; 2° le poids de l'acide carbonique que contient un prisme du marbre (*Probl.* 229) : la base de ce prisme est la surface de ce qui reste dans l'intérieur du carré.

234 (678). — Un panneau carré de 0 m. 9 de côté est formé de 8 triangles rectangles isocèles et égaux, placés au milieu de deux filets chacun de 0 m. 08 de largeur. Faites connaître : 1° la surface de chaque filet; 2° l'hypoténuse des triangles; 3° le poids du carbonate de chaux pur que renferme un prisme du marbre (*Probl.* 229) : le prisme a pour base la surface d'un de ces 8 triangles.

235 (679). — Aux 4 angles d'un carré de 0 m. 74 de côté, entouré d'un filet de 0 m. 08 de large, se trouvent 4 triangles rectangles et isocèles; le reste forme 8 triangles isocèles de 0 m. 31 de base, ayant leur sommet au milieu du carré. Au bas de chaque triangle, se dessine un trapèze symétrique de 0 m. 08 de hauteur; sa grande base est celle du triangle. On demande : 1° la surface d'un trapèze; 2° le carbone que contient un prisme du marbre (*Probl.* 229) : la surface du trapèze forme la base du prisme.

236 (680). — Une longueur de 0 m. 9 est à la fois côté d'un carré et diagonale d'un autre carré inscrit; 4 losanges, inscrits dans ces deux carrés, ont pour axes la demi-diagonale du grand carré et les 236/636 du côté du petit carré. On

retranche, sur une longueur de 0 m. 0725 du grand axe, un petit triangle dont la base est parallèle au petit axe. Calculer : 1° la surface du losange, diminué du triangle ; 2° le volume d'air qui contient autant d'oxygène qu'un prisme du marbre (*Probl.* 229) : le prisme a pour base la surface du losange.

237 (631). — Les lignes parallèles d'un trapèze ont 0 m. 2 et 0 m. 146 ; la hauteur est 0 m. 08. On demande : 1° le côté d'un carré équivalent au trapèze ; 2° la quantité d'eau H^2O qui renfermerait autant d'oxygène qu'un parallélipipède du marbre (*Probl.* 229), ayant pour base la surface du carré.

238 (632). — On prépare l'acide carbonique en attaquant le carbonate de chaux par l'acide chlorhydrique (Exp. 230). Quel poids d'acide carbonique pourrait-on préparer avec un prisme du marbre (*Probl.* 229) : le prisme a pour base la surface d'un triangle isocèle de 0 m. 206 de base et 0 m. 146 sur chacun des deux autres côtés ?

239 (633). — Un premier carré a 1 m. 272 de diagonale ; un 2° carré a pour diagonale le côté du 1er ; un 3° carré a pour diagonale le côté du 2°, moins un filet intérieur de 0 m. 08 de largeur. Le 3° carré est divisé en 9 petits carrés. On demande : 1° le côté d'un petit carré ; 2° le produit de la réaction suivante $CaCO^3 + H^2SO^4 = CO^2 + CaSO^4 + H^2O$, sur un parallélipipède du marbre (*Probl.* 229), ayant pour base la surface du petit carré.

240 (634). — Calculez : 1° le côté d'un octogone régulier, inscrit dans un carré de 0 m. 15 de côté ; 2° la quantité de chaux CaO, que renferme un prisme en marbre du *Probl.* 229 : la base du prisme est celle de l'octogone.

241 (636). — L'exploitation de la tourbe se fait en mottes carrées ou briques de 0 m. 2 de long, 0 m. 1 de largeur et 0 m. 05 1/2 d'épaisseur. La tourbe éprouve un retrait de 17,5/25, en volume ; alors elle contient encore 3 0/0 d'eau ; et le mètre cube pèse, en moyenne, 325 kg. Dites le poids d'une brique qui a éprouvé le retrait, et le poids de l'eau que 100 de tourbe renfermaien avant la dessiccation. Les vides entre les briques s'élèvent à $\frac{1}{30}$ de m^3.

242 (692). — Un tronc de hêtre a 6^m,75 de long, une circonférence moyenne de 2^m,25. On admet que les branches pèsent le 1/3 du tronc. Au moment de l'abattage, la densité du hêtre était 0,950 ; l'analyse, qui s'est faite à la densité ordinaire du hêtre, c'est-à-dire 0,852, a trouvé en poids :

	Carbone	Hydrogène	Oxygène	Azote	Centres
Tronc,	0,4936	0,0601	0,4269	0,0091	0,0103
Branches,	0,5017	0,0612	0,4068	0,0105	0,0198

On demande : 1° le volume d'eau H^2O qui renfermerait autant d'hydrogène que l'arbre au moment de l'analyse ; 2° le volume de l'azote ; 3° le poids du carbone et des cendres réunis. La perte, par l'évaporation, a porté entièrement sur l'eau ; et le volume du hêtre n'a pas changé.

243 (696). — Par le martelage et le laminoir, on produit des feuilles d'or et d'argent qui n'ont que 1/1000 de millimètre d'épaisseur. On pourrait les amincir davantage, surtout l'or. Avec les 5 milliards d'indemnité de guerre, quelle épaisseur pourrait-on donner : 1° à l'or pur, pour couvrir les départements que la Prusse a enlevés à la France, 14,034 k^{mq} : la monnaie d'or est au titre 0,9 ; 2° à l'argent pur pour couvrir le reste de la France mutilée 523,057 k^{mq} : la monnaie d'argent est au titre 0,9.

PROBLÈMES DONNÉS AUX ÉPREUVES ÉCRITES DU DIPLOME D'ENSEIGNEMENT SECONDAIRE SPÉCIAL

244. Un vase contient un mélange de Hg et d'HO superposés. Un alliage homogène de Fe et de Pt est mis dans ce vase et se trouve immergé des 7/9 dans le Hg et le reste dans l'HO. Trouver le titre de cet alliage, sachant que les poids spécifiques de l'HO, du Fe, du Hg et du Pt sont 1 ; 7,8 ; 13 ; 21.

245. 1° Combien pèse à 9°, sous la pression 76 l'H contenu dans un ballon sphérique dont la surface a 10^{m2} ? On sait que le poids spécifique de l'H est 0,0692, celui de l'air (1,2987) par rapport à l'eau est 770 ; 2° combien pèserait le même volume, s'il était mesuré à 15° et à la pression 77 ?

246. On a traité par l'acide sulfurique 500 kg. d'argile qui ont abandonné 20 0/0 d'alumine à l'acide. Combien faudra-t-il ajouter de sulfate de potasse ou de sulfate d'ammoniaque au produit de la réaction pour le transformer en alun cristallisé, et combien obtiendra-t-on d'alun potassique ou ammoniacal ? Faire le calcul pour les deux cas.

247. 20 bœufs pesant en moyenne 450 kg. sont placés dans une étable mesurant 200 mèt. cub. Chaque animal consomme par heure et par kg. de son poids 430 milligr. d'oxygène : 1° quelle quantité d'air en volume faut-il leur mesurer ? 2° quel poids et volume de CO^2 est produit par les bœufs en une heure ?

248. On décompose par la chaleur 100 gr. de carbonate de plomb. On demande : 1° le poids de l'acide carbonique dégagé ; 2° le volume occupé par ce gaz à la température 0° et sous la pression 760.

249. Chercher le poids de 20 lit. de chlore mesurés à 100 degrés sous la pression de 380 millim. (coefficient des gaz 0,00366), et en tirer la formule qui donne le poids d'un volume de gaz dans des conditions données de température et de pression.

250. Trouver le poids d'un litre d'oxyde de carbone, le poids de 20 litres de ce gaz et le poids d'acide carbonique qu'il faudrait faire passer sur du charbon chauffé pour obtenir ce volume.

251. On distille avec de la chaux 33 gr. d'un sulfate d'ammoniaque qui ne contient que 40 0/0 de son poids de sulfate pur ; combien de litres de gaz ammoniac obtiendra-t-on, si on les mesure à 0° et sous la pression de 570 millim ?

252. A quelle température faut-il chauffer de l'acide carbonique pour que le litre de ce gaz pèse 1 gr. 03 sous la pression de $0^m,75$?

On sait que :

1,520 = densité du gaz carbonique par rapport à l'air.
$1^{gr},3$ = poids de 1 litre d'air à 0° sous 76.
0,00366 = coefficient de dilatation des gaz.

253. Un ballon vide pèse 152 gr. 475. Plein d'air, il pèse 168 gr. 386. Plein d'un autre gaz, il pèse 157 gr. 235. On demande : 1° la densité de ce gaz par rapport à l'HO, la pression étant invariable ; 2° quel genre de correction il aurait fallu faire, si la pression avait été de $0^m,77$ pendant la pesée de l'air, de $0^m,74$ pendant celle du gaz.

254. On donne 50 gr. KO,AzO^5 auquel on ajoute du C; C et KO,AzO^5 sont projetés par des charbons ardents. Dire la réaction; le poids de CO^2, de l'Az produit et du C à employer. La réaction s'exprime ainsi $KO,AzO^5 + \frac{5}{2}C = KO,CO + \frac{5}{2}CO^2 + Az$.

525. Quelle quantité d'H obtient-on avec 100 gr. de Zn par l'SO^3,HO? Déterminer le poids de l'HO qu'on obtiendra par la combustion de l'H.

256. Quelle quantité ou poids de KO,ClO^5 faut-il employer pour fournir l'O nécessaire à remplir un ballon dont le rayon intérieur est 2 mètres?

257. Même problème que le précédent, si on employait le MnO^2.

258. Quelle quantité : 1° en poids; 2° en volumes de CO^2 obtiendra-t-on avec 20 gr. de CaO,CO^2?
3° Dire dans ce cas la quantité d'HCl à employer.

259. Même problème que le précédent, employant SO^3,HO. Dire aussi le poids de l'acide à employer.
On dispose de 200 kg. d'os de bœuf. En admettant que la partie organique y soit pour le 1/3 et 80 0/0 de phosphate, 20 de sable et de marne, on demande : 1° quelle sera la quantité de phosphate formé; 2° quelle sera la quantité de SO^3 nécessaire pour transformer le phosphate tribasique en phosphate acide; 3° quelle sera la quantité de phosphore produite en supposant que la pratique perd 1/3 sur les données théoriques.

261. A quelle température faudrait-il porter un litre d'air, pris à 0° et pesant 1 gr. 3, pour qu'il ait la même densité que l'hydrogène qui est de 0,069, en admettant que l'air conserve toujours le même coefficient de dilatation?

PROBLÈMES DONNÉS AUX ÉPREUVES ÉCRITES DU BACCALAURÉAT ÈS SCIENCES A LILLE

262. Un ballon contenant 500^{m3} cubes de gaz hydrogène est plongé dans de l'eau à 10° et dont la pression est de 684 millimètres. Le poids des enveloppes, du filet et de la nacelle est de 300 kg. On demande de calculer la force ascensionnelle du ballon.

263. Un ballon de verre renferme 15 kg. d'eau à 20 degrés, la densité de l'eau est à cette température 0,998, celle de l'eau à + 4° étant prise pour unité. On demande quel serait le poids d'air sec à + 20° qui remplirait ce ballon, en supposant que la force élastique fût $0^m,750$. On sait qu'un litre d'air sec pèse 1 gr. 3 à 0° et sous la pression $0^m,760$.

264. Un gaz dont le coefficient de dilatation est de 0,00366 occupe un volume de 200 c. à 100° et sous la pression de 740^{mm}? Quel volume occupera-t-il à 0° et sous la pression de 760^{mm}?

265. Un chimiste met dans un tube gradué 87 c^{m3} d'air. Ce tube repose sur le mercure. La température extérieure est 0°, la pression $0^m,76$. Il introduit dans le tube un bâton de phosphore qu'il retire quelques jours après et il mesure le

gaz qui reste. Le volume de celui-ci est de 73 c^{m3}, 4 ; mais la température est 0° et la pression 0^m,748.

Quelle est (en volume) la composition de l'air qu'il a analysé ?

Le coefficient de dilatation de l'air est de 0,0036.

266. Combien faut-il brûler théoriquement de charbon pour chauffer à 75° 10 décimètres cubes de mercure pris à la température zéro, sachant que le charbon, en brûlant, dégage 8000 calories par kilogramme et que la chaleur spécifique du mercure est 0,033 ?

267. Calculer la différence entre le poids d'un mètre cube d'air sec sous la pression de 770^{mm} et le poids d'un mètre d'un gaz, également sec, dont la densité est 0,325 et la pression 750^{mm}, les deux gaz étant à la même température qui est de 25°.

Données :

Poids de 1 litre d'air à 0° et à la pression 760^{mm}, 1 gr. 3 ; coefficient de dilatation commun aux deux gaz 0,00366.

268. Calculer le poids de 12^m cubes 5 d'hydrogène à 30° et sous la pression de 750^{mm}, sachant que :

1 litre d'air à 0° et sous la pression de 760^{mm} pèse 1 gr. 293 ;

La densité de l'hydrogène par rapport à l'air est de 0,0693 ;

Le coefficient de dilatation de l'hydrogène est de 0,00366.

269. Un gazomètre contient 345^m cubes de gaz d'éclairage à la température de 30° sur la pression barométrique qui est de 758^{mm} (hauteur réduite), et, en outre, sous la pression d'une colonne d'eau de 400^{mm} de hauteur à 30°. On demande de calculer le poids de ce même gaz qui serait contenu dans ce gazomètre ; si, la pression restant la même, la température du gaz et du gazomètre descendait à 0°.

270. Quel est le volume de vapeur d'eau que 1 k. d'eau peut produire à 100°, sous la pression de 760^{mm} ?

On sait que :

Le poids de 1 litre d'air à 0° et sous 760^{mm} est de 1 gr. 3 ;

Le coefficient de dilatation en gaz est de 0,00366 ;

La densité de la vapeur d'eau est de 0,622.

271. Un cube de 0^m,5 de côté contient de l'air complètement saturé de vapeur d'eau à la température de + 40°.

On demande de calculer le poids de l'air sec contenu dans ce volume, sachant que la pression totale de l'air et de la vapeur est de 745^{mm}.

Le poids de 1 litre d'air à 0° et sous 760^m est de 1 gr. 3.

La force élastique maximum de la vapeur d'eau à 40° est de 55^{mm}.

Le coefficient de dilatation de l'air est de 0,00366.

272. Un tube en U contenant de la potasse caustique dans laquelle on a fait passer un mètre cube d'air à la température de 0° et à la pression de 760, a éprouvé une augmentation de poids égale à 0 gr. 993. On demande combien il y avait de litres d'acide carbonique gazeux dans ce mètre cube d'air.

On sait que : 1° la densité de l'acide carbonique est égale à 1,529 ; 2° 1 litre d'air à 0° pèse sous la pression de 760 1 gr. 3.

LIVRE III

CHIMIE ORGANIQUE

CHAPITRE PREMIER

MATIÈRE ORGANIQUE, ANALYSE, SYNTHÈSE

512. **Chimie organique des éléments.** — La chimie organique traite des corps qui se forment et se développent sous l'influence de forces vitales, *animaux* et *végétaux*; on y ajoute les dérivés de ces deux grandes classes.

La force vitale nous apparaît évidente dans son action, dans ses résultats ; mais sa nature et la manière dont elle agit restent inconnues.

Les éléments qui constituent le végétal ou l'animal sont de même nature que ceux des composés inorganiques ou plutôt ce sont les mêmes ; car l'être organisé emprunte le plus souvent au règne minéral les matériaux qui servent à le développer : l'acide carbonique lui fournit le carbone ; l'eau, l'hydrogène ; l'ammoniaque, l'azote, etc. Dans le fond toute matière est minérale.

513. **Groupement atomique.** — Le carbone est l'élément organique par excellence. On le trouve dans tous les êtres vivants. Les atomes du carbone forment en quelque sorte le pivot, l'axe de molécules organiques ; les autres atomes, dit M. Wurtz, se groupent tout autour comme des satellites.

Bien que la plupart des corps simples puissent entrer dans les êtres organisés, le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote en sont les éléments ordinaires. Associés trois à trois, quelquefois quatre à quatre, ces corps forment l'innombrable quantité de végétaux ou animaux qui existent.

Sans le groupement atomique, il serait impossible d'expliquer cette grande diversité de substances formées des mêmes éléments parfois en quantité égale, et qui, pourtant, ne possèdent pas les mêmes propriétés. On peut les comparer à certains mots formés des mêmes lettres et dont les divers arrangements donnent des sons tout différents comme : *Algérie* et *galerie*, *lampe* et *palme*, *sceau* et *cause*, etc.

Ainsi la cellulose et l'amidon ont la même formule, la

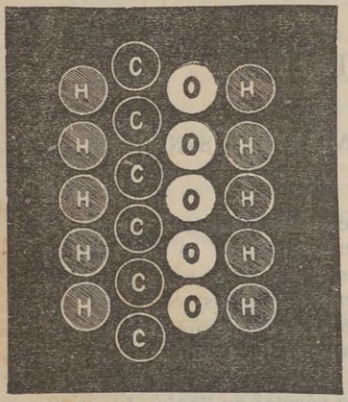


Fig. 251. — Molécule de cellulose.

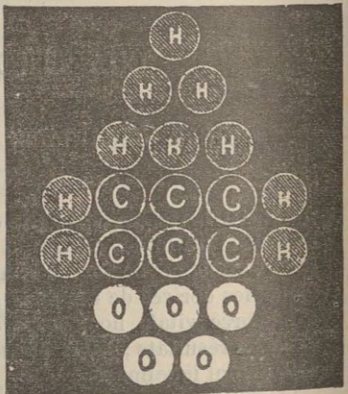


Fig. 252. — Molécule d'amidon.

même composition centésimale, mais l'arrangement des atomes n'est pas le même (nos 5, 13,14,19).

« Soumis à l'action des réactifs, les corps peuvent tous « se modifier de mille manières, se transformer les uns « dans les autres. Tantôt leur composition se simplifie, un ou « plusieurs atomes étant en quelque sorte arrachés à la « chaîne. Tantôt elle se complique par l'addition de nou- « veaux atomes de carbone. » (Wurtz.)

514. **Analyse intermédiaire et élémentaire.** — Le chimiste se rend compte des composés de plusieurs manières : tantôt il sépare, isole les principes ou les éléments

c'est-à-dire fait de l'*analyse;* tantôt il réunit les éléments, reconstitue les composés de toute pièce, alors il fait de la *synthèse.*

Ainsi je presse un citron : le jus qui en sort est l'acide citrique; c'est un *principe immédiat.* Le sucre, retiré de la canne et de la betterave, est aussi un principe immédiat : lorsqu'on isole les principes immédiats, on fait de l'*analyse intermédiaire.*

En chimie inorganique, on fait encore une espèce d'analyse intermédiaire, lorsqu'on sépare les groupes de certains composés : par exemple, en chauffant du carbonate de chaux, il se dégage du gaz carbonique, et il reste de la chaux vive. Mais si l'on isole les éléments du carbonate de chaux : oxygène, carbone, calcium, l'analyse est *élémentaire.* A chaque corps simple, nous avons fait connaître les principaux composés qui réagissent sur lui, les moyens de l'isoler; ses propriétés.

En ce qui concerne la matière organisée, nous allons, en marchant sur le chemin frayé par l'illustre M. Berthelot, donner quelques moyens d'analyse intermédiaire et de synthèse.

515. **Analyse intermédiaire de la cellulose.** — Sous l'action prolongée de l'acide sulfurique et avec le concours de l'eau, la cellulose se transforme d'abord en dextrine, puis en glucose.

La glucose, qui peut cristalliser, se dissout facilement dans l'eau. Or, si l'on introduit de la levûre de bière dans cette solution, la glucose se dédouble en acide carbonique et en alcool (Exp. 553).

Sous l'influence de la chaleur seule, ou mieux de l'acide sulfurique, l'alcool se transforme en eau et en gaz oléifiant (Exp. 537).

La chaleur rouge décompose le gaz éthylène et le transforme en un carbure plus simple, l'acétylène.

A une température extrêmement élevée, l'acétylène est lui-même décomposé en ses deux éléments. Voici le tableau des réactions, page 464 :

FORMULES ATOMIQUES					FORMULES EN ÉQUIVALENTS				
$C^6H^{10}O^5 + H^2O$	=	$C^6H^{12}O^6$			$C^{12}H^{10}O^{10} + H^2O^2$	=	$C^{12}H^{12}O^{12}$		
Cellulose		Glucose			Cellulose		Glucose		
$C^6H^{12}O^6$	=	$2C^2H^6O$	+	$2CO^2$	$C^{12}H^{12}O^{12}$	=	$2C^4H^6O^2$	+	$2C^2O^4$
Glucose		Alcool		Acide carbonique	Glucose		Alcool		Carbonique
C^2H^6O	=	C^2H^4	+	H^2O	$C^4H^6O^2$	=	C^4H^4	+	H^2O^{12}
Alcool		Gaz oléifiant		Eau	Alcool		Gaz oléifiant		Eau
C^2H^4	=	C^2H^2	+	H^2	C^4H^4	=	C^4H^2	+	H^2
Gaz oléifiant		Acétylène		Hydrogène	Gaz oléifiant		Acétylène		Hydrogène
C^2H^2	=	C^2	+	H^2	C^4H^2	=	C^4	+	H^2
Acétylène		Carbone		Hydrogène	Acétylène		Carbone		Hydrogène

516. **Analyse intermédiaire par oxydation.** — Les transformations se font au moyen d'un élément étranger qu'on ajoute au composé. Prenons l'alcool pour exemple. Avec l'oxygène naissant, nous lui ferons perdre son hydrogène : nous obtiendrons d'abord une aldéhyde, puis de l'acide acétique, ensuite de l'acide oxalique (Exp. 559).

Chauffé douxoement avec de la glycérine, l'acide alique se dédoublera en acide carbonique et en acide formique (Berthelot) (nos 714, 689).

Sous l'effet de la chaleur, l'acide formique se transformera en eau et en oxyde de carbone (n° 690).

Il suffira d'oxyder davantage l'oxyde de carbone pour en faire de l'acide carbonique.

Ces oxydations pourraient se faire au moyen d'oxydants, tels que l'acide azotique.

Voici le tableau des réactions, page 466 :

FORMULES ATOMIQUES										FORMULES EN ÉQUIVALENTS									
C^2H^6O	+	O	=	C^2H^4O	+	H^2O	;	$C^4H^6O^2$	+	O^2	=	$C^4H^4O^2$	+	H^2O^2
Alcool		Oxygène		Aldéhyde		Eau		Alcool		Oxygène		Aldéhyde		Eau
C^2H^4O	+	O	=	$C^2H^4O^2$			;	$C^4H^4O^2$	+	O^2	=	$C^4H^4O^4$		
Aldéhyde		Oxygène		Acide acétique				Aldéhyde		Oxygène		Acide acétique		
$C^2H^4O^2$	+	3O	=	$C^2H^2O^4$	+	H^2O	;	$C^4H^4O^4$	+	$3O^2$	=	$C^4H^2O^8$	+	H^2O^2
Acide acétique		Oxygène		Acide oxalique		Eau		Acide acétique		Oxygène		Acide oxalique		Eau
$C^2H^2O^4$.....	=	CH^2O^2	+	CO^2	;	$C^4H^2O^8$.....	=	$C^2H^2O^4$	+	C^2O^4
Acide oxalique		Acide formique		Acide carbonique		Acide oxalique		Acide formique		Acide carbonique
CH^2O.....	=	CO	+	H^2O	;	$C^2H^2O^4$.....	=	C^2O^2	+	H^2O^2
Acide formique		Oxyde de carbone		Eau		Acide formique		Oxyde de carbone		Eau
CO	+	O	=	CO^2			;	C^2O^2	+	O^2	=	C^2O^4		
Oxyde de carbone		Oxygène		Acide carbonique				Oxyde de carbone		Oxygène		Acide carbonique		

517. **Synthèse naturelle.** — Faire de la synthèse, c'est réunir les éléments pour reconstituer les principes ou d'autres composés; c'est l'inverse de l'analyse : elle se fait avec dégagement de chaleur (nº 26).

L'acide carbonique est le commencement et la fin de la matière organique. Il présente la combinaison du carbone la plus simple; celle qui se forme le plus facilement. Du charbon C et de l'oxygène O en contact suffisent pour lui donner naissance CO^2. Vive ou lente, toute combustion est une oxydation. Ainsi, les animaux sont des appareils d'oxydation, parce qu'ils forment, composent l'acide carbonique : ils agissent par voie de synthèse. Les végétaux sont des appareils de réduction, car ils décomposent l'acide carbonique à la faveur de l'humidité et sous l'action du soleil : ils agissent par voie d'analyse. Devenus libres, les éléments se réunissent par affinité et forment les composés les plus divers. Fixant le carbone devenu libre, les plantes font aussi de la synthèse (Exp. 239).

518. **Synthèse directe de composés organiques.** — M. Berthelot a formé de toutes pièces un composé organique l'*acétylène*. A cet effet, il a dirigé un courant d'hydrogène sur le carbone porté à l'incandescence par le passage de l'arc électrique sous la double influence de la chaleur et de l'électricité.

Cette formation se manifeste, lorsqu'on fait passer le gaz à travers une solution ammoniacale de chlorure cuivreux : il se produit de l'acétylure de cuivre rouge, qui est caractéristique.

L'acétylène peut fixer de l'hydrogène et former un nouveau carbure, l'*éthylène*.

L'éthylène se trouvant à l'état naissant dans l'eau engendre l'*alcool*.

L'alcool devient l'origine d'une foule d'autres composés :

Avec l'oxygène libre, en présence d'un alcali et de l'eau, l'acétylène donne naissance à de l'*acide acétique*.

L'acétylène avec l'oxygène produit l'*acide oxalique*.

En présence de l'azote libre, l'acétylène, sous l'influence de l'étincelle électrique, produit de l'*acide cyanhydrique*.

L'acétylène peut encore être transformé en *benzine*.

Voici le tableau de ces transformations, page 468 :

FORMULES ATOMIQUES						FORMULES EN ÉQUIVALENTS				
C^2	+ H^2	=	C^2H^2	;		$4C$	+ H^2	=	C^4H^2	
Carbone	Hydrogène		Acétylène			Carbone	Hydrogène		Acétylène	
C^2H^2	+ H^2	=	C^2H^4	;		C^2H^4	+ H^2	=	C^4H^4	
Acétylène			Éthylène			Acétylène			Éthylène	
C^2H^4	+ H^2O	=	C^2H^6O	;		C^4H^4	+ H^2O^2	=	$C^4H^6O^2$	
Éthylène			Alcool			Éthylène			Alcool	
C^2H^2	+ O + H^2O	=	$C^2H^4O^2$	;		C^4H^2	+ O^2 + H^2O^2	=	$C^4H^4O^4$	
Acétylène			Acide acétique			Acétylène			Acide acétique	
C^2H^2	+ $2O^2$	=	$C^2H^2O^4$	;		C^4H^2	+ $4O^2$	=	$C^4H^2O^8$	
Acétylène			Acide oxalique							
C^2H^2	+ Az^2	=	$2CAzH$	;		C^4H^2	+ Az^2	=	$2C^2HAz$	
Acétylène			Acide cyanhydrique			Acétylène			Acide cyanhydrique	
$3C^2H^2$.....		=	C^6H^6	;		$3C^4H^2$.....		=	$C^{12}H^6$	
Acétylène			Benzine			Acétylène			Acide cyanhydrique	

519. **Synthèse de composés organiques par réduction.** — A cet effet, on fait passer l'acide carbonique dans un tube renfermant du fer métallique porté au rouge; le gaz y abandonne 1 atome d'oxygène et est ainsi réduit en oxyde de carbone (Exp. 229) :

$$CO^2 + Fe = FeO + CO$$

On fait parvenir l'oxyde de carbone dans une dissolution de baryte, il se forme de l'acide formique et du formiate de baryum.

La distillation sèche du formiate de baryte produit de l'hydrure méthylique, de l'acide carbonique qui se combine avec la baryte pour former du carbonate de baryum.

L'oxygène transforme l'hydrure méthylique, en alcool méthylique. Voici, d'après M. Berthelot, le tableau de ces transformations :

FORMULES ATOMIQUES		FORMULES EN ÉQUIVALENTS	
$CO^2 - O$ =	CO	; $C^2O^4 + O^2$ =	C^2O^2
Acide carbonique.	Oxyde de carbone	Acide carbonique	Oxyde de carbone.
$CO + H^2O$ =	CH^2O^2	; $C^2O^2 + H^2O^2$ =	$C^2H^2O^4$
Oxyde de carbone.	Acide formique.	Oxyde de carbone.	Acide formique.
$4CH^2O^2 = CH^4 + 3CO^2 + 2H^2O$;		$4C^2H^2O^4 = C^2H^4 + 3C^2O^4 + 2H^2O^2$	
Acide formique.	Méthane.	Acide formique.	Gaz des marais.
$CH^4 + O$ =	CH^4O	; $C^2H^4 + O^2$ =	$C^2H^4O^2$
Formène.	Alcool méthylique.	Formène.	Alcool méthylique.

RÉSUMÉ

512. La *chimie organique* traite des composés qui se forment sous l'influence de forces vitales et de leurs dérivés. Les éléments sont les mêmes que ceux de la chimie inorganique.

513. Le carbone, l'hydrogène, l'oxygène et l'azote en sont les éléments ordinaires. Associés trois à trois, quatre à quatre, ils forment l'innombrable quantité des composés organiques.

514. Isoler ou séparer les principes, tels qu'un acide ou une base,

c'est faire de l'*analyse intermédiaire;* isoler les éléments tels qu'oxygène, hydrogène, carbone, etc., c'est faire de l'*analyse élémentaire.*

515. On fait l'analyse intermédiaire de la cellulose avec l'acide sulfurique, la levûre de bière, la chaleur.

516. L'analyse intermédiaire est dite par oxydation, lorsqu'on se sert de l'oxygène pour réduire les composés (voir le tableau).

517. Faire de la *synthèse*, c'est reconstituer les composés. Les animaux agissent par voie de synthèse dans la transformation du carbone ou acide carbonique; les végétaux, par voie d'analyse en décomposant l'acide carbonique.

518. M. Berthelot forme un grand nombre de composés de toutes pièces (voir le tableau).

519. On peut faire la synthèse des composés organiques par voie de réduction (voir le tableau).

76e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 511 à 518). — Chimie organique. — Groupement atomique. — Analyse. — Synthèse.

2° *Exercices* 8es. — 1° Indiquez les diverses transformations qu'il faut faire subir à la cellulose pour la décomposer en ses éléments.

2° Expliquez une analyse de l'alcool par oxydation, et donnez le tableau des résultats.

3° Comment peut-on combiner l'hydrogène et le carbone pour en faire de l'acétylène ?

4° A quels composés peut-on donner naissance avec l'acétylène ?

5° Indiquez les diverses réductions qu'il faut opérer pour arriver de l'acide carbonique au gaz de marais.

CHAPITRE II

CLASSIFICATION DES SUBSTANCES ORGANIQUES; MOLÉCULES, LEUR VOLUME

520. **Généralités. Fonction chimique.** — Le nombre des substances organiques connues est innombrable et on peut l'accroître encore. De là la richesse et l'importance de la chimie organique, qui étudie la composition, la formation et les propriétés de ces composés.

On les classe par *fonction chimique*, c'est-à-dire d'après leur composition ou leurs propriétés générales : on va du simple au plus compliqué : de l'élément on s'élève aux composés binaires, etc. Cette classification, la seule rationnelle, est généralement suivie aujourd'hui.

521. **Classification.** — On reconnaît dans les composés organiques 7 fonctions chimiques principales ; de là 7 classes de composés :

1° *Carbures d'hydrogène.* — Ce sont des composés formés de deux éléments, carbone et hydrogène. Ils sont naturels ou produits par voie d'analyse (n° 514) ou par voie de synthèse (n° 517). En combinant le carbone avec l'hydrogène, on produit d'abord l'acétylène, puis l'éthylène.

Form. atom..... $C^2 + H^2 = C^2H^2$
Form. en équiv. $C^4 + H^2 = C^4H^2$ } *acétylène.*

Form. atom..... $C^2H^2 + H^2 = C^2H^4$
Form. en équiv. $C^4H^2 + H^2 = C^4H^4$ } *éthylène.*

2° *Alcools.* — Ils renferment un élément de plus que les carbures d'hydrogène, desquels ils dérivent, tantôt par voie

de synthèse, en ajoutant l'eau au carbone ; tantôt, par voie indirecte en substituant l'eau à une partie de l'hydrogène du carbure (nos 517, 524) :

Form. atom.... $C^2H^4 + H^2O^2 = C^2H^5OH$ ou $C^2H^6O^2$ } *alcool*
Form. en équiv. $C^4H^4 + 2HO = C^4H^4(H^2O^2)$ ou $C^4H^6O^2$ } *ordinaire*

Les alcools ont une grande importance, parce qu'ils servent à produire les éthers, les aldéhydes, les acides, les amines. Ils sont caractérisés par la propriété de former avec les acides des combinaisons neutres appelées éthers.

(*Il est traité des alcools aux chapitres* 10e, 11e, 12e, 13e.)

3° *Éthers.* — Ces composés, qui dérivent des alcools, se divisent en deux groupes : les *éthers simples*, qu'on peut considérer comme les oxydes ou combinaisons des radicaux des alcools monoatomiques avec un corps simple, oxygène, chlore, brome, iode, soufre; les *éthers composés*, qui sont des combinaisons des différents radicaux alcooliques avec les acides oxygénés, espèces de sels qui se produisent toujours avec formation d'eau :

$C^2H^5OH + C^2H^5OH = H^2O + (C^2H^5)^2O$ ou $C^4H^{10}O$ } *éther*
$C^4H^4(H^2O^2) + C^4H^4(H^2O^2) = H^2O^2 + C^4H^4(C^4H^6O^2)$ ou $C^8H^{10}O^2$ } *ordinaire*

(*Il est traité des éthers aux chapitres* 14e, 15e, 16e, 17e.)

4° *Aldéhydes.* — Composées de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, les aldéhydes résultent des alcools par une oxydation, qui consiste simplement à leur enlever de l'hydrogène :

$C^2H^5OH + O = H^2O + C^2H^3O.H$ ou C^2H^4O } *aldéhyde*
$C^4H^4(H^2O^2) + O^2 = 2HO + C^4H^4(O^2)$ ou $C^4H^4O^2$ } *ordinaire*

(*Il est traité des aldéhydes au chapitre* 18e.)

5° *Acides.* — Ils sont produits par une oxydation, qui non seulement enlève de l'hydrogène à l'alcool, mais lui fixe de l'oxygène :

$C^2H^5OH + O^2 = H^2O + C^2H^3O.OH$ ou $C^2H^4O^2$ } *acide*
$C^4H^4(H^2O^2) + 2O^2 = H^2O^2 + C^4H^4(O^4)$ ou $C^4H^4O^4$ } *acétique*

(*Il est traité des acides aux chapitres* 19e, 20e, 21e, 22e.)

6° *Amines.* — Formées par l'union des alcools avec l'ammoniaque, on les appelle quelquefois *ammoniaques composées*. Elles dérivent des alcools dont les radicaux se substituent à l'hydrogène de l'ammoniaque. En d'autres termes, elles se forment par la substitution d'un radical positif à l'hydrogène de l'am-

moniaque. On peut dire encore qu'il y a formation d'une ammoniaque composée, lorsqu'on remplace, dans l'alcool, un volume de vapeur d'eau par un égal volume d'ammoniaque :

$$\left.\begin{array}{l} C^2H^3.OH^3 + AzH = H^2O + C^2H^5.H^2Az \\ C^4H^4(H^2O^2) + AzH^3 = H^2O^2 + C^4H^4(H^3Az) \end{array}\right\} \textit{éthylamine}$$

(*Il est traité des amines au chapitre* 23e.)

7° *Amides.* — Elles se forment par la combinaison de l'ammoniaque avec les acides. On peut dire qu'elles prennent naissance par la substitution d'un radical acide ou négatif à l'hydrogène de l'ammoniaque :

$$\left.\begin{array}{l} C^2H^3O.OH + AzH^3 = H^2O + C^2H^3O.H^2Az \\ C^4H^4(O^4) + AzH^3 = H^2O^2 + C^4H^5.AzO^2 \end{array}\right\} \textit{acétamide}$$

(*Il est traité des amides au chapitre* 25e.)

MOLÉCULES

522. 1° **Leur existence.** — Aux nos 4 et 15, nous avons dit que l'atome est une particule de matière, indivisible même chimiquement. Or l'atome n'est jamais seul, même dans les corps simples; il est toujours uni, par affinité, avec un ou plusieurs atomes : de cette union nait la molécule.

523. 2° **Leur petitesse. Leur forme. Leur poids.** — Aux nos 5, 19, 29 et 30, nous avons dit que la molécule est une portion de la matière excessivement petite; qu'on la conçoit sans pouvoir l'atteindre ou l'isoler physiquement; que c'est la plus petite quantité d'un corps qui puisse exister à l'état libre; que sa forme et son poids réels nous sont inconnus; que toutes les molécules d'un même corps défini sont égales; que les atomes d'une molécule prennent une position régulière.

Or les molécules des composés définis sont formées d'un nombre plus ou moins grand d'atomes, indiqués par la formule. L'ensemble des poids atomiques (1) de la molécule forme le *poids moléculaire* (n° 29).

324. 3° **Leur volume.** — Ce qui nous reste à dire sur les

(1) Le poids atomique représente, à la fois, la densité et le volume des corps simples gazeux, rapportés à l'hydrogène. On peut le calculer comme suit :

Hydrogène..... 1

Oxygène..... $\frac{1,1056}{0,0693} = 15,9$, c'est-à-dire $1,1056 \times 14,44 = 15,964864$

molécules des corps simples et des corps composés, c'est leur *volume*. Il existe des lois découvertes par Gay-Lussac (n° 25).

En prenant l'atome d'hydrogène H pour 1 volume, sa molécule HH occupe 2 volumes. Or toutes les molécules des composés qui peuvent prendre la forme gazeuse, quels qu'en soient les éléments, occupent 2 volumes, ni plus ni moins que la molécule d'hydrogène H^2, d'ailleurs à des pressions et à des températures égales. De sorte que, si la densité d'un gaz était rapportée à l'hydrogène, il suffirait de la doubler pour obtenir le poids moléculaire de ce gaz. Au reste, rien n'est plus facile à calculer : il n'y a qu'à multiplier la densité de ce gaz par le rapport de la densité de l'air à celle de l'hydrogène : $2 \times \frac{1}{0{,}0693}$ ou 28,88.

Ce produit des doubles densités rapportées à l'hydrogène diffère peu du double poids atomique, comme on le voit ci-après (page 475) :

Azote.....	$\frac{0{,}9714}{0{,}0693} = 14$	—	$0{,}9714 + 14{,}44 =$		14,027016
Soufre à 1000°.....	$\frac{2{,}22}{0{,}0093} = 32$	—	$2{,}22 \times 14{,}44 =$		32,0568
Chlore.....	$\frac{2{,}44}{0{,}0693} = 35{,}2$	—	$2{,}44 \times 14{,}44 =$		35,2336
Brome.....	$\frac{5{,}393}{0{,}0693} = 77{,}8$	—	$5{,}393 \times 14{,}44 =$		77,87492
Iode (vapeurs).....	$\frac{8{,}716}{0{,}093} = 125{,}8$	—	$8{,}716 \times 14{,}44 =$		125,85904

On voit donc que, sous le même volume, les gaz renferment le même nombre d'atomes ; que les poids de ces volumes égaux de gaz représentent le poids des atomes : *c'est le poids atomique*. Pour le mieux comprendre, supposons à l'atome un volume connu.

En prenant l'air pour unité 1,

1 atome d'hydrogène	ayant un volume de	1	litre	pèserait	0,0693 gr.
1 — d'oxygène	—	1	—		1,1056
1 — azote	—	1	—		0,9714
1 — soufre 1000°	—	1	—		2,22
1 — chlore	—	1	—		2,44
1 — brome	—	1	—		5,393
1 — iode	—	1	—		8,716

L'air pesant en réalité 1 *gr.* 3, *à la température* 0° *et sous la pression* 0m,76,

1 atome d'hydrogène	ayant 1 vol. de	1	lit.	pèserait	$0{,}0693 \times 1{,}3 = 0{,}09009$ gr.
1 — d'oxygène	—	1	—		$1{,}1056 \times 1{,}3 = 1{,}43728$
1 — azote	—	1	—		$0{,}9714 \times 1{,}3 = 1{,}26282$
1 — soufre à 1000°	—	1	—		$2{,}22 \times 1{,}3 = 2{,}886$
1 — chlore	—	1	—		$2{,}44 \times 1{,}3 = 3{,}172$
1 — brome	—	1	—		$5{,}393 \times 1{,}3 = 7{,}0109$
1 — iode	—	1	—		$8{,}716 \times 1{,}3 = 11{,}3308$

NOMS DES CORPS	MOLÉCULES — Formules en équival.	MOLÉCULES — Formules atomiques	POIDS MOLÉCULAIRES	DENSITÉS rapportées à l'air		DOUBLES DENSITÉS rapportées à l'hydrogène
Hydrogène	H^2	H^2 =	2	0,0693		
Chlore	Cl^2	Cl^2 =	71	2,44		70,5
Brome	Br^2	Br^2 =	160	5,54	× 28,88 =	159,0
Iode	I^2	I^2 =	254	8,716		251,7
Cyanogène	$(C^2Az)Cy^2$	$(CAz)^2Cy^2$ =	52	1,806		52,1
Méthyle		(*a*) $(CH^3)^2$ =	30	1,0365		29,9
Hydrure de méthyle	$C^2H^2(H^2)$	CH^3H =	16	0,558	× 28,88 =	16,1
Éthyle		$(C^2H^5)^2$ =	58	2,0462		59,1
Oxygène	O^4	O^2 =	32	1,1056		31,9
Soufre	S^4	S^2 =	64	2,22	× 28,88 =	63,5
Eau	H^2O^2	H^2O =	18	0,6235		18,0
Hydrogène sulfuré	H^2S^2	H^2S =	34	1,1912	× 28,88 =	34,4
Anhydride sulfureux	S^2O^4	SO^2 =	64	2,234		64,5
Anhydride sulfurique	S^2O^6	SO^3 =	80	2,763		79·8
Azote	Az^2	Az^2 =	28	0,9714		28,0
Oxyde azoteux	Az^2O^2	Az^2O =	44	1,527	× 28,83 =	44,1
Oxyde azotique	AzO^1	AzO =	38	1,038		29,98
Peroxyde d'azote	AzO^4	AzO^2 =	46	1,72		49,5
Méthylamine	$(C^2H^2)AzH^2$	$(CH^3)H^2Az$ =	31	1,08	× 28,88 =	31,19
Ammoniaque	AzH^3	AzH^3 =	17	0,591		17,07
Phosphore	Ph^4	Ph^4 =	124	4,42		127,6
Hydrogène phosphoré	PhH^3	PhH^3 =	34	1,184	× 28,88 =	34,2
Arsenic	As^4	As^4 =	300	10,6		306,0
Hydrogène arsénié	AsH^3	AsH^3 =	78	2,695		78,7
Oxyde de carbone	C^2O^2	CO =	28	0,967		27,9
Anhydride carbonique	C^2O^4	CO^2 =	44	1,529	× 28,88 =	44,1
Gaz des marais	C^2H^4	CH^4 =	16	0,559		16,1
Perchlorure d'étain	Sn^2Cl^4	$SnCl^4$ =	260	9,199		265,7
Zinc-éthyle	$(C^4H^5Zn)^2$	$(C^2H^5)^2Zn$ =	123	4,259		123,2
Mercure	Hg^2	Hg =	200	6,976		201,4
Chlorure mercurique	Hg^2Cl^2	$HgCl^2$ =	271	9,8	× 28,88 =	283,0
Iodure mercurique	Hg^2I^2	HgI^2 =	454	15,9		459,2
Chlorure mercureux	Hg^2Cl	$HgCl$ =	235,5	8,21		237,1
Éthylène	C^4H^4	C^2H^4 =	28	0,9784	× 28,88 =	28,2
Chlorure d'éthylène	$C^4H^4Cl^2$	$C^2H^4Cl^2$ =	99	3,4434		99,4

(*a*) Voyez hydrure d'éthyle ou hydrure d'éthylène.

Remarque. Le poids moléculaire des gaz simples est le double poids omiqateu

On excepte le phosphore et l'arsenic dont les molécules sont Ph^4 et As^4. Le mercure, le cadmium et le zinc présentent une autre anomalie, dit M. Wurtz; leur poids moléculaire est le même que leur poids atomique. Ce célèbre chimiste remarque qu'ici il doit y avoir dissociation.

Le poids moléculaire des gaz composés de plusieurs corps simples est égal au poids atomique de la molécule.

Comme conséquence, et par hypothèse, en donnant 1 gr. à l'atome H, la molécule d'hydrogène H^2 et toutes les molécules des composés réduits en vapeur occupent 22 lit. et une fraction de lit., à la température 0° et sous la pression 0,760. En voici le calcul : On divise le poids atomique de la molécule par la densité du gaz multiplié par le poids de 1 lit. d'air :

La molécule H^2 pesant 2 gr., son volume égale $\frac{2}{0,09009}$ ou $\frac{2}{,0693 \times 1,3} = 22$ litres.

La molécule H^2O pesant 18 gr., son volume égale $\frac{18}{0,6235 \times 1,3} = 22$ litres.

La molécule $C^2H^4Cl^2$ pesant 99 gr., son volume égale $\frac{99}{3,4434 \times 1,3} = 22$ litres.

Etc., etc.

525. 4° **Leur modification.** — Presque toute la chimie organique consiste dans l'accroissement, la modification, la formation des molécules : on ajoute atome à atome, on substitue un atome à un autre, ou bien on dédouble une molécule et on en retranche une partie.

Le seul moyen pratique pour déshydrogéner un hydrocarbure consiste à introduire du chlore ou du brome. Pour enlever ensuite le chlore ou le brome du composé, on fait agir la potasse alcoolique : il y a formation d'acide chlorhydrique ou d'acide bromhydrique.

RESUMÉ

519. On classe les substances organiques par leurs *fonctions chimiques*, c'est-à-dire d'après les éléments qui les constituent ou par leurs propriétés générales.

520. Les matières organiques se divisent en sept classes principales :

1° Les *hydrocarbures* sont formés de deux éléments ;

2° Les *alcools* sont des hydrates, des carbures d'hydrogène;

Ces composés neutres forment des éthers, des aldéhydes, des acides, des amines.

3° Les *éthers* sont les oxydes des radicaux alcooliques;

4° Les *aldéhydes* résultent de l'oxydation des alcools.

5° Les *acides* sont produits par une oxydation des alcools plus avancée que celle qui donne lieu à des aldéhydes.

6° Les *amines* sont formées par les radicaux des alcools qui se substituent à l'hydrogène de l'ammoniaque.

7° Les *amides* résultent de la combinaison de l'ammoniaque avec les acides.

521. 1° La molécule est constituée par les atomes, lesquels n'existent jamais seuls, même dans les corps simples, où tous les atomes sont de même nature.

522. 2° Toutes les molécules d'un même corps sont égales; leur forme et leur poids réels, excessivement petits, nous sont inconnus.

523. 3° Toutes les molécules des corps qui peuvent prendre la forme gazeuse, quels qu'en soient les éléments, occupent deux volumes, ni plus ni moins que la molécule d'hydrogène H^2.

524. 4° Presque toute la chimie organique consiste dans l'accroissement, la modification, la formation des molécules.

77e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 519 à 524). — Établissez la classification des composés organiques d'après leurs fonctions chimiques. — Dites ce que vous savez des molécules : leur forme et leur poids relatifs ; le volume des molécules des corps gazeux.

2° *Calcul.* Problème 273. — Calculer le vol. de 50 gr. d'ammoniaque à 50° sous la pression $0^m,64$, le coefficient de dilatation des gaz étant par degré de $\frac{1}{273}$ de leur volume.

Probl. 274. — On demande quels seraient à 0° et sous la pression 0,76, le poids et le volume de l'acide carbonique qui, à 25° et sous la pression 0,765, présente un volume de 75 lit. : le coefficient étant $\frac{1}{273}$ par degré.

Probl. 275. — Quel serait le volume de 25 gr. d'oxyde de carbone à la pression 0,68 et à la température 40°, son coefficient de dilatation par degré de température étant 0,003669.

CHAPITRE III

CARBURES D'HYDROGÈNE, LEUR CLASSIFICATION; RADICAUX

Généralités. — Les *carbures d'hydrogène*, appelés aussi *hydrocarbures*, sont très nombreux. Ils présentent des propriétés physiques bien variées : les uns sont gazeux; d'autres sont liquides; d'autres enfin sont solides et même cristallisés; ils affectent très différemment le goût et l'odorat.

Leurs propriétés chimiques ne sont pas moins remarquables : composés de deux éléments éminemment combustibles, ils brûlent avec la plus grande facilité et jouent un rôle neutre dans les combinaisons.

526. **Classification.** Pour étudier les carbures d'hydrogène, on les divise en *séries* et en *groupes*. Tous les termes de la série diffèrent de l'un à l'autre,

En form. atom. de n CH^2.
En form. en équiv. de n C^2H^2

Tous les composés de la même série sont *homologues* et présentent des caractères généraux, à peu près similaires.

Les carbures du même groupe renferment un même nombre d'atomes de carbone.

Le tableau suivant fait comprendre la formation des carbures. Hofmann a proposé une nomenclature jusqu'à la 5e série, nous la reproduisons dans le tableau suivant :

	1re SÉRIE SATURÉE		2e SÉRIE ÉTHYLÉNIQUE		3e SÉRIE ACÉTYLÉNIQUE		4e SÉRIE TÉRÉBÉNIQUE		5e SÉRIE AROMATIQUE	
	Form. at.	Form. en éq.	Form. at.	Form. en éq.	Form. at.	Form. en éq.	Form. at.	Form. en éq.	Form at.	Form. en éq.
	C^nH^{2n+2};	$C^{2n}H^{2n+2}$	C^nH^{2n} ;	$C^{2n}H^{2n}$	C^nH^{2n-2};	$C^{2n}H^{2n-2}$	C^nH^{2n-4};	$C^{2n}H^{2n-4}$	C^nH^{2n-6};	$C^{2n}H^{2n-6}$
1er GROUPE (a).....	CH^4	; C^2H^4								
2e — (b).....	C^2H^6	; C^4H^6	C^2H^4	; C^4H	C^2H^2	; C^4H^2				
3e — (c).....	C^3H^8	; C^6H^8	C^3H^6	; C^6H^6	C^3H^4;	; C^6H^4	(C^3H^2)	(C^6H^2)		
4e — (d).....	C^4H^{10}	; C^8H^{10}	C^4H^8	; C^8H^8	C^4H^6	; C^8H^6	(C^4H^4)	; (C^8H^4)	(C^4H^2)	; (C^8H^4)
5e — (e).....	C^5H^{12}	; $C^{10}H^{12}$	C^5H^{10}	; $C^{10}H^{10}$	C^5H^8	; $C^{10}H^8$	C^5H^6	; $C^{10}H^6$	C^5H^4	; $C^{10}H^4$
6e —	C^6H^{14}	; $C^{12}H^{14}$	C^6H^{12}	; $C^{12}H^{10}$	C^6H^{10}	; $C^{12}H^{10}$	C^6H^8	; $C^{12}H^8$	C^6H^6	; $C^{12}H^6$
1er GROUPE (a).....	Méthane.									
2e — (b).....	Éthane.		Éthène.		Étnine.					
3e — (c).....	Propane.		Propène.		Propine.		(Propone).			
4e — (d).....	Tétrane.		Tétrène.		Tétrine.		Tétrone.		Tétrune.	
5e — (e).....	Hexane.		Hexène.		Hexine.		Hexone.		Hexune.	

527. **Hydrures.** — Par *hydrure*, on entend une combinaison de l'hydrogène avec un corps simple ou un radical composé de plusieurs éléments. Ainsi l'acide chlorhydrique, l'acide sulfhydrique l'eau, l'ammoniaque, sont des hydrures de métalloïdes.

Les suivants sont des hydrures des radicaux alcooliques : ils ont une grande importance. En voici quelques-uns :

En théorie atomique	En théorie d'équivalents
Hydrure de méthyle $CH^3.H$;	Hydrure de méthylène $C^2H^2(H^2)$
Hydrure d'éthyle... $C^2H^5.H$;	Hydrure d'éthylène... $C^4H^4(H^2)$
Hydrure de propyle $C^3H^7.H$;	Hydrure de propylène $C^6H^6(H^2)$
Hydrure de butyle. $C^4H^9.H$;	Hydrure de butylène.. $C^8H^8(H^2)$
Hydrure d'amyle... $C^5H^{11}.H$;	Hydrure d'amylène... $C^{10}H^{10}(H^2)$
Hydrure d'hexyle.. $C^6H^{13}.H$;	Hydrure d'hexène.... $C^{12}H^{12}(H^2)$

RADICAUX

528. **Leur fonction.** — C'est ici que nous devons parler de certains groupes appelés *radicaux*, qui fonctionnent comme des corps simples. Ils n'existent pas à l'état libre, mais ils peuvent passer d'une combinaison à une autre, se substituer soit à 1 atome, soit à 2, soit à 3 atomes d'hydrogène : ils jouent un grand rôle en théorie atomique.

529. **Radicaux monoatomiques.** — Une molécule est saturée, si tous ses atomes sont satisfaits dans leur capacité de combinaison. Or, si 1 atome monoatomique abandonne une telle combinaison, le résidu sera un *radical monoatomique*, $H^2O - H = (OH)'$. De même si une molécule saturée perdait un groupe monoatomique, le reste de la molécule fonctionnerait comme *radical monoatomique*, $HAzO^3 - (OH)' = (AzO^2)'$, *peroxyde d'azote*.

RADICAUX MONOATOMIQUES

$CH^4 - H = (CH^3)$ *méthyle.*
$C^2H^6 - H = (C^2H^5)$, *éthyle.*
$C^3H^8 - H = (C^3H^7)$, *propyle.*
$C^4H^{10} - H = (C^4H^9)$, *butyle.*
$C^5H^{12} - H = (C^5H^4)$, *amyle.*
$C^6H^{14} - H = (C^6H^{13})$, *exhyle.*

530. **Radicaux diatomiques, triatomiques, etc.**

Lorsque 2 atomes abandonnent une molécule saturée, le résidu est un radical diatomique :

RADICAUX DIATOMIQUES

$C^2H^6 - H^2 = (C^2H^4)''$
$C^3H^8 - H^2 = (C^3H^6)''$
$C^4H^{10} - H^2 = (C^4H^8)''$
$C^5H^{12} - H^2 = (C^5H^{10})''$
$C^6H^{14} - H^2 = (C^6H^{12})''$
$C^7H^{16} - H^2 = (C^7H^{14})''$

Si, d'une molécule saturée, on soustrayait des éléments représentant 3, 4, 5 atomicités, les résidus seraient des *radicaux triatomiques* ou *tétratomiques* ou *pentatomiques*.

RÉSUMÉ

525. Les *hydrocarbures* peuvent être gazeux, liquides ou solides : composés de deux éléments éminemment combustibles, ils brûlent avec la plus grande facilité.

526. On divise les carbures d'hydrogène en séries et en groupes. Tous les termes de la série diffèrent de l'un à l'autre de nCH^2 ; ils sont *homologues*.

Les carbures du même groupe renferment un même nombre d'atomes de carbone.

527. Par *hydrure*, on entend une combinaison de l'hydrogène avec un radical.

528. On appelle radicaux des groupes qui fonctionnent comme des corps simples ; ils passent d'une combinaison à l'autre.

529. Un radical est *monoatomique*, quand il est le résidu d'une molécule de laquelle s'est détaché 1 atome monoatomique.

530. Un radical est *diatomique*, lorsqu'il est le résidu d'une molécule saturée, de laquelle on a détaché 2 atomes.

78e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 525 à 530). — Hydrocarbures, leurs propriétés. — Classification. — Hydrures. — Radicaux. — Terminaison de chaque série fixée par Hoffmann.

2° *Exercices* 9es : 1° Vérifiez au tableau des hydrocarbures (n° 526), si la différence entre un terme d'une série, et celui qui le suit est réellement $\left\{\begin{matrix} CH^2, \text{ form. atom.} \\ C^nH^{2n}, \text{ form. en éq.} \end{matrix}\right.$

2° Formulez d'une manière générale la différence des carbures homologues.

3° Examinez aussi à chaque groupe si le nombre d'atomes de carbone est le même.

4° Confrontez chaque terme avec la formule générale qui est en tête de la série.

CHAPITRE IV

CARBURES DE LA PREMIÈRE SÉRIE

Formules générales.... { atom.... $C^n H^{2n+2}$; en équiv. $C^{2n}H^{2n+2}$

531. **Généralités.** — La 1re série ou *série saturée* renferme les carbures les plus riches en hydrogène. Elle comprend les hydrures des radicaux alcooliques. Ces composés existent dans les pétroles. Ils prennent naissance dans la distillation sèche, à basse température, des matières organiques, de la houille entre autres.

Doués de peu d'affinité, on leur donne quelquefois le nom de *paraffines* (parum affinis). Il n'entrent en combinaison que par substitution, c'est-à-dire en remplaçant de l'hydrogène de leur molécule par l'équivalent d'autres corps (no 524).

HYDRURE MÉTHYLIQUE

Form. atom..... CH^3H ou CH^4
Form. en équiv..... $C^2H^2(H^2)C^2H^4$
Poids atomique et en équivalents, 2 volumes rapportés à l'hydrogène, 16.

532. **Historique et état naturel.** — On l'appelle encore *méthane, formène, gaz des marais, hydrogène protocarboné* : c'est le 1er terme de la série des hydrocarbures saturés. Dans la nature ce gaz provient de la décomposition des matières organiques dans la vase des eaux ou dans le sein de la terre.

On peut en recueillir dans un flacon plein d'eau (fig. 253).

Dans ce cas, il renferme toujours un mélange d'azote, d'acide carbonique, etc., s'élevant de 14 à 15 0/0.

L'hydrogène protocarboné s'échappe des fissures des gran-

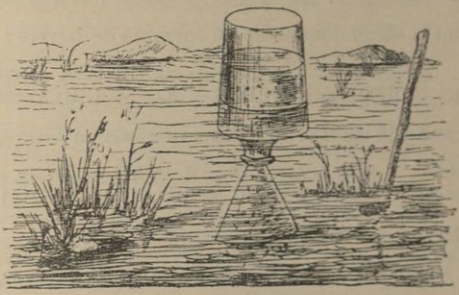


Fig. 253. — Gaz des marais dégagé et recueilli.

grandes masses de houille; il s'accumule dans les galeries mal ventilées des mines. Quand il forme le 1/8 de la masse aérienne, il s'enflamme et produit le *feu grisou*, dont on connaît les terribles et déplorables explosions.

Il accompagne les sources de pétrole et constitue les gaz inflammables qui rendent dangereux l'usage de cet hydrocarbure.

Il prend naissance dans le corps des animaux.

D'après M. Girardin, il sort de la terre d'une manière continue, dans un grand nombre de localités, en Italie, en Perse, à Java, en Amérique. Dans plusieurs endroits, ce gaz brûle depuis des siècles. On trouve dans les États-Unis des flammes de 1 à 2 mètres; de Humboldt en a vu, dans l'Asie Mineure, s'élever à plus de 30 mètres. Les abords de ces feux sont calcinés. Toute végétation y est impossible. Dans quelques localités, on met ces feux à profit, pour le chauffage et l'éclairage. On y fait cuire les aliments, la pierre à chaux, les briques, etc. Les Indous, adorateurs du feu, achètent chèrement des bouteilles et des vessies pleines de ce gaz, recueilli près de la mer Caspienne.

533. **Synthèse et production.** — Il y a production d'hydrure méthylique :

1° Dans l'action du cuivre au rouge sur un mélange de sulfure de carbone et d'hydrogène sulfuré. Le soufre de ces

deux composés enlevé, le carbone et l'hydrogène naissants se combinent pour produire l'hydrure de méthyle :

Form. atom.... $CS^2 + 4HS + 6Cu^2 = 6Cu^2S + CH^4$ } *hydrure*
Form. en équiv. $2CS^2 + 4HS + 8Cu^2 = 8Cu^2S + C^2H^4$ } *méthylique*

2° Dans la distillation sèche du formate de baryte :

F. at.... $2C^2H^2BaO^4 = 2(CO^2,BaO) + CO^2 + CH^4$, } *hydrogène*
F. en éq. $4C^2HBaO^4 = 4(CO^2,BaO) + 2CO^2 + C^2H^4$, } *protocarboné*

3° L'eau seule transforme le zinc-méthyle en formène :

Form. atom.... $^2H^2O + Zn(CH^3)^2 = ZnO,H^2O + {}^2CH^4$, } *gaz des*
Form. en équiv. $H^2O^2 + C^2H^2Zn = ZnO,HO + C^2H^4$, } *marais*

534. **Préparation :**

Exp. 529. Introduisez dans une cornue en verre 30 gr. de chaux vive, 20 gr. de

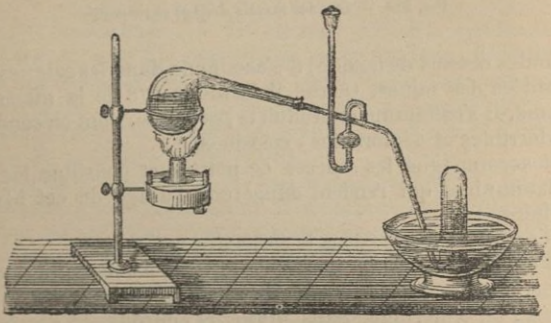


Fig. 254. — Appareil pour préparer le méthane.

potasse caustique et autant d'acétate de soude cristallisé. Chauffez légèrement ; il se produit la réaction suivante :

$(C^2H^3O^2Na + 3H^2O) + HNaO = (Na^2O,CO^2 + 3H^2O), + CH^4$ } *for-*
$NaO,C^4H^3O^3 + 3H^2O^2 + NaO,HO = 2(NaO,CO^2 + 3H^2O^2), + C^2H^4$ } *mène*

La chaux n'intervient que pour maintenir le mélange intime, et, par suite, facilite l'action de l'alcool sur l'acétate.

535. **Propriétés.** — L'hydrure de méthyle est un gaz incolore, inodore, insipide. Il est très soluble dans l'eau. Sa densité égale 0,558.

Dans un tube de porcelaine au rouge-feu, la chaleur

le décompose en donnant naissance à de l'acétylène :

$$\left.\begin{array}{ll} \text{Form. atom....} & 2CH^4 = 3H^2 + C^2H^2 \\ \text{Form. en équiv.} & 2C^2H^4 = 3H^2 + C^4H^2 \end{array}\right\} \textit{acétylène}$$

Le méthane et ses homologues étant saturés n'entrent en combinaison que par substitution, c'est-à-dire en échange d'une partie de leur hydrogène contre l'équivalent d'un autre corps. Ainsi,

Avec l'hydrogène, il ne forme pas de combinaison.

Avec les corps halogènes, sous l'influence de la lumière et de la chaleur, il donne lieu, avec explosion, à des composés éthérés ; par exemple, avec le chlore, il forme :

	Formules atomiques.	Formules en équiv.
Le méthane monochloré	CH^3Cl ;	C^2H^3Cl (*Alcool méthyliq.*, n° 577).
Le méthane bichloré....	CH^2Cl^2 ;	$C^2H^2Cl^2$
Le méthane trichloré...	$CHCl^3$;	C^2HCl^3 (*Chloroforme*, n° 639).
Le méthane perchloré..	CCl^4 ;	C^2Cl^4

Au contact d'un corps allumé, il brûle avec une flamme peu éclairante, donnant de la vapeur d'eau et de l'acide carbonique :

$$CH^4 + 4O = CO^2 + 2H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$C^2H^4 + 8O = 2CO^2 + 4HO, \text{ form. en équiv.}$$

16 gr. dégagent 210 calories, quantité inférieure à celle que dégagent ses éléments (1) :

Lorsqu'on approche un corps enflammé d'un mélange de protocarbure d'hydrogène et d'un volume double d'oxygène, il y a détonation. Cette expérience ne doit se faire que dans de petits flacons, de 1 dm^3 et encore faut-il s'envelopper les mains avec un linge.

Mélangé à 7 ou 8 fois son volume d'air, ce gaz détone aussi avec force. Si le volume d'air est plus petit, la détonation est faible ; si le volume d'air arrive jusqu'à 13 fois celui de l'hydrogène protocarboné, la détonation est impossible.

(1) 1 gr de carbone dégage 7,879
12 — 7,879 × 82 = 94 cal. 55
1 gr. d'hydrogène — 34,462
4 — 34,462 × 4 = 137 cal. 848

Total..... 232,398

Cette différence 22 cal. 398 représente la chaleur dégagée dans la combinaison du carbone avec l'hydrogène, au moment de la formation du méthane.

536. **Analyse :**

Exp. 530. Introduisez dans l'eudiomètre à mercure (Exp. 65), 2 volumes de gaz des marais et 4 vol. d'oxygène ; ensuite faites-y passer l'étincelle électrique : une vive lumière éclate. Le mercure monte ; vous constaterez que de 6 vol. de gaz, il ne reste que 2 vol. ; c'est de l'acide carbonique. Vous l'absorberez par de la potasse caustique que vous y introduirez ; 2 vol. ou 2 atomes d'oxygène se sont combinés avec les 4 atomes d'hydrogène pour former de l'eau qui s'est condensée.

Les 2 autres vol. d'oxygène sont combinés avec le carbone et forment 2 vol. d'acide carbonique. Or l'acide carbonique formé renferme tout le carbone qui était contenu dans les 2 vol. d'hydrogène protocarboné. De même l'eau formée contient tout l'hydrogène que renfermaient les 2 vol. de protocarbure d'hydrogène.

Vous pouvez tirer cette conclusion, savoir que le gaz des marais renferme, en 2 vol., 1 vol. ou 1 atome de carbone et 4 vol. ou 4 atomes d'hydrogène.

Exp. 531. Au moyen d'une allumette, enflammez le gaz que vous avez préparé (Exp. 529). Vous constaterez : une flamme bleue ; de la rosée qui se déposera aux parois de l'éprouvette ; un précipité qui accusera la présence de l'acide carbonique, si vous y mettez de l'eau de chaux.

532. Introduisez 10 vol. d'air et 1 vol. de gaz des marais dans une vessie. Faites déboucher le tube de la vessie dans un plat rempli d'eau de savon ; pressez un peu la vessie : il se formera à la surface de l'eau des bulles que vous pourrez enflammer avec une allumette placée à l'extrémité d'un bâton.

HYDRURE D'ÉTHYLE

Form. atom..... $C^2H^5.H$ ou C^2H^6
Form. en équiv..... $C^4H^4(H^2)$ ou C^4H^6

537. **Historique et production.** — Ce composé qui renferme le radical de l'alcool ordinaire s'appelle aussi *hydrure d'éthylène*, *éthane*, *diméthyle* parce qu'il est formé de deux molécules de méthyle $(CH^3)^2$. Il a été découvert par MM. Frankland et Kolbe.

Les pétroles d'Amérique en renferment; et il s'en forme, sous l'influence de la chaleur, dans la décomposition des substances organiques très hydrogénées.

On l'obtient :

1° En combinant l'éthylène avec l'hydrogène :

Form. atom.... $C^2H^4 + H^2 = C^2H^6$
Form. en équiv. $C^4H^4 + H^2 = C^4H^6$ } *éthane.*

2° En remplaçant dans la molécule du méthane la moitié de son hydrogène par une autre molécule de méthane (Berthelot) :

Form. atom.... $CH^4 - H^2 + CH^4 = C^2H^6$
Form. en équiv. $C^2H^4 - H^2 + C^2H^4 = C^4H^6$ } *hydrure d'éthyle.*

538. **Préparation :**

Exp. 533. Introduisez dans un vase à électrolyse une dissolution d'acétate de potassium un peu concentrée. Au moyen de 4 ou 5 éléments Bunsen, il se produit la réaction suivante :

$2C^2H^3O^2K + H^2O = K^2CO^3 + CO^2 + H^2 + C^2H^6$
$2C^4H^3KO^4 + H^2O^2 = 2KO,CO^2 + C^2O^4 + H^2 + C^4H^6$ } *diméthyle.*

L'hydrogène se porte au pôle négatif ; l'hydrure d'éthylène et l'acide carbonique se rendent au pôle positif. Faites passer ces deux derniers gaz dans un tube à boules renfermant une dissolution de potasse, pour absorber l'acide carbonique ; l'hydrure d'éthyle devra encore traverser des boules contenant de l'acide sulfurique pour y abandonner les vapeurs d'eau qu'il entraîne. Vous recueillerez l'éthane sur le mercure.

539. **Propriétés.** — L'hydrure d'éthyle est un gaz incolore, possédant une odeur éthérée agréable ; il est insoluble dans l'eau. Il brûle avec une flamme blanche. Sa combustion dégage 388 cal. Ses éléments isolés en produisant 395, il s'en dégage donc 9, au moment de sa formation.

Le radical éthyle joue un grand rôle parce qu'il entre dans la composition de l'alcool et par suite de ses dérivés.

PÉTROLES

540. **Historique et extraction.** — Le pétrole, *huile de pierre*, a été connu de toute antiquité. Mais il n'y a pas longtemps qu'il est devenu d'un usage commun. De 1830 à 1859, on distillait des schistes et le boghead pour préparer une huile de schiste, qui servait à l'éclairage. Vers 1860, on découvrit en Pensylvanie des sources de pétrole dans le sein de la terre.

On creuse des puits à une profondeur qui varie de 15 à 200 mètres. Il y en a qui fournissent journellement jusqu'à 200 barils de pétrole brut. Presque tous les pays en possèdent, à une profondeur plus ou moins grande.

541. **Composition des pétroles bruts.** — Les pétroles bruts renferment beaucoup d'hydrocarbures de la 1re série, homologues du gaz des marais.

Voici ceux qui ont été reconnus et étudiés par Pelouze et Cahours :

	FORMULES ATOMIQUES	FORMULES EN ÉQUIV.	DENSITÉ A L'ÉTAT LIQUIDE	POINTS D'ÉBULLITION	DENSITÉ à l'état DE GAZ
Hydrure de butyle	C^4H^{10} ;	C^8H^{10}	0,600 a 0°	0°	2
— d'amyle	C^5H^{12} ;	$C^{10}H^{12}$	0,628 à 18°	30°	2,557
— de cuproyle	C^6H^{14} ;	$C^{12}H^{14}$	0,669	68°	3,055
— d'œnanthyle	C^7H^{16} ;	$C^{14}H^{16}$	0,690	92° à 94°	3,600
— de cupryle	C^8H^{18} ;	$C^{16}H^{18}$	0,726	116° à 118°	4,016
— de pélargyle	C^9H^{20} ;	$C^{18}H^{20}$	0,741	136° à 138°	4,541
— de nityle	$C^{10}H^{22}$;	$C^{20}H^{22}$	0,757	158° à 162°	5,040
— d'undecyle	$C^{11}H^{24}$;	$C^{22}H^{24}$	0,766	180° à 182°	5,458
— de lauryle	$C^{12}H^{26}$;	$C^{24}H^{26}$	0,778	198° à 200°	5,972
— de cocynile	$C^{132}H^{8}$;	$C^{26}H^{28}$	0,796	218° à 220°	6,569
— de myristyle	$C^{14}H^{30}$;	$C^{28}H^{30}$	0,809	236° à 240°	7,199
— de bényle	$C^{15}H^{32}$;	$C^{30}H^{32}$	0,825	25[illegible]° à 262°	7,526
— de palmityle	$C^{16}H^{34}$;	$C^{32}H^{34}$	»	vers 280°	8,078

542. **Propriétés. Distillation.** — Le pétrole est un liquide brun dont la densité varie de 0,77 à 0,93. Sa distillation présente de grands dangers. Pour éviter l'inflammabilité, on le chauffe dans des cornues avec un courant de vapeur surchauffée.

Les produits qui se dégagent entre 45° et 70°, sont les plus légers, densité 0,65 : ils constituent l'*éther du pétrole*, gaz excessivement explosif et dangereux, quand il est mélangé à l'air.

Portés de 75° à 120°, les pétroles donnent du naphte ou *essence de pétrole*, densité moyenne 0,77. Entre 150° et 280°, on obtient une huile lampante qui pèse 0,8 : c'est celle qui est employée à l'éclairage, après avoir été raffinée, au moyen de l'acide sulfurique et de la potasse caustique.

Vers 480°, on recueille des huiles lourdes dont la densité s'élève jusqu'à 0,9 : c'est à cette température que distille la *paraffine* (nos 542, 544).

543. **Usages et dangers.** — L'éther et l'essence de pétrole reçoivent différentes applications. En vertu de leur pouvoir dissolvant des corps gras, ils sont employés pour enlever des étoffes, les taches d'huile, de peintures, etc. ; mais leur usage le plus remarquable, c'est de former par leur volatilisation un gaz d'éclairage dans un gazo-lampe, vraie lampe sans liquide : à cet effet, on verse le liquide sur des morceaux d'éponge ; quand ils sont bien imbibés, on fait écouler l'excès de liquide par un récipient : un courant d'air entraîne ces vapeurs le long d'une mèche qui conduit le mélange gazeux : c'est là qu'on l'enflamme : la mèche ne brûle pas : son rôle est entièrement passif. Penchée ou renversée, cette lampe ne présente aucun danger explosif.

L'huile de pétrole est d'un usage commun pour l'éclairage. Pour qu'elle soit bonne, elle doit avoir une densité moyenne de 0,800, et ne pas renfermer d'essence. Ainsi, un mélange d'huile lourde et d'essence, donne un pétrole dangereux, sa densité fût-elle au-dessous de 0,800. Les lampes dont on se sert sont simples.

Les pétroles lourds sont employés au chauffage ou à lubrifier les engrenages des machines.

Composé de deux éléments essentiellement combustibles. le pétrole pourrait avantageusement être employé au chauffage : sa combustion ne produit pas de cendres, son introduction dans les foyers est facile, et le degré de chaleur qu'il produit est constant.

Exp. 534. Disposez le réservoir d'un thermomètre dans une capsule en porcelaine où vous introduirez du pétrole. Quand le thermomètre atteindra 35°, promenez une flamme à la surface du liquide ; s'il se dégage des vapeurs qui prennent feu, le pétrole doit être rejeté.

535. Dans la même capsule, mettez 10 gr. de pétrole à lampe que vous avez vérifié, comme il est dit ci-dessus (Exp. 534) : il s'enflammera :

A 40°,	si vous y ajoutez	0gr.	1 d'essence
34°		0	2 —
28°		0	5 —
15°		1	—

536. Un moyen plus simple encore de vérifier une huile de pétrole, c'est d'en verser un peu sur une planchette chauffée entre 30° et 40° et de promener une flamme au-dessus : si elle ne prend pas feu, c'est preuve qu'elle n'est pas dangereuse.

537. Une autre marque qu'elle peut être employée sans danger, c'est lorsque l'huile du réservoir d'une lampe allumée ne prend pas feu si on la renverse.

PARAFFINE

544. **Historique et extraction.** — Le mot paraffine fait connaître les propriétés chimiques de l'hydrocarbure dont il s'agit. En effet, *paraffine* veut dire affinités faibles. C'est Reschenhach, qui le découvrit en 1830 et qui lui donna son nom.

On l'extrait des goudrons, de la cire, du boghead, des pétroles bruts, des huiles de schistes lumineux, d'un bitume cireux appelé ozokérite, etc. Soumis à la distillation, les goudrons perdent leurs carbures volatils. On traite la partie qui reste en fusion avec 5 0/0 d'acide sulfurique concentré : il se forme un précipité noirâtre qu'on lave et qu'on distille de nouveau : la paraffine distille entre 200° et 350°. Quand elle est refroidie, on la presse pour en séparer les huiles. On ajoute aux pains soit des huiles légères, soit du sulfure de carbone. Par une nouvelle fusion et une nouvelle compression, on obtient la paraffine blanche.

545. **Propriétés et usages.** — La paraffine est une matière blanche, inodore, insipide ; translucide, présentant une texture cristalline. Son point de fusion varie avec son origine, entre 45° et 65°. Sa densité moyenne est 0,970.

La paraffine résiste à l'action des acides et des alcalis. Elle brûle avec une belle flamme blanche sans fumée : de là son application en éclairage. On en fait de très belles bou-

gies translucides. Mais comme la paraffine entre en fusion de 45° à 50°, on est obligé de la mélanger avec 1/5 de stéarine : sans cette addition les bougies se courbent. La paraffine rend les tissus moins perméables : aussi s'en sert-on comme apprêt. Par un peu de paraffine, la cire acquiert plus de transparence : de là la falsification des cires. On reconnaît cette fraude à la densité moins élevée des cires falsifiées : la densité de la cire pure s'élève à 0,967.

RÉSUMÉ

531. La première série est saturée : c'est la plus riche en hydrogène. Elle renferme les hydrures des radicaux alcooliques. Les composés qu'elle comprend entrent difficilement en combinaison : ce n'est guère que par substitution à une partie de leur hydrogène.

532. L'*hydrure de méthyle*, appelé aussi *méthane*, *formène*, *gaz des marais*, provient de la décomposition des matières organiques humides : il se dégage des mines de houille, des fissures de la terre, etc.

533. Il y a formation de méthane dans une foule de réactions, particulièrement dans la distillation sèche du formiate de baryte, dans l'action de l'eau sur le zinc-méthyle.

534. On prépare le gaz des marais en chauffant, dans une cornue de verre, de la chaux vive, de la potasse caustique et de l'acétate de soude.

535. L'hydrure de méthyle est un gaz incolore, inodore, insipide, très soluble dans l'eau. Il brûle avec une flamme pâle.

536. On fait l'analyse du gaz des marais avec l'eudiomètre à mercure : 1 atome ou 1 vol. de carbone et 4 vol. d'hydrogène se condensent en 2 vol. (n° 523).

537. L'*hydrure d'éthyle*, appelé aussi hydrure d'éthylène, *éthane*, *diméthyle*, existe dans les pétroles. On l'obtient en combinant l'éthylène avec l'hydrogène.

538. On prépare l'éthane en décomposant l'acétate de potassium par l'électricité.

539. L'hydrure d'éthylène est un gaz incolore d'une odeur éthérée agréable, insoluble dans l'eau. Il brûle avec une flamme blanche.

540. Le *pétrole* ou *huile de pierre* a été connu de toute antiquité. On l'extrait du sein de la terre, en creusant des puits de 15 à 200 mètres.

541. Les pétroles bruts renferment un grand nombre d'hydrocarbures homologues du gaz des marais.

542. Le pétrole est un liquide brun. Sa densité varie de 0,77 à 0,93. En le distillant, on sépare les huiles légères des huiles lourdes : les éthers de pétroles passent entre 45° et 70° ; les es-

sences, entre 75° et 120° ; les huiles lampantes, entre 150° et 280° ; vers 480°, on recueille des huiles lourdes, de la paraffine.

543. On connaît l'emploi du pétrole dans les usages domestiques, soit pour éclairage, soit pour enlever les taches d'huile.

544. L'hydrocarbure appelé *paraffine* s'extrait des goudrons, de la cire, des pétroles, etc.

545. La paraffine est une matière blanche, inodore, insipide, translucide. Elle brûle avec une flamme blanche, sans fumée : de là ses applications dans l'éclairage.

79e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 531 à 549). — Hydrocarbures de la 1re série. — Gaz des marais. Sa formation, ses propriétés. — Hydrure d'éthyle ; sa préparation, ses propriétés. — Pétrole : sa composition, ses usages.

2° *Calcul.* Problème 276. — La chaleur utilisée n'étant que de 90 0/0 de celle que donne la théorie (note du n° 535), on demande le volume du pétrole, densité 0,8, nécessaire pour vaporiser 125 gr. d'eau à 10°. On sait que 635 calories sont nécessaires pour vaporiser 1 kg. d'eau à 0°. Composition du pétrole : C 0,842 ; H 0,145. Le reste est de l'oxygène.

Probl. 277. — Quel volume d'air (n° 64) est nécessaire pour brûler 10 gr. de gaz des marais, l'hydrogène se transformant en eau et le carbone en acide carbonique ?

Probl. 278. — Une lampe de pétrole, grandeur moyenne, éclaire autant que 8 bougies de blanc de baleine. Or, la dépense, par heure, est 0 fr. 014 de pétrole et 0 fr. 088 de blanc de baleine : chaque bougie brûle 7 gr. 8 par heure. Trouver le prix du kg. de bougies et du lit. de pétrole.

CHAPITRE V

CARBURES DE LA DEUXIÈME SÉRIE

Formules générales... { atom.... C^nH^{2n} / en équiv. $C^{2n}H^{2n}$

546. **Généralités.** — Les hydrocarbures de la *série éthylénique* sont quelquefois nommés *oléfines*, parce que leur 1er terme, l'éthylène, est appelé *gaz oléfiant*. L'éthylène et ses homologues présentent de nombreux cas d'isomérie. Ils ne sont pas saturés. Capables au contraire de fixer 2 atomes monoatomiques, les termes de cette série sont diatomiques, leurs dérivés présentent un grand intérêt.

ÉTHYLÈNE

Form. atom..... C^2H^4
Form. en équiv..... C^4H^4 ou $(C^2H^4)^2$

547. **Historique et production.** — Ce composé est aussi connu sous les dénominations de *gaz oléfiant, hydrogène bicarboné, éthène*. Il a été découvert en 1795 par quatre chimistes hollandais. Gay-Lussac et Dumas l'ont étudié dans ses rapports avec l'alcool et l'éther. Berthelot en a fait la synthèse (n° 517).

L'éthylène prend naissance dans une foule de réactions ; ntre autres dans la distillation sèche des corps gras, résines, caoutchouc, bois et houille surtout (*V. gaz d'éclairage*). Il se produit encore :

1° Dans l'hydrure d'éthylène porté au rouge :

Form. atom.... $C^2H^6 = H^2 + C^2H^4$
Form. en équiv. $C^4H^6 = H^2 + C^4H^4$ } *éthylène.*

2° Dans la déshydratation de l'alcool, soit par la chaleur rouge, soit par l'acide sulfurique, soit par la chaleur et l'acide à la fois :

Form. atom.... $C^2H^6O = H^2O + C^2H^4$
Form. en équiv. $C^4H^6O^2 = 2HO + C^4H^4$ } *hydrogène bicarboné*

548. Préparation :

Exp. 538. Mettez dans un ballon B une partie d'alcool et 2 parties d'acide sulfurique concentré ; il est bon d'y introduire un peu de sable.

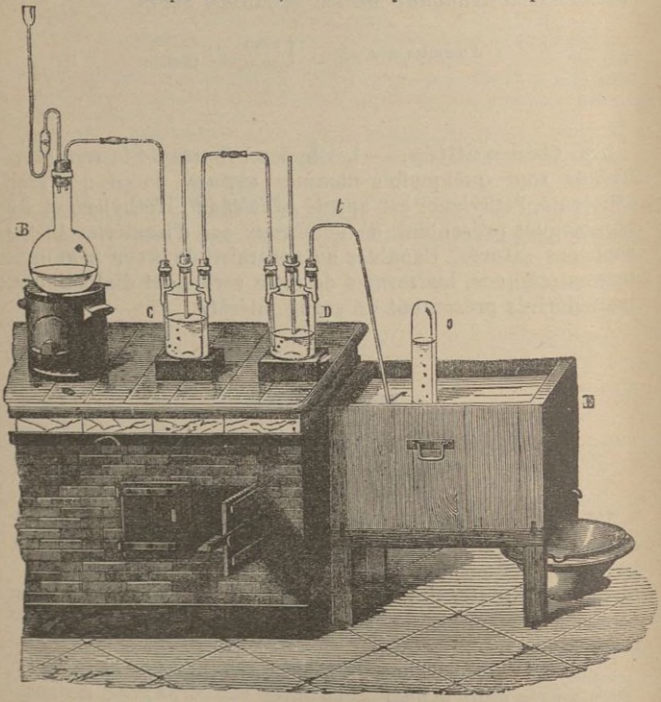


Fig. 255. — Appareil pour la préparation de l'éthylène.

Le flacon laveur C renferme de la potasse ; D, de l'acide sulfurique.

Vers 160° l'alcool se dédouble en eau, retenue par l'acide sulfurique, et en éthylène, qui se rend en O.

549. **Propriétés.** — L'hydrogène bicarboné est un gaz incolore, sans saveur, doué d'une odeur empyreumatique. Sa densité égale 0,97. L'eau n'en dissout qu'un $\frac{1}{6}$ de son volume.

La chaleur rouge le dédouble en hydrogène et en acétylène :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form. atom.... } C^2H^4 = H^2 + C^2H^2,\\ \text{Form. en équiv. } C^4H^4 = H^2 + C^4H^2,\end{array}\right\} \textit{acétylène.}$$

Le bicarbure d'hydrogène est impropre à la respiration. Il brûle avec un grand éclat :

$$\begin{array}{l}\text{Form. atom.... } C^2H^4 + 3O^2 = 2CO^2 + 2H^2O\\ \text{Form. en équiv. } C^4H^4 + 6O^2 = 4CO^2 + 2H^2O^2\end{array}$$

C'est l'éthylène qui donne aux flammes leur brillant éclat. Mêlé à 3 vol. d'oxygène, il détone violemment au contact d'une allumette. Pour éviter le brisement des vases où l'on fait l'opération, on emploie une quantité d'oxygène plus grande qu'il n'en faut pour transformer le carbone en acide carbonique et l'hydrogène en eau.

Le chlore, toujours avide d'hydrogène, décompose le bicarbure d'hydrogène. Si l'on introduit dans une éprouvette 1 vol. d'éthylène et 2 vol. de chlore, l'approche d'une bougie allumée produit une flamme rougeâtre qui, commencée au haut de l'éprouvette, se propage jusqu'au fond : il y a formation d'acide chlorhydrique et dépôt de charbon :

$$\begin{array}{l}C^2H^4 + 2Cl^2 = 4HCl + C^2, \text{ form. atom.}\\ C^4H^4 + 2Cl^2 = 4HCl + 2C^2, \text{ form. en équiv.}\end{array}$$

L'éthylène entre dans de nombreuses combinaisons, surtout avec les corps halogènes. (*Voy. Chlorure d'éthylène.*)

Exp. 539. Remplissez une éprouvette d'éthylène que vous aurez préparé (Exp. 538) ; plongez-y une allumette enflammée : vous verrez une flamme blanche très brillante. Avec de l'eau de chaux vous constaterez la présence de l'acide carbonique.

PROPYLÈNE

Form. atom..... C^3H^6
Form. en équiv..... C^6H^6

550. **Formation et propriétés.** — On le produit par synthèse en condensant le formène naissant. Il se produit dans la distillation sèche des acides gras. M. Berthelot le prépare en chauffant doucement 3 parties d'iodure d'allyle, 5 parties d'acide chlorhydrique fumant et 15 parties de mercure :

$$\left.\begin{array}{l} 2C^3H^5I + 2HCl + 4Hg = H^2gCl^2 + Hg^2I^2 + 2C^3H^6 \\ 2C^6H^4(HI) + 2HCl + 4Hg^2 = 2H^2gCl + 2Hg^2I + 2C^6H^6 \end{array}\right\} \textit{propylène.}$$

Le propylène est un gaz incolore, doué d'une odeur alliacée. Il brûle. Mêlé à 5 volumes d'oxygène et enflammé, il produit une violente détonation. Il forme des combinaisons avec les corps halogènes. L'acide sulfurique concentré l'absorbe rapidement.

BUTYLÈNE

Form. atom..... C^4H^8
Form. en équiv..... C^8H^8

551. **Formation et propriétés.** — Il se produit lorsqu'on fait passer des vapeurs de corps gras dans un tube de porcelaine chauffé au rouge ; dans la décomposition de l'alcool amylique par une très grande chaleur. On le prépare en déshydratant l'alcool butylique par le chlorure de zinc. Il existe plusieurs modifications isomériques de butylène. Ce composé est gazeux à la température ordinaire, mais il se liquéfie facilement par le froid. On l'obtient en masse blanche à une très basse température. Il se combine avec le chlore et le brome.

AMYLÈNE

Form. atom..... C^5H^{10}
Form. en équiv..... $C^{10}H^{10}$

552. **Formation. Propriétés.** — Cet hydrocarbure se produit par synthèse, dans l'union du formène et du butylène, tous les deux à l'état naissant. Il se forme dans la déshydratation de l'hydrure d'amyle et dans la décomposition de l'alcool amylique par le chlorure de zinc. On le prépare en mettant en contact, pendant deux jours, de l'huile de pommes de terre rectifiée avec son poids de chlorure de zinc fondu et pulvérisé à l'abri de l'humidité. Il faut distiller le mélange, rectifier les carbures qu'on obtient et recueillir ce qui passe entre 33° et 43°.

L'amylène est un liquide incolore, mobile, doué d'une odeur alliacée agréable. A la température ordinaire, sa densité est 0,652. Il bout à 39°. Il brûle avec une flamme blanche. Lorsqu'on fait tomber du brome, par gouttes, sur de l'amylène, on entend un sifflement qui indique que les deux liquides se combinent avec dégagement de chaleur.

RÉSUMÉ

546. Les hydrocarbures de la deuxième série sont quelquefois appelés *oléfines*, parce que leur premier terme est le gaz oléfiant : ils sont diatomiques.

547. L'*éthylène* est aussi nommé *gaz oléfiant*, *hydrogène bicarboné*, *éthène*. Il a été découvert par quatre chimistes hollandais. Il se produit dans une foule de réactions, entre autres dans la distillation des corps gras.

548. On prépare l'éthylène en déshydratant l'alcool par l'acide sulfurique.

549. L'éthylène est un gaz incolore, sans saveur, doué d'une odeur empyreumatique. C'est ce composé qui donne aux flammes leur brillant éclat.

550. Le *propylène* prend naissance dans la distillation des acides gras. C'est un gaz incolore, d'une odeur alliacée ; il brûle.

551. Le *butylène* est un gaz qui se liquéfie facilement par le froid. Il se produit en faisant passer des vapeurs de corps gras dans un tube de porcelaine chauffé au rouge.

552. L'*amylène* est un liquide incolore, d'une odeur alliacée agréable, densité 0,652. Il brûle. On le prépare en mettant en contact, pendant plusieurs jours, de l'huile de pommes de terre avec du chlorure de zinc.

80e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 546 à 552). — Hydrocarbures de la 2e série, leur formule générale. — Propriétés de l'éthylène ; sa préparation. — Homologues qui ont quelque importance.

2° *Calcul.* Probl. 279. — Sous la pression 0m,75, quel volume d'éthylène peut-on préparer avec 15 gr. d'alcool à 90° ? On suppose qu'il n'y a pas de perte.

Probl. 280. — Il faut 3 vol. d'oxygène pour brûler 1 vol. d'éthylène ; il se produit 2 vol. d'acide carbonique et 2 vol. d'eau (n° 549). Or, on a trouvé 4 gr. d'acide carbonique dans l'eudiomètre où l'on a fait l'expérience, quel poids d'éthylène y a-t-on introduit ?

CHAPITRE VI

CARBURES DE LA TROISIÈME SÉRIE

Formules générales $\begin{cases} C^nH^{2n-2} \\ C^{2n}H^{2n-2} \end{cases}$

553. **Généralités.** — Cette série renferme l'**acétylène**, le plus simple des hydrocarbures. Pour se saturer, ce composé et ses homologues peuvent fixer 4 éléments monoatomiques; cependant ils jouent, dans la plupart des cas, le rôle diatomique. M. Berthelot a particulièrement étudié l'acétylène, qu'il a formé de toutes pièces. Avec ce composé, le grand chimiste a produit un grand nombre d'autres carbures (n° 555).

ACÉTYLÈNE

Form. atom..... C^2H^2
Form. en équiv..... C^4H^2

554. **Formation.** — On forme de l'acétylène :

1° En faisant passer le gaz des marais dans un tube de porcelaine, chauffé au rouge; les gaz barbotant dans une solution ammoniacale cuivreuse, on constate l'acétylène (Berthelot);

2° En ôtant à l'éthylène la moitié de son hydrogène :

Form. atom.... $C^2H^4 - H^2 = C^2H^2$
Form. en équiv. $C^4H^4 - H^2 = C^4H^2$ } *acétylène.*

On y parvient par l'action de la chaleur rouge ou de l'étincelle électrique : c'est une combustion incomplète.

L'acétylène se forme aussi de toute pièce, par synthèse (n° 517).

535. **Propriétés.** — L'acétylène est un gaz incolore, doué d'une odeur fétide et désagréable; il est un peu soluble dans l'eau. Il brûle avec une flamme éclairante et fuligineuse :

$$C^2H^2 + O^5 = 2CO^2 + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^2 + O^{10} = 4CO^2 + H^2O^2, \text{ form. en équiv.}$$

C'est le moins hydrogéné de tous les hydrocarbures gazeux. Il est le seul qui renferme son propre volume d'hydrogène sans condensation (Wurtz). Sous l'action de la chaleur, l'acétylène donne des produits plus condensés : benzine, styrolène, naphtaline, anthracène.

Form. atom.... $3C^2H^2 = C^6H^6$
Form. en équiv. $3C^4H^2 = C^{12}H^6$ } *benzine.*

Form. atom.... $C^6H^6 + C^2H^2 = C^8H^8$
Form. en équiv. $C^{12}H^6 + C^4H^2 = C^{16}H^8$ } *styrolène.*

Form. atom.... $C^8H^8 + C^2H^2 = H^2 + C^{10}H^8$
Form. en équiv. $C^{16}H^8 + C^4H^2 = H^2 + C^{20}H^8$ } *naphtaline.*

Form. atom.... $C^8H^8 + C^6H^6 = 2H^2 + C^{14}H^{10}$
Form. en équiv. $C^{16}H^8 + C^{12}H^6 = 2H^2 + C^{28}H^{10}$ } *anthracène.*

Tous ces composés dérivant de l'acétylène, M. Berthelot les nomme *polyacétyléniques*.

L'hydrogène, l'azote, les corps halogènes exercent sur l'acétylène des actions diverses qui sortent du cadre que nous nous sommes tracé.

Les métaux, les acides, etc., forment avec ce carbure des composés très divers.

L'acétylène dérive de l'hydrure d'éthyle C^2H^8, hydrocarbure saturé. Les 4 atomes d'hydrogène qui manquent à l'acétylène, indiquent sa tétratomicité.

ALLYLÈNE

Form. atom..... C^3H^4
Form. en équiv..... C^6H^4

536. **Propriétés.** — C'est un gaz incolore, doué d'une odeur alliacée désagréable. Il se dissout assez dans l'eau pure. On

le recueille sous l'eau saturée de sel de cuisine, lorsqu'on le prépare : c'est en déshydrogénant le propylène qu'on fait cette préparation. Il brûle avec un flamme fuligineuse.

L'hydrogène, le brome, le potassium, l'acide sulfurique exercent une action sur l'allylène.

RÉSUMÉ

553. Les hydrocarbures de la troisième série sont tétratomiques.

554. L'*acétylène* se forme lorsqu'on fait passer le gaz des marais dans un tube de porcelaine chauffé au rouge.

555. L'acétylène est un gaz incolore, doué d'une odeur désagréable. Il brûle avec une flamme fuligineuse. C'est le moins hydrogéné des hydrocarbures gazeux. Il est le seul qui renferme son propre volume d'hydrogène sans condensation.

556. L'allylène est un gaz incolore, doué d'une odeur alliacée désagréable. Il brûle avec une flamme fumante.

81e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 553 à 556). — Propriétés des hydrocarbures de la 3e série. — Acétylène, sa formation, ses propriétés.

2° *Exercice.* 10os — Indiquez comment la benzine, le styrolène, la naphtaline et l'anthracène deviennent de l'acétylène. Formulez les réactions. En comparant les formules de ces trois derniers composés à la formule générale, dites s'ils sont homologues de l'acétylène.

CHAPITRE VII

CARBURES DE LA QUATRIÈME SÉRIE

Formules générales $\begin{cases} C_{n}^{2}H_{2n} - \\ C_{2n}H_{2n} - \end{cases}$

557. **Généralités.** — Les térébènes portent quelquefois le nom de camphènes. En effet, le térébenthène a la même formule que le camphène. Aussi M. Berthelot appelle-t-il ce dernier *térécamphène*, carbure cristallisé, qui est doué du pouvoir rotatoire. Cette série comprend plusieurs carbures isomères du térébenthène. Ils se trouvent en proportions qui dépendent du degré de condensation, dans les essences diverses, comme dans celles du pin, du citron, de l'oranger, du genièvre, de la lavande, du thym, de la résine, du baume de Tolu, du poivre, du houblon, du laurier, du persil, de la camomille, etc.

TÉRÉBENTHÈNE

Form. atom..... $C^{10}H^{16}$
Form. en équiv..... $C^{20}H^{16}$

558. **Propriétés.** — Le térébenthène est le principe de la térébenthine : on le retire en effet de cette résine.

C'est un liquide incolore, mobile, doué d'une odeur pénétrante, insoluble dans l'eau, miscible avec l'éther et l'alcool. Il bout à 156°,5. Son pouvoir rotatoire le fait dévier à gauche.

Le térébenthène brûle avec une flamme éclairante, fuligineuse. A l'air, il absorbe l'oxygène : c'est une combustion lente, qui s'opère.

TÉRÉBENTHINE

559. **État naturel. Propriétés.** — La *térébenthine* est une substance molle, résineuse, que produisent certains arbres de la famille des conifères : pins, sapins, mélèzes, etc. Elle coule naturellement en petite quantité; mais on obtient une exsudation très abondante en incisant à la hache le tronc de ces arbres.

Soumise à la distillation, la térébenthine fournit à peu près 15 pour 100 de son poids d'*essence*. L'opération se fait à feu nu dans un alambic ; mais il serait préférable qu'on la distillât au bain de sable ou dans un courant de vapeur. Le résidu constitue la colophane. L'essence de térébenthine reçoit diverses applications: dissolvant les corps gras, on l'emploie pour dégraisser les étoffes ; dissoudre les huiles de lin et d'œillette, le soufre, le phosphore, les résines, le caoutchouc; délayer l'huile avec la céruse ou le blanc de zinc. La médecine l'emploie quelquefois.

Exp. 540. Laissez tomber une goutte d'essence de térébenthine et une goutte d'huile sur une feuille de papier. Approchez ensuite le papier d'un foyer de chaleur, la tache d'essence disparaîtra ; celle de l'huile persistera.

541. Faites brûler un peu d'essence de térébenthine dans une soucoupe, et tenez une assiette au-dessus de la fumée : vous recueillerez du noir.

542. Introduisez, par parties égales, de l'alcool et de l'essence de térébenthine dans votre lampe que vous allumerez : la flamme sera blanche et brillante

ESSENCES

560. **Propriétés.** — On nomme *essences, huiles volatiles, huiles essentielles* des carbures d'hydrogène provenant des végétaux. En général elles sont douées d'une odeur vive, pénétrante. Leur densité est inférieure à celle de l'eau. Insolubles dans l'eau, elles se dissolvent dans l'alcool et l'éther. Bien que présentant un aspect huileux, elles diffèrent des huiles ordi-

naires : au toucher elles ne sont ni onctueuses ni grasses, comme les véritables huiles ; la tache qu'elles produisent sur le papier disparaît par l'évaporation ; de plus elles ne se saponifient pas.

On joint à ce groupe d'autres substances plus complexes, telles que les *résines*, la *sandaraque*, le *caoutchouc*, les *baumes*, les *gommes*, etc. Dissoutes dans l'alcool, les résines forment des vernis.

Exp. 543. Faites macérer dans l'eau des écorces d'orange ou d'arbres résineux Puis distillez le produit de cette macération Faites arriver les vapeurs dans le récipient florentin placé dans un réservoir d'eau froide.

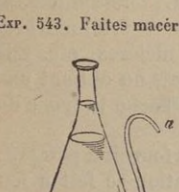


Fig. 256. — Récipient florentin.

L'essence viendra se condenser et surnager à la surface de l'eau, qui s'écoulera par la tubulure à droite.

544. Pour obtenir les essences des fleurs qui en contiennent très peu, on place les fleurs ou écorces entre des molletons de laine qu'on a préalablement imprégnés d'huile d'olive, et qu'on soumet ensuite à la presse. L'huile dissout les essences. Introduits ensuite dans l'alcool, les molletons cèdent les essences, qu'on distille si l'on veut.

Faites ces essais avec des fleurs de roses, de violettes ; des fragments d'ail, de raifort, etc.

545. Saupoudrez de sandaraque un papier d'où vous aurez effacé l'écriture : vous pourrez continuer à y écrire sans que l'encre s'écarte.

546. La cire à cacheter est une résine, colorée de vermillon ou de toute autre couleur. Les vernis, composés de résine dissoute avec excès dans l'alcool, s'étendent sur les bronzes et les métaux ; ceux de résine, dissoute dans l'essence de térébenthine, servent à vernir les cuirs. Exercez-vous à appliquer ces vernis.

547. Chauffez du caoutchouc dans un vase clos : vous obtiendrez une huile qui dissoudra elle-même le caoutchouc.

RÉSUMÉ

557. Les composés de la quatrième série sont appelés *térébènes* ou *camphènes*. Ayant la même formule que le térébenthène, le camphre est nommé quelquefois *térécamphène*.

558. Le térébenthène est un liquide incolore doué du pouvoir rotatoire, insoluble dans l'eau, miscible avec l'alcool et l'éther. A l'air, il absorbe l'oxygène.

559. La *térébenthine* est une résine que produisent les pins, sapins, mélèzes. Sa distillation produit l'essence.

560. On nomme *essences* ou huiles volatiles des carbures d'hydrogène provenant des végétaux.

82e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 557 à 560). — Hydrocarbures de la 4e série. — Térébenthine, ses propriétés. — Essences.

2° *Calcul.* Probl. 281 (520). — En présence de l'alcool et de l'acide azotique, l'essence de térébenthine $C^{10}H^{16}$ fixe 3 molécules d'eau et cristallise. On demande la proportion d'eau 0/0 de ces cristaux.

Probl. 282 (522). — L'essence de citron contient 0,885 de carbone et 0,116 d'hydrogène. Donnez-en la formule et dites si ce composé est homologue des térébènes.

CHAPITRE VIII

CARBURES DE LA CINQUIÈME SÉRIE OU SÉRIE AROMATIQUE

Formules générales $\begin{cases} C^nH^{2n-6} \\ C^{2n}H^{2n-6} \end{cases}$

561. Généralités. — Les hydrocarbures de la série aromatique sont remarquables surtout par leur constitution, leur formation et leurs nombreux dérivés. D'après M. Kékulé, ils sont constitués par un noyau commun C^6 qui est celui de la *benzine*, type de la série : c'est une chaîne hexatomique fermée ;

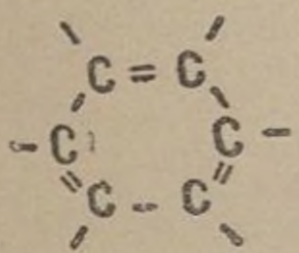


Fig. 257. — Noyau hexatomique.

Les composés aromatiques prennent naissance ou se décomposent assez facilement par la chaleur.

Les substitutions des atomes se fixant au noyau de la chaîne produisent un grand nombre d'isomères.

BENZINE

Form. atom..... C^6H^6
Form. en équiv..... $C^{12}H^6$

562. Historique et préparation. — On l'appelle aussi *benzol*, *hydrure de phényle*. Ce composé fut découvert par Faraday en 1825.

Il se forme synthétiquement en condensant l'acétylène (n° 535).

Autrefois on préparait la benzine avec l'acide benzoïque. Aujourd'hui on distille le goudron de houille provenant de la fabrication du gaz d'éclairage. L'opération est assez complexe, par suite du grand nombre de produits qui sont renfermés dans le goudron : benzine, tolmène, xylène, etc., etc. Cette préparation fait l'objet d'une industrie importante.

563. **Propriétés.** — La benzine est un liquide incolore, réfringent, insoluble dans l'eau ; elle est miscible dans l'alcool et l'éther. Elle-même dissout les corps gras, les essences, le camphre, la cire, le caoutchouc, le mastic. Elle brûle avec une flamme fuligineuse.

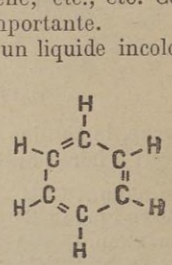


Fig. 258. — Molécule de benzine = C^6H^6.

La benzine présente dans la forme de sa molécule une chaîne fermée, dans laquelle chaque atome est rivé à ses voisins d'un côté par une atomicité, de l'autre par deux.

564. **Substitutions. Isomères de la benzine.** — Un ou plusieurs atomes de cette chaîne peut être enlevé et remplacé par un atome ou par un groupe. On forme ainsi une foule de dérivés très intéressants.

Si l'on substitue du chlore à l'hydrogène, on obtient de la benzine chlorée : elle est *mono*, *bi*, *tri*chlorée, etc., selon qu'on remplace un, deux, trois, etc. atomes d'hydrogène.

	Form. atom.	Form. en équiv.
Benzine monochlorée.....	C^6H^5Cl ;	$C^{12}H^5Cl$
Benzine bichlorée..... ...	$C^6H^4Cl^2$;	$C^{12}H^4Cl^2$
Benzine trichlorée.....	$C^6H^3Cl^3$;	$C^{12}H^3Cl^3$
Benzine tétrachlorée.....	$C^6H^2Cl^4$;	$C^{12}H^2Cl^4$
Benzine pentachlorée.....	$C^6H^2Cl^5$;	$C^{12}HCl^5$
Benzine perchlorée.....	C^6Cl^6 ;	$C^{12}Cl^6$

La position différente de l'atome ou des atomes d'hydrogène remplacés donne lieu à des isomères. On le voit dans la figure 259.

Le phénol est un hydrate de benzine (n° 627).

Le brome et l'iode se conduisent avec la benzine de la même façon que le chlore. La benzine forme aussi des com-

posés avec l'acide azotique, l'azote, l'acide sulfurique, etc. Ainsi, avec le groupe (AzO^2), remplaçant un atome d'hy-

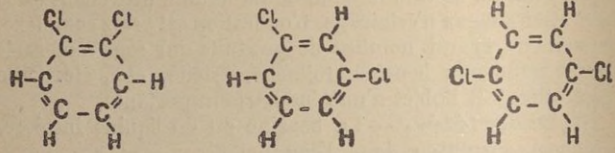


Fig. 259. — Benzine bichlorée = $C^6H^4Cl^2$.

drogène, la benzine produit la nitrobenzine, liquide jaunâtre qui sert à faire l'aniline (n° 736).

Form. atom... $C^6H^6 + HAzO^3 = H^2O + C^6H^5(AzO^2)$ } *nitro-*
Form. en équi. $C^{12}H^6 + AzO^5.HO = H^2O^2 + C^{12}H^5AzO^4$ } *benzine.*
Form. atom. $C^6H^5(AzO^2) + 3H^2 = 2H^2O + C^6H^5.AzH^2$ } *aniline.*
Form. en éq. $C^{12}H^5AzO^4 + 3H^2 = 2H^2O^2 + C^{12}H^7Az$ }

Exp. 548. Introduisez dans la benzine un peu de graisse, de cire, de caoutchouc ou de mastic : ces composés s'y dissoudront.

549. Dégraissez un vêtement, des gants, etc. ; le lustre et les couleurs ne seront pas altérés. La benzine impure laisserait une odeur de goudron qu'on peut enlever en plaçant les objets dans un courant d'air rapide.

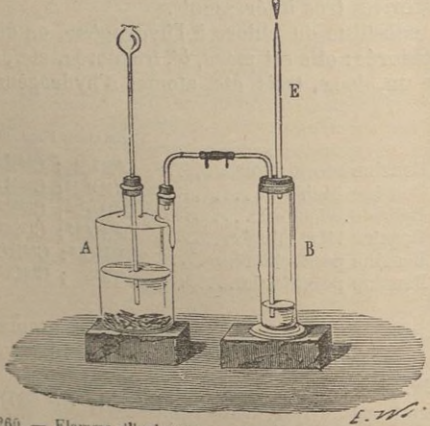


Fig. 260. — Flamme d'hydrogène rendue lumineuse par la benzine.

550. Avec du zinc et de l'acide sulfurique, produisez de l'hydrogène dans

le flacon A, faites passer le gaz dans le flacon B où il y aura de la benzine : la flamme au tube effilé E sera éclatante.

551. Traitez dans un tube d'essai un peu de benzine par de l'acide nitrique fumant : remarquez les phénomènes : couleur, température, vapeurs, ébullition. Ajoutez-y de l'eau : la benzine se transformera en une huile lourde qui tombera au fond de l'eau : c'est de la nitrobenzine.

TOLUÈNE

Form. atom..... C^7H^8
Form. en équiv..... $C^{14}H^8$

565. **Formation et propriétés.** — Cet homologue de la benzine est encore connu sous les noms de *toluol*, de *méthylbenzine*, *hydrure de benzyle*.

Le toluène peut se former par voie de synthèse : on expose à l'action de la chaleur un mélange de benzine et de gaz des marais ; 1 atome d'hydrogène est remplacé par le groupe CH^3 :

$$C^6H^6 + CH^4 = C^7H^8 + H^2, \text{ form. atom.}$$
$$C^{12}H^6 + C^2H^4 = C^{14}H^8 + H^2, \text{ form. en équiv.}$$

Généralement on le retire de la distillation de la houille. Le toluène est un liquide incolore, mobile, très réfringent. Il bout à 110°. Sa densité à 15° est de 0,872. Il est doué d'une odeur qui se rapproche beaucoup de celle de la benzine. Insoluble dans l'eau, il est miscible dans l'alcool, l'éther et le sulfure de carbone.

Le toluène forme un grand nombre de produits par substitution de l'un ou de plusieurs de ses atomes. Il entre dans la composition du baume de Tolu, si bienfaisant aux personnes enrhumées.

RÉSUMÉ

561. Les hydrocarbures de la série aromatique sont constitués par un noyau hexatomique formant une chaîne fermée.

562. La *benzine*, appelée aussi *benzol*, hydrure de phényle, se prépare avec le goudron de houille.

563. La benzine est un liquide incolore, insoluble dans l'eau. Elle dissout elle-même les corps gras. Elle brûle.

564. On peut substituer à un ou plusieurs atomes d'hydrogène, un ou plusieurs atomes d'un autre corps. Il se forme ainsi un grand nombre de dérivés. La position différente des atomes donne lieu à des isomères.

565. Le *toluène* est un liquide incolore, mobile, doué d'une odeur agréable. Il forme un grand nombre de produits par substitution. Il entre dans la composition du baume de Tolu.

83e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 561 à 565). — Caractères des hydrocarbures de la 5e série. — Benzine, ses propriétés. — Substitution. — Toluène.

3° *Calcul*. Problème 283. — Avec 100 gr. de benzine combien peut-on préparer d'aniline (n° 564) ?

Probl. 284. — 10 kg. 340 de goudron de houille produisent à la distillation 76 gr. de benzine, 130 gr. de nitrobenzine, 64 gr. d'aniline. La nitrobenzine et l'aniline qui se trouvent dans les produits de la distillation du goudron résultant de la benzine transformée, quelle quantité de benzine renferme 1 de goudron (n° 564) ?

CHAPITRE IX

CARBURES DIVERS

STYROLÈNE

Form. atom..... C^8H^8
Form. en équiv..... $C^{16}H^8$

566. **Formation et propriétés.** — Il est encore connu sous les noms de *styrol*, *cinnamène*. Le styrolène se forme par synthèse avec l'acétylène ou il s'extrait du liquide. On le trouve dans le goudron de houille; la distillation sèche des baumes et des résines en produit aussi.

Le cinnamène est un liquide huileux, incolore, très volatile doué d'une odeur aromatique. Sa densité égale 0,924. Il bout à 145°.

Phénomène remarquable, c'est que le cinnamène extrait du styrax possède le pouvoir rotatoire, tandis que celui qui est formé par réactions pyrogénées n'a pas le même pouvoir.

Le styrolène se transforme en polymères, doués de propriétés différentes, sous plusieurs influences: ébullition prolongée, température à 200, contact avec l'iode, l'acide sulfurique concentré, etc.

NAPHTALINE

Form. atom..... $C^{10}H^8$
Form. en équiv..... $C^{20}H^8$

567. **Historique. Préparation.** — Découverte par

Garden, en 1820, la naphtaline a été étudiée depuis par Faraday et surtout par Laurent. Elle prend naissance dans un grand nombre de cas, comme M. Berthelot l'a constaté (n° 555).

C'est du goudron de houille qu'on l'extrait. Les huiles lourdes qui, dans la distillation, passent entre 200° et 300°, se déposent en masse cristalline. On distille de nouveau cette masse; le produit est repris et sublimé sur le bain de sable: on recouvre la capsule avec du papier buvard : la naphtaline est recueillie dans un cône de carton placé au-dessus de l'appareil de sublimation.

568. **Propriétés.** — La naphtaline affecte la forme cristalline sous forme de belles lames rhomboïdales. Son goût est âcre et son odeur aromatique. Elle fond à 79°, et bout à 220°. Elle n'est presque pas soluble dans l'eau. L'alcool, l'éther, les huiles grasses et les huiles essentielles la dissolvent bien.

Une réaction qui caractérise la naphtaline, c'est la formation de belles aiguilles jaunes lorsqu'on traite une solution alcoolique de napthaline.

La naphtaline donne une multitude de dérivés par substitution de chlore, de brome. L'acide nitrique avec la naphtaline donne des produits similaires à ceux que forme la benzine.

Elle reçoit quelques applications comme agent antiseptique et surtout comme matière colorante.

ANTHRACÈNE

Form. atom..... $C^{14}H^{10}$
Form. en équiv..... $C^{28}H^{10}$

569. **Historique et propriétés.** — L'anthracène a été découvert, en 1832, par MM. Dumas et Laurent. Il a été étudié par Fritzsche et Anderson.

On le prépare avec les produits qui passent, après la naphtaline, dans la distillation du goudron de houille. Comme la benzine, l'anthracène est le point de départ de composés homologues, qui l'accompagnent dans la distillation du goudron.

L'anthracène cristallise en feuillets blancs, de forme rhom-

boïdale et cannée, souvent mal déterminé. Il fond à 200° et bout vers 300°. Son odeur est désagréable. Ses vapeurs sont insupportables. Il est insoluble dans l'eau. L'alcool en dissout un peu. Ses meilleurs dissolvants sont le toluène et les huiles légères de houille. (Berthelot.)

Avec le chlore et le brome, l'anthracène forme plusieurs dérivés par substitutions.

Il reçoit des applications dans la fabrication de l'alizarine (n° 630).

RÉSUMÉ

566. Le *styrolène* est connu encore sous les noms de *styrol, cinnamène*. Il se produit dans la distillation des baumes. C'est un liquide huileux, incolore, volatil, doué d'une odeur aromatique.

567. La *naphtaline* a été découverte en 1820. Elle prend naissance par des réactions pyrogénées. On l'extrait du goudron de houille.

568. C'est sous la forme de belles lames rhomboïdales que se présente la naphtaline. Elle possède un goût âcre et une odeur aromatique. Par substitution de son hydrogène, on en forme une multitude de dérivés.

569. L'*anthracène* passe après la naphtaline dans la distillation du goudron. Elle cristallise en feuillets blancs. Son odeur est désagréable.

84e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 566 à 569). — Styrolène, ses propriétés. — Naphtaline : préparation, propriétés. — Anthracène.

2° *Calcul.* Probl. 285. — On demande la quantité, en centièmes, des corps simples de chacune des molécules : styrolène, naphtaline et anthracène.

Probl. 286. — L'analyse d'un hydrocarbure a produit 92 $\frac{4}{13}$ 0/0 de carbone. On demande sa formule et duquel des trois carbures d'hydrogène il est homologue.

CHAPITRE X

ALCOOLS, LEUR CLASSIFICATION

570. **Formation. Propriétés.** — Les alcools sont des hydrates organiques neutres, dérivant d'un hydrocarbure (n° 520-2°). Formés de carbone, d'hydrogène et d'oxygène, ils constituent des composés ternaires.

Un carbure d'hydrogène forme un alcool, quand une partie de son hydrogène est remplacée par les éléments de l'eau. Ainsi :

L'hydrure d'éthyle $\left\{\begin{array}{l} C^2H^6, \text{ form. atom.} \\ C^4H^6, \text{ form. en équiv.} \end{array}\right\}$ peut former :

1° Un alcool monoatomique ou hydrate d'éthyle :

$C^2H^5.OH$, form. atom.
$C^4H^4(H^2O^2)$, form. en équiv.

2° Un alcool diatomique ou glycol :

$C^2H^4(OH)^2$, form. atom.
$C^4H^2(H^2O^2)^2$, form. en équiv.

La formation des alcools ne pouvant s'opérer directement, l'hydrogène du carbone est enlevé au moyen du chlore ou de l'iode. On fait disparaître ensuite le corps halogène par la potasse caustique (n° 524) :

$C^2H^5I + KOH = KI + C^2H^5.OH$, form. atom.
$C^4H^6I + KO,HO = KI + C^2H^4(H^2O^2)$, form. en équiv.

La propriété la plus saillante des alcools est de produire, en combinaison avec les acides, des composés appelés *éthers;*

s'unissant à d'autres composés, ils forment une suite d'autres dérivés importants qui les caractérisent aussi : *aldéhyde, acide, amine* (n° 520).

On divise les alcools ainsi qu'il suit :

1° *Alcools monoatomiques,*
2° *Alcools diatomiques,*
3° *Alcools triatomiques,*
4° *Alcools tétratomiques,*
5° *Alcools pentatomiques,*
6° *Alcools héxatomiques.*

571. **Alcools monoatomiques. Leur constitution. Leur classification.** — Un hydrocarbure engendre un alcool monoatomique, lorsque 1 atome d'hydrogène de la molécule est remplacé par un égal volume d'eau, c'est-à-dire OH.

	Form. atom.	Form. en équiv.	
1re *série*.....	$C^nH^{2n}+2O$;	$C^{2n}H^{2n}+2O^2$	(*série grasse*).
Alcool méthylique..	$CH^3.OH$;	$C^2H^2(H^2O^2)$	*Il est traité de cet alcool, page* 520.
Alcool vinique.....	$C^2H^5.OH$;	$C^4H^4(H^2O^2$	*Il est traité de cet alcool, page* 521.
Alcool propylique..	$C^3H^7.OH$;	$C^6H^6(H^2O^2)$	Il existe dans le marc de raisin.
Alcool butylique...	$C^4H^9.OH$;	$C^8H^8(H^2O^2)$	Se trouve aussi dans le marc de raisin.
Alcool amylique....	$C^5H^{11}.OH$;	$C^{10}H^{10}(H^2O^2)$	On l'extrait de la pomme de terre.
Alcool caproïque...	$C^6H^{13}.OH$;	$C^{12}H^{12}(H^2O^2)$	Il accompagne le précédent.
Alcool œnanthylique	$C^7H^{15}.OH$;	$C^{14}H^{14}(H^2O^2)$	On le trouve avec les précédents.
Alcool caprylique..	$C^8H^{17}.OH$;	$C^{16}H^{16}(H^2O^2)$	Il se trouve dans l'huile de ricin.
Alcool cétylique....	$C^{16}H^{33}.OH$;	$C^{32}H^{32}(H^2O^2)$	On le retire du blanc de baleine.
Acool cérotique ...	$C^{27}H^{55}.OH$;	$C^{54}H^{54}(H^2O^2)$	Il a été extrait de la cire.
Alcool myricique.	$C^{30}H^{61}.OH$;	$C^{60}H^{60}(H^2O^2)$	On le trouve dans la cire des abeilles.
2e *série*.....	$C^nH^{2n}O$;	$C^{2n}H^{2n}O^2$	(*série acétylénique*).
Alcool allylique...	$C^3H^5.OH$;	$C^6H^4(H^2O^2)$	*Il est traité de cet alcool, page* 529.

3e *série*..... $C^nH^{2n-2}O$; $C^{2n}H^{2n-2}O^2$ (*série camphénique*).

Alcool campholique $C^{10}H^{17}.OH$; $C^{20}H^{16}(H^2O^2)$ { Bornéo (*V. camphre ordinaire, p.* 602).

4e *série*..... $C^nH^{2n-6}O$; $C^{2n}H^{2n-6}O^2$ (*série aromatique*).

Alcool benzylique. $C^7H^7.OH$; $C^{14}H^6(H^2O^2)$ { On le prépare avec le toluène.

5e *série*..... $C^nH^{2n-8}O$; $C^{2n}H^{2n-8}O^2$ (*série cinnamique*).

Alcool cinnamique. $C^9H^9.OH$; $C^{18}H^8(H^2O^2)$ { L'essence de cannelle en renferme.

6e *série*..... $C^nH^{2n-6}O$; $C^{2n}H^{2n-6}O^2$ (*alcools, phénols*).

Alcool phénol (1).. $C^6H^5.OH$; $C^{12}H^4(H^2O^2)$ { *Il est traité des phénols, page* 564.

572. **Alcools diatomiques. Leur constitution. Leur classification.** — Les alcools diatomiques sont formés d'hydrocarbures dont 2 atomes d'hydrogène ont cédé la place à un volume égal d'eau $(OH)^2$.

	Form. atom.	Form. en équiv.	
1re *série*....	$C^nH^{2n+2}O^2$;	$C^{2n}H^{2n+2}O^2$,	(*série glycolique*).
Ethyglycol....	$C^2H^4(OH)^2$;	$C^4H^2(H^2O^2)^2$,	(*traité page* 535.)
Propyglycol..	$C^3H^6(OH)^2$;	$C^6H^4(H^2O^2)^2$,	hydrate de propylène.
Butyglycol ...	$C^4H^8(OH)^2$;	$C^8H^6(H^2O^2)^2$,	hydrate de butylène.
Amyglycol...	$C^5H^{10}(OH)^2$;	$C^{12}H^8(H^2O^2)^2$,	hydrate d'amylène.
Hexyglycol...	$C^6H^{12}(OH)^2$;	$C^{12}H^{10}(H^2O^2)^2$,	hydrate d'hexylène.

A ces alcools diatomiques se joignent :

La saligénine.... $C^7H^8O^2$; $C^{14}H^8O^4$. { Elle se trouve dans les saules, les peupliers;

L'alcool anisique $C^8H^{10}O^2$; $C^{16}H^{10}O^4$. { Il existe dans l'essence d'anis.

	Form. atom.	Form. en équiv.	
2e *série*...	$C^nH^{2n-6}O^2$;	$C^{2n}H^{2n-6}O^4$	(*alcools, phénols*)

Pyrocatéchine $C^6H^4(OH)^2$; $C^{12}H^2(H^2O^2)^2$. { On le prépare avec le cachou.

Orcine..... $C^7H^6(OH)^2$; $C^{14}H^4(H^2O^2)^2$. { Elle existe dans les lichens tinctoriaux.

573. **Alcools triatomiques. Leur constitution.**

(1). Les phénols sont des sortes d'alcools formés avec la benzine et la naphtaline.

Leur classification. — Les alcools triatomiques dériven d'hydrocarbures par la substitution de (OH^3) à 3 atomes d'hydrogène.

	Form. atom.	Form. en équiv.	
1re *série*.....	$C^nH^{2n}+2O^3$;	$C^{2n}H^{2n}+2O^6$.	(*série glycérique*).
Glycérine.....	$C^3H^5(OH)^3$;	$C^6H^2(H^2O^2)^3$.	*Il en est traité page* 585.
2e *série*.....	$C^nH^{2n-6}O^3$;	$C^{2n}H^{2n-6}O^6$.	(*alcools phénols*).
Phloroglucine.	$C^6H^3(OH)^3$;	$C^{12}(H^2O^2)^3$.	On le rencontre dans les racines du poirier.
3e *série*.....	$C^nH^{2n-14}O^3$;	$C^{2n}H^{2n-14}O^6$.	(*alcools phénols*).
Alizarine.....	$C^{10}H^6O^3$;	$C^{20}H^6O^6$.	*Il en est traité page* 566.

574. **Alcools tétratomiques.** — Encore peu connus, ces alcools ont la formule générale suivante :

	Form. atom.	Form. en équiv.
	$C^nH^{2n-2}O^4$;	$C^{2n}H^{2n-2}O^8$
Érythrite.....	$C^4H^6(OH)^4$;	$C^8H^2(H^2O^2)^4$

Il n'y a guère que l'érythrite qui soit bien définie. On la prépare avec les lichens. Elle se présente sous la forme de cristaux prismatiques, très solubles : elle est un peu sucrée. Elle forme des éthers.

575. **Alcools pentatomiques.** — Voici la formule générale des alcools pentatomiques :

	Form. atom.	Form. en équiv.
	$C^nH^{2n}O^5$;	$C^{2n}H^{2n}O^{10}$
Pinite.....	$C^6H^7(OH)^5$;	$C^{12}H^2(H^2O^2)^5$
Quercite.....	$C^6H^7(OH)^5$;	$C^{12}H^2(H^2O^2)^5$

La *pinite* existe dans les sécrétions d'un pin de Californie. Elle est très soluble dans l'eau. Sa saveur étant bien sucrée, les habitants la mangent.

La *quercite* existe dans le gland doux et les jeunes pousses du chêne. C'est un principe sucré qu'on utilise dans la poudre du gland torréfié : on en fait une tisane en forme de café, très estimée par certaines personnes.

576. **Alcools hexatomiques. Leur classification.** — Ils ont des propriétés communes avec les autres classes rolyatomiques des alcools, c'est le principe sucré.

	Form. atom.	Form. en équiv.
1re *série*.....	$C^nH^{2n+2}O^6$;	$C^{2n}H^{2n+2}O^{12}$ (*série de la mannite*).
Manite.....	$C^6H^8(OH)^6$;	$C^{12}H^2(^2O^2)^6$ *Il en est traité p.* 537.
2e *série*.....	$C^nH^{2n}O^6$;	$C^{2n}H^{2n}O^{12}$ (*série de l'inosine*).

Les isomères de la 2e série comprennent des composés importants, entre autres les matières sucrées et amylacées. (*Voir pages* 537 à 554.)

RÉSUMÉ

570. Les *alcools* sont des hydrates organiques neutres dérivant d'un carbure d'hydrogène.

Leur propriété la plus saillante est de former avec les acides des composés appelés éthers.

On les divise en 6 classes : alcools monoatomiques, alcools diatomiques, alcools triatomiques, alcools tétratomiques, alcools pentatomiques, alcools hexatomiques.

571. Un alcool est *monoatomique*, lorsque 1 atome d'un hydrocarbure a été remplacé OH. On les divise en 6 séries.

572. Les *alcools diatomiques* sont formés d'hydrocarbures dont 2 atomes d'hydrogène ont cédé la place à un volume égal d'eau $(OH)^2$. On les divise en deux séries.

573. Les *alcools triatomiques* dérivent d'hydrocarbures par la substitution de $(OH)^3$ à 3 atomes d'hydrogène. On les divise en trois séries.

574. Les *alcools tétratomiques* sont encore peu connus. Il n'y a guère que l'*érythrite* qui soit bien définie. On la prépare avec les ichens.

575. Parmi les *alcools pentatomiques*, on connaît : 1° la *pinnite*, sécrétée par un pin de Californie : douée d'un goût sucré, les habitants la mangent; 2° la *quercite*, renfermée dans le gland doux : c'est ce principe sucré qu'on utilise dans une poudre du gland torréfié, consommé en guise de café.

576. Les *alcools hexatomiques* renferment un principe sucré que contiennent aussi d'autres alcools polyatomiques. Cette classe comprend des isomères fort importants, matières sucrées et amylacées.

85e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 570 à 576). — Alcools, leur constitution, leur propriété principale. — Classification des alcools.

2° *Exercices* 11es : — 1° *Alcools monoatomiques.* Vérifiez la formule de chaque alcool, comparée à la formule générale de la série. — De chacune des 6 séries, nommez un alcool, son radical, l'hydrure duquel il dérive.

2° *Alcools diatomiques.* Confrontez la formule de chacun avec la formule géné-

rale de sa série. — Écrivez le nom de la série des hydrocarbures, qui forment chaque alcool.

3° *Alcools triatomiques :* mêmes exercices que pour les alcools diatomiques.
4° *Alcools tétratomiques :* — —
5° *Alcools pentatomiques :* — —
6° *Alcools hexatomiques :* — —

CHAPITRE XI

DE QUELQUES ALCOOLS MONOATOMIQUES

1° ALCOOL MÉTHYLIQUE

Form. atom..... CH^3OH ou CH^4O
Form. en équiv..... $C^2H^2(H^2O^2)$ ou $C^2H^4O^2$

577. **Historique. Formation. Préparation.** — On l'appelle aussi *hydrate d'éthyle*, *esprit de bois*, *méthylène*. C'est le plus simple des alcools ordinaires, il fut reconnu en 1812 par Taylor. MM. Dumas et et Péligot le caractérisèrent en 1835.

M. Berthelot en a fait la synthèse, en substituant les éléments de l'eau à ceux de l'acide chlorhydrique du méthane monochloré (n° 535) :

Form. atom.... $CH^3Cl + H^2O = HCl + CH^4O$
Form. en équiv. $C^2H^3Cl + H^2O^2 = HCl + C^2H^4O^2$ } *alcool méthylique.*

On prépare l'alcool méthylique en distillant du bois dans une cornue en fonte. Les produits volatils contenant, en quantité notable, de l'acide acétique, sont reçus dans un refrigérant. Avec la chaux, on les neutralise, on les rectifie par plusieurs distillations : c'est ainsi qu'on isole l'esprit de bois, plus volatil que les autres produits gazeux qui l'accompagnent.

578. **Propriétés.** — L'alcool méthylique est un liquide incolore, très mobile, doué d'une odeur pénétrante et d'une saveur brûlante. Sa densité égale 0,814. A 66°, il bout, mais

avec des soubresauts. Il se mêle à l'eau, à l'alcool et à l'éther en toutes proportions.

Il brûle avec une flamme pâle, bleuâtre.

A 400°, il se décompose.

Avec les acides, il donne naissance à des éthers.

Le potassium et le sodium l'attaquent énergiquement.

Sous l'influence des oxydants, du noir de platine entre autres, il produit de l'acide formique (Exp. 546).

Avec le chlorure de calcium, l'alcool méthylique forme un composé cristallin :

$$CaCl^2 + 4CH^4O, \text{ form. atom.}$$
$$CaCl + 2C^2H^4O^2, \text{ form. en équiv.}$$

Moins cher que l'alcool ordinaire, le méthylène reçoit des applications industrielles, telles que fabrication des vernis, purification des couleurs d'aniline, etc.

Exp. 552. Placez, sous une cloche, 3 verres de montre remplis de noir de platine et une assiette contenant de l'alcool méthylique : ce dernier s'acidifiera peu à peu.

2° ALCOOL ORDINAIRE

Form. atom..... $C^2H^6O = C^2H^5OH$
Form. en équiv..... $C^4H^6O^2 = C^4H^4(H^2O^2)$

579. **Historique.** — On le nomme aussi *hydrate d'éthyle, alcool éthylique, vinique, esprit-de-vin.* Ces dénominations rappellent sa formation ou sa provenance.

L'alcool était connu au douzième siècle. Au seizième, on le transforma en éther. Thénard, Dumas et Boulay l'ont particulièrement étudié ; Berthelot en a fait la synthèse.

580. **Synthèse et analyse.** — La synthèse peut se faire avec l'eau et l'éthylène naissant (n° 519) :

Form. atom..... $C^2H^4 + H^2O = C^2H^6O$
Form. en équiv. $C^4H^4 + H^2O^2 = C^4H^6O^2$ } *hydrate d'éthyle.*

C'est ordinairement au moyen de l'acide sulfurique ou de l'acide iodhydrique qu'elle s'opère : on chauffe le gaz éthylène avec l'acide iodhydrique et on décompose par la potasse caustique l'iodure d'éthyle ainsi formé :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form. atom..}\ \left\{\begin{array}{l}C^2H^4 + HI = C^2H^5I\\ C^2H^5I + KHO = KI + C^2H^5.OH\end{array}\right.\\ \text{Form. en éq.}\ \left\{\begin{array}{l}C^4H^4 + HI = C^4H^5I\\ C^4H^5I + KO.HO = KI + C^4H^4(H^2O^2)\end{array}\right.\end{array}\right\}\ \textit{alcool éthylique.}$$

De même, sous l'influence de l'acide sulfurique et de la chaleur, l'alcool se dédouble en gaz éthylène et en vapeur d'eau (Exp. 538) :

$$C^2H^6O = C^2H^4 + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^6O^2 = C^4H^4 + H^2O^2, \text{ form. en équiv.}$$

581. **Formation.** — L'alcool peut prendre naissance dans un grand nombre de matières organiques :

1° Dans le dédoublement de la glucose, par la fermentation en acide carbonique et en alcool (n° 583) :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form. atom....}\ C^6H^{12}O^6 = 2CO^2 + 2C^2H^6O\\ \text{Form. en équiv.}\ C^{12}H^{12}O^{12} = 4CO^2 + 2C^4H^6O^2\end{array}\right\}\ \textit{alcool ordinaire.}$$

2° Dans l'ébullition des éthers de l'alcool avec une solution alcaline, par exemple l'éther acétique (n° 669) :

$$\left.\begin{array}{l}C^2H^3O^2.C^2H^5 + KHO = C^2H^3O^2K + C^2H^6O\\ C^4H^4(C^4H^4O^4) + KO.HO = C^4H^2O^2,HO,KO + C^4H^6O^2\end{array}\right\}\ \textit{alcool vinique.}$$

3° Dans la réaction de l'hydrogène naissant sur l'aldéhyde (nos 671 et 675) :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form. atom.....}\ C^2H^4O + H^2 = C^2H^6O\\ \text{Form. en équiv...}\ C^4H^4O^2 + H^2 = C^4H^6O^2\end{array}\right\}\ \textit{alcool éthylique.}$$

L'alcool du commerce est entièrement tiré de la fermentation de la glucose (n° 585).

582. **Fermentation en général.** — On appelle fermentation une action chimique qui s'opère au sein d'une matière organique, sous l'influence d'un germe spécifique à chaque fermentation, appelé *ferment*. Ce ferment est le principe d'un être organisé, vrai être vivant dans les fermentations suivantes :

1re fermentation alcoolique (*il en est traité* nos 583, 614, 616-3°).
2e — acétique (*il en est traité* n° 692) ;
3e — lactique (*il en est traité* n° 709) ;
4e — butyrique (*il en est traité* n° 710) ;
5e — putride (*il en est traité* n° 810).

Il y a de fausses fermentations, telle est celle de l'amidon se transformant en dextrine, puis en glucose : dans ce cas la

cause déterminante n'est pas l'être organisé, mais un ferment azoté soluble ; tels sont les ferments suivants :

La diastase (*il en est traité n° 613*) ;
L'émulsine (*il en est traité n° 662*) ;
La ptyaline (*il en est traité n° 804*) ;
La pepsine (*il en est traité n° 804*) ;
La pancréatine (*il en est traité n° 804*) ;

583. **Fermentation alcoolique.** — La fermentation alcoolique est la transformation de la glucose en alcool et acide carbonique sous l'action d'un ferment, ordinairement la *levûre de bière*. « Il n'y a jamais de fermentation alcoolique, dit M. Pasteur, sans qu'il y ait simultanément organisation, développement, multiplication des globules ou vie poursuivie, continuée des globules déjà formés. » Ces globules, ou principes de vie, existent dans la levûre de bière, matière formée de cellules organiques représentant un mycoderme, végétal cryptogame.

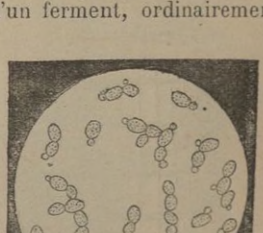


Fig. 261. — Cellules représentant un mycoderme.

Ces principes de fermentation se transmettent aussi par l'air ; car, sans introduire de levûre de bière dans les cuves où l'on a brassé le raisin, il s'y établit une fermentation dont on attribue la cause à ce même principe fixé aux grains et aux grappes de raisins (n° 589).

Dans le sein d'un liquide sucré, ces êtres se développent, se multiplient aux dépens des matières azotées ou phosphatées ; la température s'y élève. C'est alors que se fait le dédoublement de la glucose (n° 581). L'acide carbonique se dégage en abondance. Après quelques jours, le liquide ne renferme plus de sucre, mais de l'alcool.

94 à 95 0/0 de glucose éprouvent le dédoublement : le reste se transforme en glycérine, acide succinique, etc.

On produit l'alcool avec le jus de raisin (Vin, page 529), de pommes, poires (Cidre, page 532), de mélasses, résidu de la fabrication du sucre (n° 606) ; avec les matières amylacées, blé, maïs, pommes de terre, etc.

Pour fabriquer l'alcool avec les matières amylacées, il faut

d'abord préparer une liqueur fermentescible. A cet effet, les grains, concassés et moulus, sont introduits dans 7 à 800 parties d'eau, aiguisée d'acide sulfurique : on porte le tout à l'ébullition.

On peut préparer la liqueur fermentescible avec la *diastase* (n° 614). Pour cela, dans le but de désorganiser les grains, on fait bouillir l'eau où on les a introduits. Dans ce moût refroidi entre 70° et 50°, on met le *malt* (n° 992), qui cède sa diastase : il se forme de la *dextrine* (n° 515), qui donne naissance à de la *maltose*, espèce de glucose produite par l'action du malt sur l'*amidon* (n° 592).

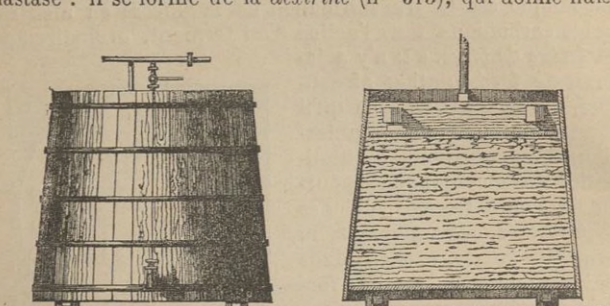


Fig. 262. — Cuve pour fermentations.

Il ne reste plus qu'à ensemencer ces liqueurs fermentescibles avec de la levûre de bière, pour établir la fermentation.

Exp. 553. Faites dissoudre 5 parties de sucre dans 20 parties d'eau, et ajoutez au mélange 1 partie de levûre de bière ; établissez ce liquide à une température de 20° à 30°. Après un certain temps, vous verrez des bulles de gaz carbonique s'élever de toutes parts.

554. Introduisez de la levûre de bière dans une solution de glucose : vous constaterez bientôt une fermentation, par les bulles d'acide carbonique qui crèveront à la surface.

584. **Distillation.** — C'est par la distillation qu'on retire l'alcool de la liqueur fermentée. L'eau ne bout qu'à 100°, mais l'alcool a son point d'ébullition à 78° : aussi se volatilise-t-il le premier. On se sert d'appareils très compliqués ; en voici un simplifié généralement répandu (fig. 263) :

Le liquide à distiller arrive d'un réservoir par le tuyau LI, muni d'un robinet K. Il s'élève et entre dans la colonne B par

le tuyau G. Un serpentin de cuivre entrant par *a* et sortant par *b* porte le liquide à l'ébullition. Les vapeurs s'élèvent en E, passent par F dans le rectificateur C ; celles qui ne sont pas condensées retournent par H dans la colonne ; celles qui sont liquéfiées s'écoulent en M où se trouve un alcoomètre.

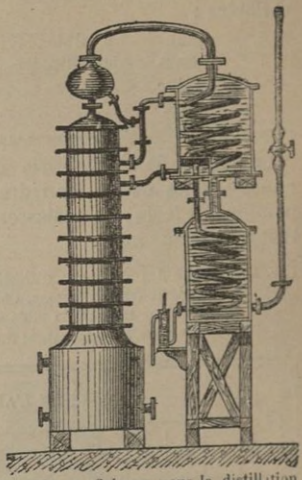


Fig. 263. — Colonne pour la distillation des vins.

Exp. 555. Introduisez dans le ballon B (fig. 264) une des liqueurs fermentées (Exp. 552 et 553).

Chauffez au moyen d'une bonne lampe A. Par le tube D, les vapeurs vont se condenser dans le serpentin R. On recueille en E les produits de la condensation.

Quand le liquide du ballon sera réduit aux 2/3 de son volume, cessez la distillation.

Faites flairer et goûter l'eau-de-vie de l'éprouvette.

556. Dans le même appareil, distillez du vin jusqu'à ce qu'il soit réduit à

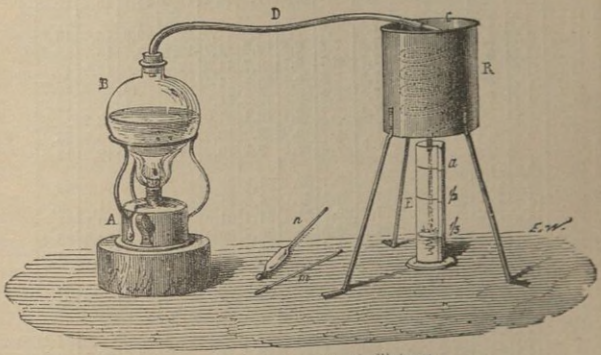


Fig. 264. — Appareil distillatoire.

moitié. Comparez cette eau-de-vie à la précédente. Ni l'une ni l'autre ne sont de l'alcool pur

585. **Eaux-de-vie. Esprits.** — Par ces dénominations on entend des mélanges d'alcool et d'eau en proportions variables :

Eau-de-vie faible.....	38	0/0 d'alcool
Eau-de-vie ordinaire.....	50	—
Eau-de-vie forte.....	59	—
Trois-six.....	85	—
Alcool absolu.....	108	—

La qualité de l'eau-de-vie dépend beaucoup de sa provenance ; celles de vin, de cidre, de betteraves, de grains, de pommes de terre, de mélasses, de marc de raisin n'ont pas toutes le même goût.

Exp. 557. Faites des mélanges d'alcool et d'eau et plongez-y l'alcoomètre centésimal de Gay-Lussac. Comme la table est établie à 15°, comparez le degré trouvé à la table suivante, si le thermomètre n'accuse pas 15° pour la température du mélange.

DEGRÉ DU THERMOM. CENTÉS.	DEGRÉ DE L'ALCOOMÈTRE OBSERVÉ													
	2°	4°	6°	7°	8°	9°	10°	11°	12°	13°	14°	16°	16°	
10...	2,4	4,5	6,5	7,5	8,5	9,5	10,6	11,7	12,7	13,8	14,9	16,0	17,0	
11...	2,4	4,4	6,4	7,4	8,4	9,4	10,5	11,6	12,6	13,6	14,7	15,8	16,8	
12...	2,3	4,3	6,3	7,	8,3	9,3	10,4	11,5	12,5	13,5	14,6	15,6	16,6	
13...	2,2	4,2	6,2	7,2	8,2	9,2	10,3	11,4	12,4	13,4	14,4	15,4	16,4	
14...	2,1	4,1	6,1	7,1	8,1	9,1	10,2	11,2	12,2	13,2	14,2	15,2	16,2	
16...	1,9	3,9	5,9	6,9	7,9	8,9	9,9	10,9	11,9	12,9	13,9	14,9	15,9	
17...	1,8	3,8	5,8	6,8	7,8	8,8	9,8	10,8	11,7	12,7	13,7	14,7	15,6	
18...	1,7	3,7	5,7	6,7	7,7	8,7	9,7	10,7	11,6	12,5	13,5	14,5	15,4	
19...	1,6	3,6	5,5	6,5	7,5	8,5	9,5	10,5	11,4	12,4	13,3	14,3	15,2	
20...	1,5	3,4	5,4	6,4	7,3	8,3	9,3	10,3	11,2	12,2	13,1	14,0	14,9	
21...	1,4	3,3	5,2	6,2	7,1	8,1	9,1	10,1	11,0	11,9	12,8	13,7	14,6	
22...	1,3	3,2	5,1	6,1	7	7,9	8,9	9,9	10,8	11,7	12,6	13,5	14,4	
25...	0,8	2,7	4,6	5,5	6,5	7,4	8,3	9,3	10,2	11,1	12,4	12,8	13,6	
10...	19,2	21,3	23,5	25,8	28,0	30,1	32,1	51,8	61,7	81,5	86,4	91,2	96,0	
11...	19,0	21,0	23,2	25,4	27,7	29,7	31,7	51,5	61,4	81,2	86,1	91,0	95,8	
12...	18,7	20,7	22,9	25,1	27,2	29,2	31,2	51,1	61,0	80,9	85,8	90,7	95,6	
13...	18,5	20,5	22,6	24,7	26,8	28,8	30,8	50,8	60,7	80,6	85,5	90,5	95,4	
14...	18,2	20,2	22,3	24,3	26,4	28,4	30,4	50,4	60,3	80,3	85,3	90,2	95,2	
16...	17,8	19,7	21,7	23,7	25,7	27,6	29,6	49,6	59,6	79,7	84,7	89,7	64,8	99,8
17...	17,5	19,4	21,4	23,4	25,4	27,3	29,2	49,3	59,3	79,4	84,4	89,5	94,6	99,7
18...	17,3	19,1	21,1	23,0	25,0	26,9	28,8	48,9	58,9	79,1	84,1	89,2	94,3	99,5
19...	17,0	18,8	20,8	22,7	24,6	26,4	28,3	48,5	58,6	78,9	83,9	88,9	94,1	99,3
20...	16,7	18,5	20,5	22,4	24,3	26,1	27,9	48,2	58,2	78,5	83,6	88,7	93,9	99,1
21...	16,4	18,2	20,1	22,1	23,9	25,6	27,5	47,8	57,9	78,2	83,3	88,4	93,7	99,0
22...	16,2	17,9	19,8	21,6	23,5	25,2	27,1	47,4	57,5	77,9	83,0	88,2	93,4	98,8
25...	15,4	17,1	18,8	20,6	22,4	24,2	26,0	46,3	56,3	77,0	82,1	87,4	92,7	98,2

558. Pour connaître si une eau-de-vie du commerce est franche de goût, étendez-la d'une forte proportion d'eau : l'odeur flagrante de l'alcool disparaîtra ; l'odeur seule des matières étrangères se développera.

559. Faites l'essai en versant un peu d'eau-de-vie dans le creux de la main frottez-vous vivement les deux mains : les matières odorantes moins volatiles que l'alcool resteront sur la peau : vous en percevrez facilement l'odeur.

586. **Préparation de l'alcool anhydre.** — L'alcool du commerce n'est pas concentré au delà de 95°. Pour l'obtenir absolument pur, on a recours aux agents chimiques

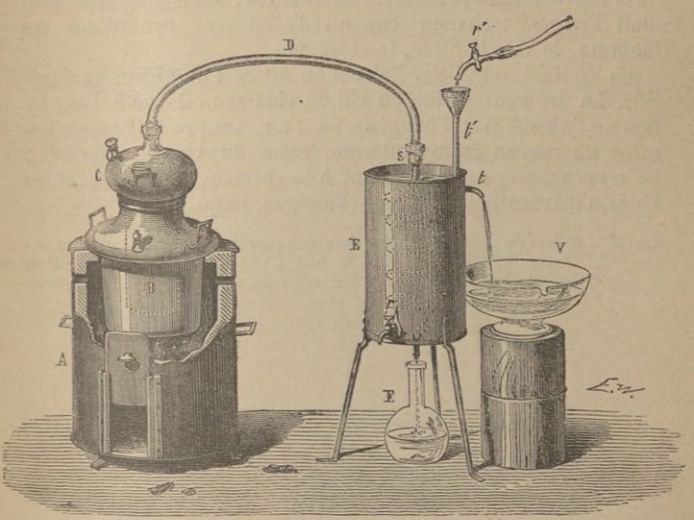


Fig. 265. — Appareil pour la préparation de l'alcool absolu.

On fait digérer l'alcool à 95 par de la chaux concassée. L'eau est absorbée, et il se forme un alcoolate de chaux. On distille le tout au bain-marie (fig. 265). Il faut répéter l'opération plusieurs fois.

587. **Propriétés et usages.** — L'alcool est liquide, incolore, mobile. Sa densité égale 0,79. Il bout à 78°, devient visqueux à 80°. C'est le dissolvant d'un grand nombre de composés : essences, résines, matières colorantes, alcaloïdes, corps gras, etc.

Mélangé avec de la glace pilée ou de la neige, l'alcool peut descendre de 0° à — 37°. Avide d'eau, il se mêle en toute proportion avec ce liquide.

Le chlore attaque l'alcool avec énergie. Sous l'influence de la lumière solaire, cette action pourrait donner lieu à une inflammation. Dans les conditions ordinaires, leur combinaison finale donne le chloral (n° 677).

L'alcool est très inflammable : il brûle avec une flamme bleue.

C'est à l'alcool qu'elles renferment que les boissons fermentées doivent leurs propriétés fortifiantes ; mais son excès produit l'ivresse : chacun connaît l'effet que produisent sur l'homme le vin, la bière, le cidre, etc.

En contact avec l'air, l'alcool en attire l'humidité et s'acétifie. La transformation du vin en vinaigre est due à l'oxydation de l'alcool par l'oxygène de l'air. On produit ce phénomène au moyen du mycoderme, mère du vinaigre (n° 692). Ce cryptogame, se propageant à la surface, fixe l'oxygène de l'air qu'il transmet à l'alcool (Vinaigre, page 613).

Exp. 560. Mettez du noir de platine dans une capsule *c* que vous placerez sur une assiette. Recouvrez le tout d'une cloche. Versez ensuite de l'alcool par gouttes qui tomberont du tube effilé *b* sur le noir de

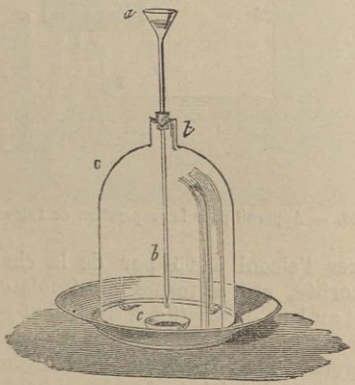


Fig. 266. — Appareil pour la production de l'aldéhyde et de l'acide acétique.

platine. Des vapeurs se condenseront aux parois de la cloche et ruisselleront dans l'assiette : vous y trouverez de l'aldéhyde et de l'acide acétique (n° 520).

561. Projetez de l'alcool sur de l'acide chromique que vous aurez placé sur une brique. Il s'enflammera aussitôt ; l'acide sera réduit en oxyde par la perte d'oxygène.

562. Allumez votre lampe à alcool et maintenez une éprouvette renversée au-dessus de la flamme. Vous constaterez de l'eau aux parois. Fermez l'éprouvette avec la main ; renversez-la et versez-y de l'eau de chaux ; le trouble de l'eau sera une preuve de la présence de l'acide carbonique.

563. Mettez un fragment de potassium dans de l'alcool que vous aurez placé dans une soucoupe : le métal fondra, puis se dissoudra avec dégagement d'hydrogène.

3° ALCOOL ALLYLIQUE

Form. atom..... $C^3H^6O = C^3H^5.OH$
Form. en équiv..... $C^6H^6O^2 = C^6H^4(H^2O^2)$

588. **Propriétés.** — On le nomme ainsi, parce qu'il existe dans l'essence d'ail. Cet alcool et quelques autres, bien que monoatomiques, n'appartiennent pas à la même série que les alcools précédents.

Liquide doué d'une odeur piquante et d'une saveur brûlante, il brûle avec une flamme blanche. On le prépare à l'aide de l'iodure de phosphore et de la glycérine.

Parvenu ici, faites le 86e Devoir.

BOISSONS FERMENTÉES

I° VIN

589. **Fabrication.** — Le vin est la liqueur alcoolique qui résulte de la fermentation du jus de raisin.

Cueillis et versés dans des cuves, les raisins sont écrasés et foulés : quelquefois on se dispense du foulage. Par des ferments fixés au grain et à la grappe, il s'établit dans la masse une fermentation tumultueuse qui peut durer de 3 à 12 jours : il se forme au-dessus une croûte appelée *chapeau*.

On décuve plus tôt si l'on veut faire des vins doux. Ordinairement, c'est le contraire, car on fait beaucoup de vins secs, ne renfermant presque pas de sucre.

De 0,87 à 0,90 de glucose éprouvent le dédoublement :

$$C^6H^{12}O^6 = 2CO^2 + 2C^2H^6O, \text{ form. atom.}$$
$$C^{12}H^{12}O^{12} = 4CO^2 + 2C^4H^6O^2, \text{ form. en équiv.}$$

De 0,08 à 0,09 de glucose disparaissent sous forme d'alcool volatilisé.

De 0,02 à 0,04 de sucre restent en solution, puis se transforment en alcool, au

fur et à mesure que le vin vieillit. L'alcool est toujours accompagné d'un peu d'acide succinique, de glycérine, etc.

590. **Usages.** — Le vin est une boisson alcoolisée bienfaisante ; son abus seul est blâmable. Il agit favorablement sur la santé par tous les principes qu'il renferme. Voici sa composition générale :

1° Eau, plus de 80 0/0 ; c'est elle qui tient en solution les autres matières ;

2° Alcool de 5 à 20 0/0, accompagné de quelques homologues nuisibles ; l'alcool est la partie tonique ;

3° Tanin, glycérine, acide succinique ; albumine, graisse, gommes, etc., il est tonique aussi ;

4° Sels minéraux, phosphate de Ca, sulfate de K et de Ca, sels de soudes : matières utiles ;

5° Crème de tartre, acides libres : matières nuisibles, formant l'acidité des vins.

II° BIÈRE

591. **Généralités.** — La bière est une infusion fermentée d'orge modifiée par la germination ; on l'aromatise avec un principe amer, le houblon. Sa fabrication constitue une industrie importante dans les pays septentrionaux. Elle comprend quatre parties principales :

592. 1° **Maltage.** — Avec 4 fois son poids d'eau, l'orge est mise dans des cuves où l'on agite la masse : le mauvais grain qui surnage à la surface de l'eau, est enlevé. Après 5 ou 6 heures de mouillage, on laisse écouler l'eau, qui a pris de la couleur et un goût désagréable. On ajoute ensuite de l'eau au fur et à mesure qu'elle est absorbée. En 48 heures, l'orge a doublé de poids et augmenté d'un quart son volume primitif.

Ainsi préparée, l'orge tombe dans des *germoirs*, caves dallées où le grain est étendu : la température y est maintenue à 15°. Deux jours après, l'orge germe.

Quand les pousses ont atteint 1 centim. de longueur, l'orge est desséchée dans une *tourraille*, étuve chauffée à l'air chaud. C'est le *malt*, matière riche en diastase (n° 613). Avant de l'employer, on le réduit par la mouture en farine grossière.

593. 2° **Brassage.** — On introduit le malt dans une cuve à double fond

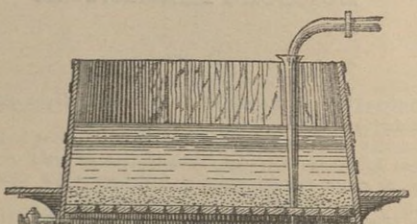


Fig. 267. — Cuve pour le brassage.

représentée en coupe (fig. 267). Il forme une couche de 30 à 40 cent. Au moyen d'un tube on y fait arriver, par l'espace entre les deux fonds, de l'eau à 60°,

puis à 70. On brasse énergiquement avec des fourches. De l'eau à 90° est amenée pour porter la masse à une température de 70 à 75°. On brasse de nouveau. Sous l'influence de la diastase, l'amidon se transforme en dextrine et en glucose :

$$3C^6H^{10}O^5 + H^2O = C^6H^{12}O^6 + 2C^6H^{10}O^5, \text{ form. atom.}$$
$$3C^{12}H^{10}O^{10} + 2HO = C^{12}H^{12}O^{12} + 2C^{12}H^{10}O^5, \text{ form. en équiv.}$$

Ces deux produits restent en solution dans l'eau. Le liquide porte alors le nom de *moût*. On le soutire par le robinet D. Une 2e, 3e et 4e fois, on ajoute de l'eau à 80°, pour épuiser le malt. Le résidu appelé *drèche* forme une excellente nourriture pour les bestiaux.

594. 3° **Houblonnage.** — Introduit dans de grandes chaudières (fig. 268), le moût est chauffé. Près du point de l'ébullition, on y ajoute 1 kg. de houblon par hectolitre de liquide.

Après 2, 3 ou 4 heures de cuisson, selon la nature de la bière, on décante le

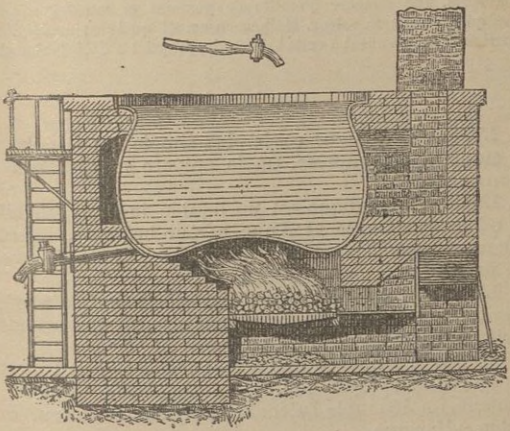


Fig. 268. — Cuve pour le houblonnage.

liquide dans des *rafraîchissoirs*, bacs peu profonds, placés au grenier au contact de l'air frais ; quelquefois on le fait passer dans des conduits entre lesquels circule un courant d'eau froide. Dans tous les cas, le refroidissement doit être rapide.

595. 4° **Fermentation.** — Houblonné et refroidi, le liquide est introduit dans une cuve appelée *guilloire*, placée dans une pièce où la température est maintenue à 20°. On y verse de 3 à 400 gr. de *levûre de bière* par hectol. de liquide. La fermentation alcoolique ne tarde pas à se manifester ; 24 heures après, on commence à soutirer la bière dans les tonneaux. On recueille, dans des sacs, l'écume qui s'échappe par la bonde. Elle constitue un résidu qui n'est autre que la levûre de bière. On clarifie la bière avec la colle de poisson.

596. **Usages.** — La bière est, après le vin, la meilleure des boissons fermentées. Elle diffère des autres en ce qu'elle doit être consommée encore que sa

fermentation continue ; car, pour qu'elle soit bonne, la *bière doit avoir de la vie.* A la fois excitante et nourrissante, caractères qui ne se trouvent dans aucune autre, cette boisson mérite la préférence que lui donnent les peuples des contrée septentrionales.

III° CIDRE

597. **Fabrication. Usages.** — Le cidre est la boisson qui résulte du jus fermenté des pommes et des poires. Sa fabrication n'est pas difficile. On concasse d'abord les pommes. La pulpe reste en macération pendant quelques jours : il faut avoir soin de la remuer pour empêcher la fermentation. Après y avoir ajouté une quantité d'eau égale au 1/4 de son poids, on la soumet à la pression. Le jus est recueilli dans des tonneaux où la bonde n'est fermée qu'avec une toile. Une fermentation tumultueuse se manifeste, dans 4 ou 5 jours. Il se forme un chapeau de mousse. On soutire le cidre dans d'autres tonneaux, un mois après.

Le cidre, boisson commune en Normandie et en Picardie, renferme de 4 à 7 0/0 d'alcool, une certaine quantité de gommes et mucilages. Ce sont ces matières qui forment sa valeur. Malheureusement quelques acides libres, malique, tartrique, etc., donnent à cette boisson des propriétés débilitantes et laxatives.

RÉSUMÉ

577. L'*alcool méthylique* est le plus simple des alcools. M. Berthelot en a fait la synthèse. On le prépare en distillant du bois dans une cornue.

578. L'alcool méthylique est un liquide incolore, mobile, doué d'une odeur pénétrante et d'une saveur brûlante. Il brûle avec une flamme pâle. Sous l'influence des oxydants, il produit de l'acide formique.

579. L'*alcool ordinaire* est aussi appelé *hydrate d'éthyle, alcool éthylique, vinique, esprit-de-vin.* Il était connu au douzième siècle ; au seizième, on le transforma en éther.

580. On fait la synthèse de l'alcool avec l'eau et l'éthylène, au moyen de l'acide iodhydrique.

De même, on dédouble l'alcool en éthylène et en eau, au moyen de l'acide sulfurique.

581. L'alcool prend naissance, dans un grand nombre de matières organiques : dédoublement de la glucose, ébullition des éthers avec une solution alcaline, etc.

682. On appelle *fermentation* une action chimique qui s'opère au sein d'une matière organique, sous l'influence d'un être organisé, le *ferment.*

583. La fermentation *alcoolique* est la transformation de la glucose en alcool et acide carbonique sous l'action d'un ferment, ordinairement la *levûre de bière.*

584. On retire l'alcool de la liqueur fermentée, par la *distillation.* Plus volatil que l'eau, l'alcool passe le premier : il bout à 78°.

585. On appelle *eaux-de-vie* ou *esprits* des mélanges d'alcool et d'eau : l'ordinaire renferme 50 p. 100 d'alcool.

586. L'*alcool absolu* se prépare avec des agents chimiques, car, par la distillation, on ne peut le concentrer au delà de 95°.

587. L'alcool est un liquide incolore, mobile. Sa densité égale 0,79 ; il bout à 79°, devient visqueux à — 80°. Le chlore l'attaque ; il brûle avec une flamme bleue. Au contact de l'air, il s'acétifie.

588. L'*alcool allylique* existe dans l'essence d'ail. C'est un liquide doué d'une odeur piquante. Il brûle avec une flamme blanche.

589. On appelle *vin* le jus du raisin fermenté.

590. Le vin est une boisson alcoolisée bienfaisante : son abus seul est blâmable.

591. La *bière* est une infusion fermentée d'orge modifiée par la germination.

592. On nomme *maltage* la transformation de l'orge en *malt*, matière riche en diastase.

593. Le *brassage* a pour but de transformer l'amidon en glucose, sous l'action de la diastase.

594. Le *houblonnage* consiste à faire infuser du houblon dans le moût, produit par le brassage.

595. La *fermentation* se produit sous l'influence de la levûre de bière.

596. La bière constitue, après le vin, la meilleure des boissons fermentées.

597. On appelle *cidre* le jus de pommes fermenté : c'est une boisson commune en Normandie.

86e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 577 à 588). — Alcool méthylique ; ses propriétés. — Alcool ordinaire : sa synthèse, sa formation. — Fermentation alcoolique. Eaux-de-vie. — Propriétés de l'alcool.

2° *Calcul.* Problème 287 (509). — On demande ce qu'il a fallu de mélasses, renfermant 0,5 de glucose, pour produire une pipe d'alcool de 620 litres à 90°, *densité* 0,8332.

Probl. 288 (517). — Calculer le poids de l'acide carbonique et de l'eau qui se formerait dans la combustion de 1 décilitre de *trois-six*, renfermant 0,051 d'alcool et ayant une densité de 0,851 (CCXIII).

Probl. 289 (518). — Le dimanche 27 juin 1875, on fit dans une famille un punch exquis, avec 300 gr. d'eau-de-vie à 50° et 100 gr. de sucre. En admettant que les 7/10 de l'alcool se sont brûlés, que 1/5 de l'eau que renfermait l'eau-de-vie s'est évaporé, on demande le poids : 1° de l'alcool brûlé ; 2° de l'acide carbonique formé ; 3° de la vapeur d'eau formée ; 4° du punch obtenu.

87e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 589 à 597). — Vin : sa fabrication, ses propriétés. — Bière, sa fabrication : maltage, brassage, houblonnage, fermentation. — Cidre.

2° *Calcul.* Problème 290 (513). — On demande le poids de l'acide carbonique, qui s'est dégagé dans une fermentation de raisin où l'on a fabriqué 850 litres de vin (densité 0,958), renfermant en poids, 0,1348 d'alcool.

erProbl. 291 (514). — La bière double de Bavière renferme 0,81293 d'eau

0,05 d'alcool, 0,00077 d'acide carbonique et 0,13 d'extraits, consistant en dextrine, élatine ou sels. Quelle quantité de glucose a été décomposée dans la fermentation de 100 parties de bière obtenue ?

Probl. 292 (315). — 100 de bière ordinaire se divisent en : 3,2 d'alcool, 5,9 d'extrait, 90,75 d'eau et 0,15 d'acide carbonique. On demande le poids de l'acide carbonique qui s'est répandu dans l'air, par une fermentation alcoolique qui a produit 75 litres de bière ayant 1,015 de densité.

Probl. 293 (316). — 100 de cidre renferment ordinairement 5 d'alcool et 3,5 de mucilage, gomme ou différents acides ; le reste est de l'eau. Faites connaître la quantité de glucose qui a produit l'alcool de 1 kg. de cidre.

CHAPITRE XII

DE QUELQUES ALCOOLS POLYATOMIQUES

1° DU GLYCOL (ALCOOL DIATOMIQUE)

Form. atom..... $C^2H^6O^2 = (C^2H^4)(OH)^2$
Form. en équiv..... $C^4H^{10}O^4 = C^4H^2(H^2O^2)^2$

598. **Préparation et propriétés.** — C'est l'*hydrate d'éthylène*. A M. Wurtz revient la gloire d'avoir découvert ce corps important. Il fit réagir le bromure d'éthylène sur l'acétate d'argent. On le prépare aujourd'hui plus économiquement en dissolvant de l'acétate de potasse dans le double de son poids d'alcool à 80°; après y avoir ajouté du bromure d'éthylène, on fait bouillir le mélange deux jours.

Le glycol est un liquide incolore, visqueux, inodore, sucré; sa densité égale 1,125. Il se dissout dans l'eau et l'alcool. Ce composé peut donner naissance à des éthers (nos 636, 648, 649).

Exp. 564. Humectez de la mousse de platine avec du glycol. Introduisez-la rapidement dans une atmosphère d'oxygène : vous constaterez une vive incandescence.

2° DE LA GLYCÉRINE (ALCOOL TRIATOMIQUE)

Form. atom..... $C^3H^8O^3 = (C^3H^5)(OH)^3$
Form. en équiv..... $C^6H^8O^6 = C^6H^2(H^2O^2)^3$

599. **Formation. Préparation.** — La glycérine appar-

tient à la classe des alcools, car avec les acides elle forme des éthers.

Renfermant trois oxhydryles, la glycérine présente le caractère triatomique $(C^3H^5)'''(OH)^3$. C'est un hydrate de glycéryle dont le radical est le même que le radical allyle (C^3H^5).

Elle existe libre dans l'huile de palme, elle se forme dans la fermentation alcoolique ; le vin en renferme un peu. Elle prend naissance toutes les fois qu'on fait agir des bases sur les corps gras en présence de l'eau : c'est un produit constant mais accessoire de la saponification.

On prépare la glycérine par plusieurs procédés. Un des plus anciens consiste à chauffer un corps gras, l'huile par exemple, en présence de l'eau et de la litharge : il se forme un savon de plomb (*emplâtre simple*). Ensuite on décante le liquide.

Par un courant d'hydrogène sulfuré, on enlève les traces de plomb. On filtre et on évapore jusqu'à consistance sirupeuse : c'est la glycérine.

600. **Propriétés.** — La glycérine est un liquide doux, incristallisable, inodore. Sa densité égale 1,28. Elle est soluble en toute proportion dans l'eau et l'alcool. Elle se combine avec les acides, et forme des éthers. On est même parvenu à la combiner de nouveau avec les acides gras et à reconstituer ainsi la stéarine, la margarine et l'oléine.

Lubrifiant et assouplissant les tissus organiques, la glycérine est employée contre les affections cutanées. C'est un excellent cosmétique. On en fait des savons de toilette. Par trois ou quatre centièmes de glycérine, les tisserands rendent leurs encollages humides et frais : alors ils peuvent éviter de travailler dans des caves.

Parmi le grand nombre d'autres applications que reçoit chaque jour cette singulière substance, il faut signaler les propriétés explosives qu'elle acquiert, lorsqu'on la met en contact avec les acides azotique et sulfurique. Elle forme la nitroglycérine (n° 320).

Exp. 565. Mettez dans une bassine 100 gr. d'huile d'olive, 100 gr. de massicot ou oxyde de plomb, en poudre, et 100 gr. d'eau. Faites bouillir ; ajoutez de l'eau chaude à mesure qu'elle s'évapore, et agitez continuellement. Après le refroidissement, décantez l'eau qui surnage le savon, oléate de plomb. Un courant d'hydrogène sulfuré dans le liquide précipiterait les traces du plomb qui y reste. Dans tous les cas, filtrez la liqueur et évaporez-la au bain-marie : vous aurez de la glycérine.

3° MANNITE (ALCOOL HEXATOMIQUE)

Form. atom..... $C^6H^{14}O^6$
Form. en équiv..... $C^{12}H^{28}O^{14}$

601. **État naturel et propriétés.** — Elle existe dans les champignons, le céleri, la racine de grenadier, de chiendent ; dans l'écorce de frêne.

On la prépare avec la manne qu'on retire de plusieurs espèces de frêne.

La mannite cristallise en prismes orthorhombiques. Son goût rappelle le sucre. Sa solution dans l'eau devient sirupeuse par l'évaporation spontanée. (GRIMAUX.)

La mannite forme quelques éthers.

ISOMÈRES DES ALCOOLS HEXATOMIQUES

I° GLUCOSE

Form. atom..... $C^6H^{12}O^6$
Form. en équiv..... $C^{12}H^{12}O^{12}$

602. **État naturel et formation.** — La glucose est le sucre du miel, des raisins et d'autres fruits. On le voit sous forme de tubercules, recouvrant les figues et les prunes sèches. Le miel renferme de la glucose et du sucre cristallisable que les abeilles ont puisés dans les nectaires des fleurs ; les fruits et les raisins mûrs en contiennent. La glucose est très répandue dans le règne végétal et le règne animal : l'urine des diabétiques en a plus ou moins, selon le degré de la maladie.

La glucose se forme par le dédoublement du sucre de canne, de lait, etc.

Sous l'action de l'acide sulfurique, l'amidon et la cellulose se transforment en glucose par la fixation d'une molécule d'eau :

$$C^6H^{10}O^5 + H^2O = C^6H^{10}O^6, \text{ form. atom.}$$
$$C^{12}H^{10}O^{10} + 2HO = C^{12}H^{12}O^{12}, \text{ form. en équiv.}$$

603. **Fabrication industrielle.** — L'industrie fabrique et livre au

commerce la *glucose sirop cristal* et la *glucose massée*. C'est avec les fécules, et préférablement avec celle de maïs, qu'on la produit. La fécule sèche rend à peu près 95 0/0 de sirop cristal ou 100 0/0 de glucose massée. En voici les principales opérations :

1° *Saccharification.* — Elle se fait dans de grandes cuves en bois, doublées de plomb. Le couvercle est traversé par une cheminée, destinée à l'enlèvement des vapeurs ; il présente aussi une ouverture pour l'introduction des fécules. On y introduit autant d'eau froide qu'on doit traiter de fécule : l'eau doit s'élever jusqu'au 1/5 de la capacité des cuves : on y ajoute aussi une quantité d'acide sulfurique à 66°, égale aux 0,005 de la fécule qu'on doit saccharifier. Le tout est chauffé jusqu'à l'ébullition.

Alors on introduit dans la cuve la fécule déjà délayée dans une quantité d'eau égale à son poids. Au moyen de la vapeur qu'on fait arriver dans la cuve, on porte le tout à l'ébullition. La saccharification dure environ 7 heures.

2° *Vérification de la saccharification.* — Avec la teinture d'iode, on essaie de temps en temps la liqueur ramenée à la température 60° : l'iode colore la fécule en violet. Au fur et à mesure qu'elle se transforme en glucose, l'épreuve par l'iode donne un violet pâle, rouge-brun, enfin jaune-orange quand la transformation est complète.

3° *Saturation.* — Cette opération a pour but d'enlever l'acide de la liqueur saccharifiée. Elle se fait dans des *décanteurs*, cuves spéciales, en bois, doublées de plomb ou de cuivre. On sature avec du carbonate de baryum : il en faut 4 ou 5 fois plus que de vitriol employé.

Le carbonate est introduit peu à peu sur le jet de sirop qui coule dans le décanteur : on brasse énergiquement jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de bulles d'acide carbonique.

4° *Vérification de la saturation.* — On essaie le liquide saturé au moyen d'une liqueur de soude titrée. Il peut arriver que le carbonate de baryum soit en excès ; dans ce cas, on doit l'éliminer avec de l'acide sulfurique.

Pour s'assurer que le sirop ne contient plus d'acide, on le filtre et on le traite par le chlorure de baryum : si le sirop se trouble, c'est qu'il renferme encore de l'acide.

5° *Préparation du carbonate de baryte.* — On pourrait réduire la withérite en poudre, mais il vaut mieux la décomposer par l'acide chlorhydrique. Alors il se forme un chlorure de baryum dont on mêle la dissolution avec une dissolution de carbonate de sodium exempt de potasse caustique : un excès de chlorure de baryum est nécessaire. La règle est de ne plus verser de soude, lorsqu'il se produit un léger nuage. Après avoir laissé reposer ce mélange, on décante et on lave 6 ou 7 fois ce carbonate de baryum en pâte. Quand l'eau de lavage n'est plus salée, la pâte est bonne à saturer.

6° *Filtration, concentration, cuite.* — Après la saturation, on laisse le sirop en repos, pendant 1 jour 1/2. Décanté, filtré simplement, puis filtré sur du noir, le sirop est concentré dans des bassines chauffées par des serpentins de vapeur. Parvenu à 22°, on le filtre de nouveau à travers des flanelles destinées à retenir les petits grains de noir que le sirop pourrait contenir.

La cuite s'opère dans un appareil en cuivre, muni d'un serpentin de vapeur. On y fait le vide avec deux pompes accouplées. Marquant 42° Baumé, le jus est mis dans des tonneaux.

604. **Propriétés.** — La glucose apparaît sous forme de masses molles, amorphes ou de petits mamelons agglomérés en choux-fleurs. Ces cristaux renferment une molécule d'eau :

$$C^6H^{12}O^6 + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$C^{12}H^{12}O^{12} + H^2O^2, \text{ form. en équiv.}$$

Inaltérables à l'air, ils perdent à 100° leur eau de cristallisation. La glucose se dissout dans 1, 2 partie d'eau. Trois fois moins soluble que le sucre ordinaire, elle sucre aussi trois fois moins.

La solution dévie à droite le plan de polarisation.

Vers 170° elle se transforme en masse à peine sucrée, appelée *glucosane :*

Form. atom.... $C^6H^{12}O^6 = H^2O + C^6H^{10}O^5$
Form. en équiv. $C^{12}H^{12}O^{12} = 2HO + C^{12}H^{10}O^{10}$ } *glucosane.*

A une température plus élevée, la glucose se convertit en caramel.

La glucose possède des propriétés réductrices.

Du sulfate de cuivre ajouté à une solution de potasse caustique et de glucose produit une liqueur bleue qui donne par la chaleur un précipité rouge. Cette réaction peut déceler un millionième de glucose dans un composé (Exp. 491 et 566).

Sous l'action d'un ferment, la glucose se dédouble en acide carbonique et en alcool (nos 581 et 583).

La glucose est peu employée dans les usages domestiques ; mais elle reçoit plusieurs applications industrielles : fabrication des sucreries, de la bière, de l'alcool ; amélioration des petits vins, etc.

Exp. 566. Introduisez dans 1 ballon, 10 parties d'eau et 1 d'acide sulfurique ; portez la liqueur à l'ébullition ; puis versez peu à peu 5 parties d'amidon, délayées dans 5 parties d'eau. Maintenez l'ébullition jusqu'à ce que la liqueur soit claire : cela peut durer 2 heures. Avec de la craie, détruisez l'acidité ; filtrez : vous aurez de la glucose de fécule en solution dans l'eau. L'évaporation vous la donnerait en sirop.

567. Dissolvez 1 gr. de potasse caustique dans 32 gr. d'eau distillée ; ajoutez-y 5 gr. de sucre que vous pourriez suspecter contenir de la glucose ; faites chauffer ce mélange dans un matras. Si la solution brunit, le sucre contient de la glucose : plus elle brunit, plus il en contient.

IIe SUCRE OU SACCHAROSE

Form. atom..... $C^{12}H^{22}O^{11}$
Form. en équiv..... $C^{24}H^{22}O^{22}$

605. **État naturel.** — On le rencontre dans la canne, le sorgho, le maïs et les autres graminées ; dans la sève des palmiers, bouleaux, érables, etc. ; dans les racines de betterave,

carotte, navet, etc.; dans les melons, citrouilles, châtaignes; dans le nectaire des fleurs, etc. La betterave et la canne sont seuls exploitées pour la production du sucre.

606. **Fabrication du sucre avec la betterave.**— Elle est très complexe. Voici les opérations principales pour fabriquer le sucre de betteraves :

1° *Râpage.* On fait passer les betteraves entre des cylindres hérissés de dents.

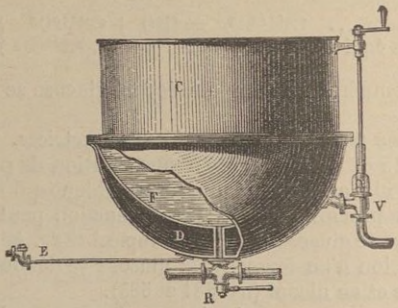


Fig. 269. — Chaudière de défécation.

F. Chaudière en cuivre séparée par l'espace D où circule la vapeur d'un double fond en cuivre ou en fonte.
C. Hausse en cuivre.
E. Tuyau de vapeur.
V. Tuyau de départ des jus défégués.
R. Robinet de vidange des matières, insolubles.

Là elles sont râpées, réduites en pulpe, qu'on met dans des sacs ; le jus en est exprimé au moyen de presses hydrauliques.

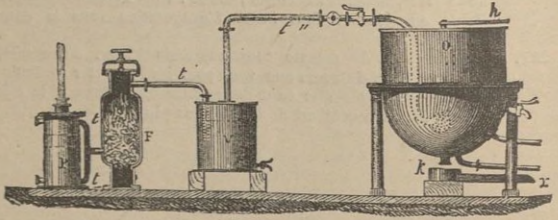


Fig. 270. — Appareil Rousseau pour la défécation.

O, chaudière ordinaire à défequer.
P, pompe à air.
F, four clos rempli de charbon.
V, flacon laveur plein d'eau.
t', t'', tuyaux de dégagement de l'acide carbonique.

2° *Défécation.* La défécation s'opère avec un lait de chaux éteinte, qu'on verse dans le jus à défequer, porté à la température de 70° (fig. 269). Cette opération a pour but

et pour effet de saturer les acides organiques, de précipiter l'albumine, de décomposer les sels à base d'ammoniaque, de potasse et de soude. Dès 1838, M. Kuhlman, de Lille, eut l'idée de défequer le jus par un excès de chaux. De cette sorte, il se forme un saccharate ou sucrate de chaux soluble.

On précipite la chaux du saccharate par l'acide carbonique. Le jus dépose le carbonate de chaux dans de grands bacs appelés débourbeurs (fig. 270).

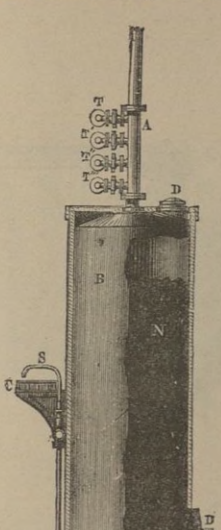


Fig. 271. — Filtre formé pour la décoloration des jus sucrés.

B. Cylindre rempli de noir en grains reposant sur le faux fond E.
T. Tuyaux d'arrivée du jus.
S' Tube recourbé, mobile en son milieu, au moyen d'une boîte à étoupes, et par lequel s'écoulent les jus décolorés.
D. Trou d'homme pour la charge du noir.
D'. Trou d'homme pour le nettoyage des cylindres.
R. Robinet de fond.

3° *Filtrage.* Le filtrage se fait à travers des couches de noir animal, où le jus se décolore et se clarifie (fig. 271).

4° *Concentration* ou *évaporation des jus.* Elle a lieu dans des chaudières munies de tubes où l'on fait circuler de la vapeur. Porté à une haute température, le jus se concentre en s'évaporant (fig. 272).

Depuis une vingtaine d'années, au moyen du vide partiel, on concentre les jus à une basse température, par l'appareil dit à triple effet : ce sont trois grandes chaudières où les jus passent successivement, à mesure que la concentra-

tion se fait, et où le vide aussi est de plus en plus complet (fig. 273). Par ce moyen, les sirops sont plus clairs et la quantité de sucre cristallisable est aussi plus grande.

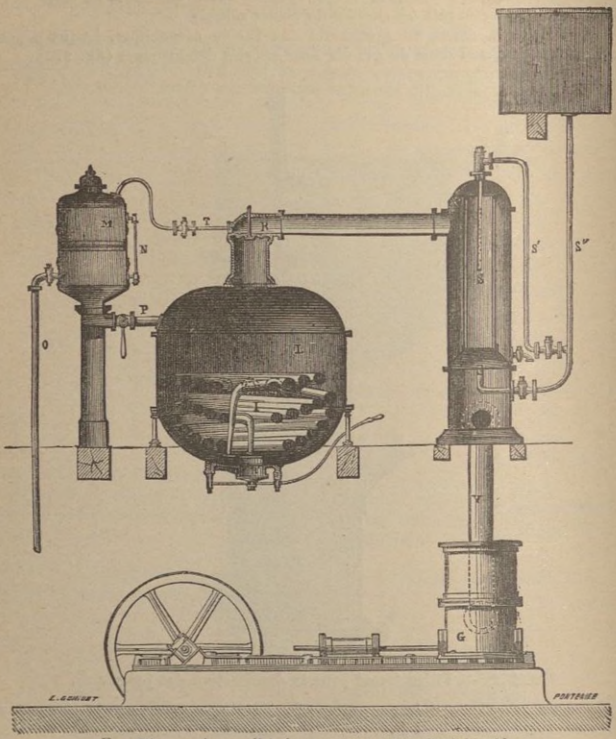


Fig. 272. — Appareil à évaporer et cuire dans le vide.

L. Chaudière en cuivre hermétiquement close.
I. Serpentins dans lesquels circule la vapeur.
O. Tuyau amenant les jus à cuire.
M. Vase de charge de la chaudière.
P. Tuyau par lequel le jus sucré passe du vase de charge dans la chaudière.
G. Pompe à air faisant le vide dans la chaudière et dans le vase de charge.
V. Tuyau d'aspiration de la pompe à air.
N. Indicateur de niveau dans le vase de charge.
R. Soupape interceptant la communication entre la chaudière et le condenseur.
S'. Condenseur dans lequel les injections d'eau froide venant du réservoir J par S' et S'' condensent rapidement l'eau d'évaporation.
R. Robinet de vidange de la chaudière.

5° *Cuite.* Elle s'opère dans des chaudières de cuivre, pourvues d'un serpentin, comme pour l'évaporation.

6° *Cristallisation.* On fait ensuite couler le jus dans un grand récipient, appelé *rafraîchissoir*, où le sucre cristallise par le refroidissement.

7° *Turbinage.* Cette opération, qui a pour but de séparer le sucre cristallisé,

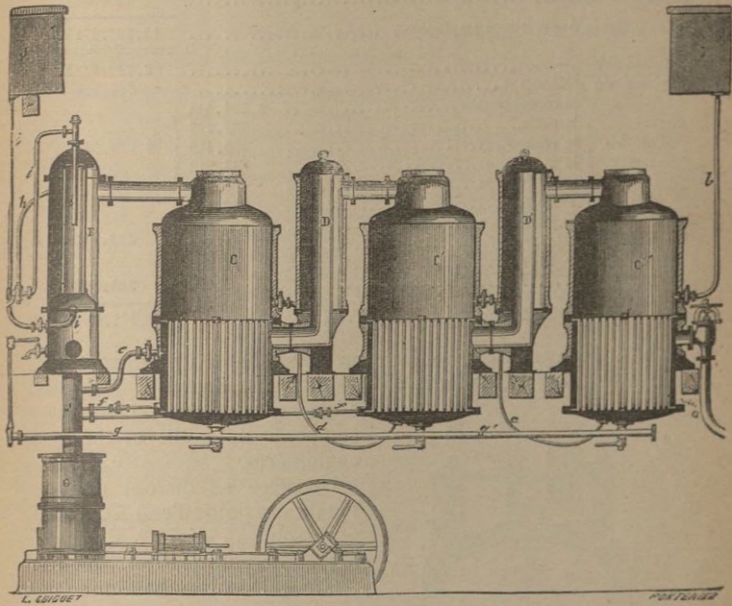


FIG. 273. — Appareil à triple effet de MM. Cail et Cie.

C″, C′, C. Première, deuxième et troisième chaudières à évaporer.

D, D′. Tuyaux conduisant les vapeurs produites dans une chaudière à la chaudière suivante ; ces tuyaux renferment des vases de sirop entraînés par l'ébullition.

F. Condenseur servant en même temps de vase de sûreté.

G. Pompe à air et à eau faisant le vide dans tout l'appareil.

I. Réservoir à jus alimentant l'appareil.

c, *d*. Tuyaux de charge faisant passer les jus d'une chaudière à l'autre.

gg′. Tuyau général de vidange des chaudières.

a. Arrivée de la vapeur qui, circulant autour des tuyaux verticaux en cuivre de C″, évapore le jus qui s'y meut librement.

ff. Tuyaux de retour des vapeurs condensées qui, venant de C″ et C′, ont servi à l'évaporation des jus sucrés placés dans les tuyaux de C′ et de C.

mais encore mélangé avec des mélasses, est une ingénieuse application de la force centrifuge. La turbine a la forme d'une toupie (fig. 274).

Rendement. Dans les tableaux ci-après, on voit les résultats constatés dans une fabrique de sucre, en 1853-54 :

Betteraves employées			12.131.227 k.
Eau	ajoutée aux râpes	540.138	
	employée au clairçage	46.796	
	au lait de chaux pour les défécations.	483.320	
Chaux vive			120.000
Total des matières employées			13.321.471 k.
Pulpes obtenues			2.622.425 k.
Écumes de défécations			745.600
Pertes à	la concentration	8.284.515	8.975.944
	la cuite	555.299	
	la recuite	36.189	
	la 2e recuite	55.212	
	la 3e recuite	44.729	
Sucres marchands	1er jet	463.700	668.715
	2e jet	123.052	
	3e jet	49.511	
	4e jet	32.452	
Mélasses			308.787
Total des produits et des pertes			13.321.471 k.

607. **Propriétés.** — Le sucre cristallise en prismes qui appartiennent au système clinorhombique. En pain, il présente une masse blanche composée de petits cristaux agglomérés.

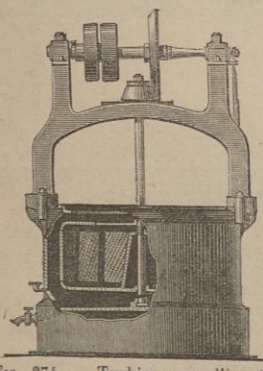


Fig. 274. — Turbine pour l'égouttage et le clairçage des sucres.

Le sucre se dissout dans 1/3 de son poids d'eau froide.

Sa solution dévie à droite le plan de polarisation.

Concentrée, elle abandonne, par évaporation, de gros prismes à base rhombe : c'est le *sucre candi*.

A 160°, le sucre fond. En se refroidissant, il se prend en masse vitreuse appelée *sucre d'orge*.

Maintenu longtemps à 160°, il se dédouble en glucose et *lévulosane :*

$$C^{12}H^{22}O^{11} = C^6H^{12}O^6 + C^6H^{10}O^5,\ \textit{lévulosane}.$$

Entre 190° et 220°, le sucre perd de l'eau et se transforme en *caramel*.

Le sucre, porté à l'ébullition dans de l'eau acidulée par

un acide minéral, se décompose en glucose et *lévulose;* la glucose dévie à droite le plan de polarisation et la lévulose à gauche :

$$C^{12}H^{22}O^{11} + H^2O = C^6H^{12}O^6 + C^6H^{12}O^6, \textit{ lévulose.}$$

Le sucre ne fermente qu'après cette interversion.

Avec les bases, il forme des *sucrates.*

Exp. 568. Chauffez du sucre, dans une cuiller en fer : il perdra de l'eau, et se transformera en *caramel.*

569. Si vous chauffez encore, le sucre brûlera, et il ne restera dans la cuiller qu'une matière charbonneuse.

570. Dans une petite casserole, mettez une quantité insuffisante d'eau froide pour dissoudre quelques morceaux de sucre. Chauffez, la dissolution se complètera. Portez à 100°, et laissez refroidir : vous aurez du sucre candi.

571. Faites dissoudre du sucre et de la chaux éteinte dans de l'eau froide : cette solution de saccharate ou sucrate de chaux, claire et limpide, devient épaisse par l'ébullition. Le refroidissement lui rend sa fluidité.

Faites le 88e *devoir.*

III° LACTOSE OU SUCRE DE LAIT

Form. atom..... $C^{12}H^{24}O^{12}$
Form. en équiv..... $C^{24}H^{24}O^{24}$

608. **Préparation. Propriétés.** — La lactose existe dans le lait des mammifères. On la retire du petit-lait, provenant de la fabrication du fromage, par l'évaporation jusqu'à consistance sirupeuse ; au repos, dans un endroit frais, la lactose se dépose.

La lactose pure se présente sous forme de cristaux blancs, système orthorhombique, groupés autour d'un bâtonnet servant d'axe.

A 145°, elle perd une molécule d'eau.

La lactose se dissout dans 6 fois son poids d'eau.

Sa solution dévie à droite le plan de polarisation.

Chauffée avec l'acide azotique, elle produit l'*acide mucique* $C^6H^{20}O^8$, isomère de l'acide saccharique.

La lactose bouillie avec de l'acide sulfurique étendu se décompose en glucose et en *galactose* cette dernière dévie à gauche le plan de polarisation :

Form. atom.... $C^{12}H^{24}O^{12} = C^6H^{12}O^6 + C^6H^{12}O^6$ } *galactose*
Form. en équiv. $C^{24}H^{24}O^{24} = C^{12}H^{12}O^{12} + C^{12}H^{12}O^{12}$ }

IV° AMIDON OU MATIÈRE AMYLACÉE

Form. atom..... $C^6H^{10}O^5$
Form. en équiv..... $C^{12}H^{10}O^{10}$

609. **État naturel.** — La matière amylacée est très répandue dans le règne végétal. Elle existe particulièrement : 1° dans les racines de bryone, rhubarbe, carotte, guimauve, réglisse, etc. ; 2° dans les tubercules de la pomme de terre, de la patate, de l'igname, etc. ; 3° dans les bulbes de la tulipe, etc. ; 4° dans les fruits du chêne, du châtaignier, du marronnier, etc. ; 5° surtout dans les semences des légumineuses et des céréales, fève, haricot, pois, etc. ; blé, maïs, riz, etc.

La matière amylacée des céréales est appelée *amidon;* celle des pommes de terre, *fécule.*

610. **Extraction de l'amidon.** — Pour isoler l'amidon, il suffit de délayer la farine avec de l'eau et de faire couler sur la

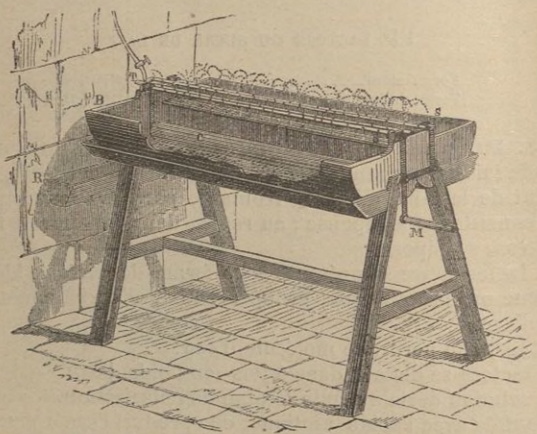


Fig. 275. — Appareil pour l'extraction de l'amidon et du gluten par malaxation.

pâte, continuellement malaxée, un filet d'eau : les grains d'amidon sont entraînés ; le *gluten* reste (Exp. 566 et N° 611).

Dans l'industrie, on se sert de l'appareil (fig. 275). On mélange un sac de farine avec de l'eau, par parties égales.

Après trois quarts d'heure, la pâte est divisée en portions qu'on

place dans une caisse demi-cylindrique B, recouverte en partie d'une toile métallique. Dans l'intérieur, est un cylindre cannelé en bois C, qu'on meut au moyen d'une manivelle M, pour malaxer la pâte. Un filet d'eau arrivant par T entraîne l'amidon dans l'auge R. Le gluten reste sur la toile. Par le repos, l'amidon se dépose.

Exp. 572. Délayez 15 gr. de farine avec de l'eau ; après 20 minutes, prenez la pâte dans le creux de la main gauche, et faites tomber au-dessus un mince filet d'eau, tout en malaxant la pâte avec la main droite. Quand l'eau, entraînant l'amidon dans un bocal disposé à cet effet, sera claire, l'opération sera terminée. La matière élastique qui reste dans la main est du *gluten*.

573. L'eau du bocal s'étant reposée pendant 24 heures, décantez ; lavez encore et faites sécher l'amidon sur une assiette.

611. **Gluten.** — Le gluten est une substance azotée, que renferment les céréales et surtout le froment. Ce n'est pas

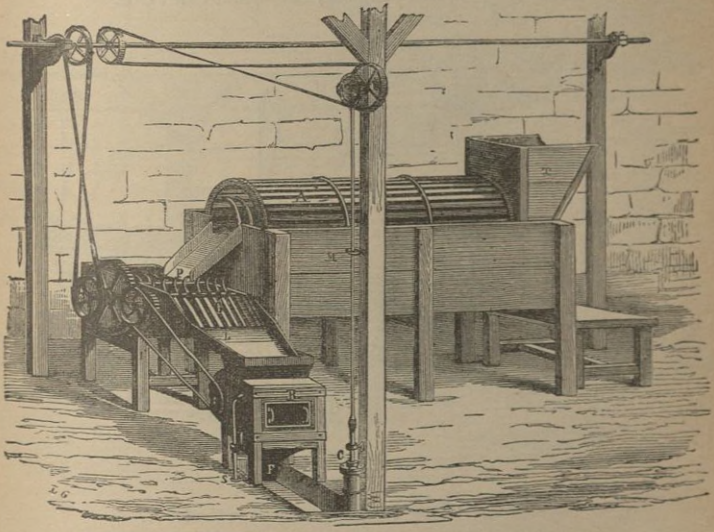


Fig. 276. — Appareil pour l'extraction de la fécule.

un principe immédiat, car il se compose de deux parties : l'une soluble dans l'alcool, la caséine végétale ou glutine ; l'autre insoluble dans l'alcool, la fibrine végétale, qui ressemble beaucoup à la fibrine animale (N° 801).

Le gluten a l'aspect d'une masse visqueuse, grisâtre. Son odeur est caractéristique. Il se gonfle par une douce chaleur. Par la dessiccation, il devient dur, lamelleux.

C'est le gluten qui donne du lien à la pâte, et qui facilite à l'acide carbonique la formation des cellules qu'on retrouve dans le pain. Constituant la partie la plus nourrissante du pain, le gluten forme la base de la valeur des farines, estimées d'après la quantité qu'elles en contiennent.

Mis en liberté dans les amidonneries, le gluten sert à la fabrication de pâtes alimentaires : vermicelle, macaroni, pâte d'Italie, etc. On s'en sert aussi pour coller les tissus (Exp. 571).

612. **Extraction de la fécule.** — Introduites dans la trémie T (fig. 277), les pommes de terre tombent dans le cylindre à claire-voie A, qui tourne dans une auge M, renfermant de l'eau.

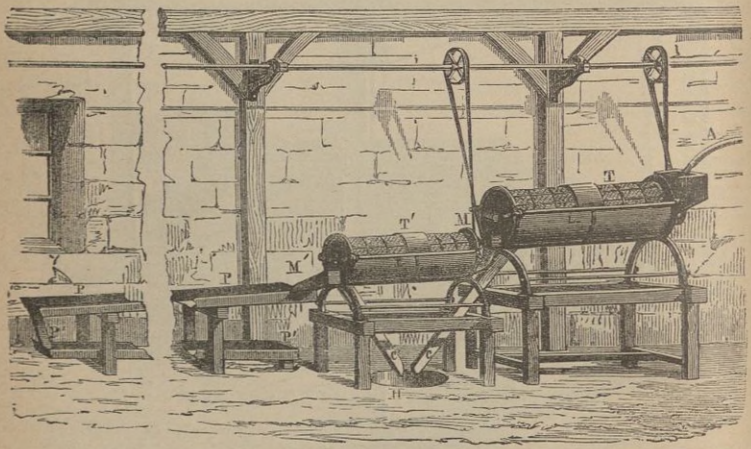


Fig. 277. — Tamis pour l'extraction de la fécule.

Une hélice promène les tubercules et les conduit dans l'épierreur P. Par un plan incliné, ils tombent à une râpe. Au moyen d'une pompe, on conduit le gâchis dans des tamis, sorte de blutoirs tournant dans des auges.

On la dessèche ensuite en l'exposant à un courant d'air ou à l'étuve par une douce chaleur.

Exp. 574. Râpez quelques pommes de terre ; pressez la pulpe dans une passoire; après le repos, décantez. Répétez l'opération plusieurs fois : vous aurez de la fécule.

575. Avec une vingtaine de gouttes d'acide sulfurique, aiguisez 100 gr. d'eau; versez le mélange sur les tranches d'une pomme de terre. Un jour après, retirez les tranches et lavez-les à grande eau jusqu'à ce qu'elles aient perdu leur acidité : après dessiccation, vous reconnaîtrez qu'elles sont blanches, farineuses.

613. **Propriétés.** — L'amidon n'a ni odeur ni goût; vu à l'œil nu, il se présente en poudre blanche; grossi par un

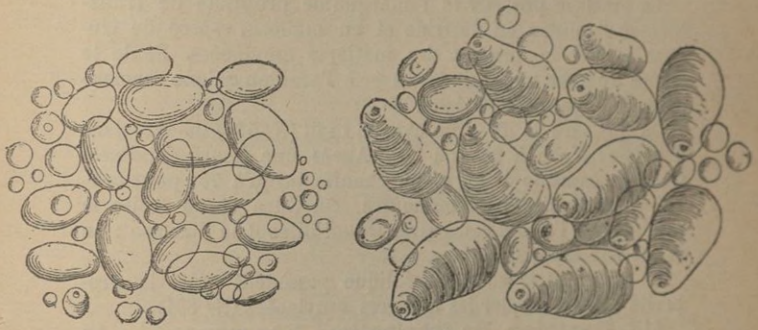


Fig. 278. — Globules d'amidon grossis.

instrument d'optique, il a une structure organique, en forme de globules.

L'amidon est insoluble dans l'alcool, l'éther et l'eau froide, mais les grains gonflent dans l'eau, surtout dans l'eau chauffée de 75° à 100° : il se forme un empois.



Fig. 279. — Grain d'amidon gonflé et ouvert.

Les solutions d'amidon prennent une belle couleur bleue, par quelques gouttes d'iode, si elles ne sont pas chauffées au-dessus de 100°. La solution d'amidon dévie à droite le plan de polarisation. A 200°, elle passe à l'état de *dextrine* $C^6H^{10}O^5$, composé isomère de l'amidon. Sous l'influence des acides, l'amidon se dédouble en glucose et en dextrine :

Form. atom. $3C^6H^{10}O^5 + H^2O = C^6H^{12}O^6 + 2C^6H^{10}O^5$ } *dextrine*
Form. en éq. $3C^{12}H^{10}O^{11} + 2HO = C^{12}H^{12}O^{12} + 2C^{12}H^{10}O^{10}$ }

La même transformation de l'amidon en dextrine se produit par la *diastase*.

614. **Diastase.** — La diastase est une matière azotée blanche, amorphe, sans saveur, soluble dans l'eau : sèche elle se conserve; humide, elle se putréfie. Elle se forme dans la germination des graines, particulièrement de l'orge. C'est le ferment des matières amylacées : son activité commence à se manifester à 30°; à 70°, elle atteint toute son intensité (N° 615).

La diastase possède la remarquable propriété de transformer l'amidon en dextrine et en mallose, espèce de glucose : c'est le ferment des matières amylacées. Seule la levûre de bière ne ferait éprouver à l'amidon qu'une fermentation lactique ou butyrique.

On prépare la diastase avec le malt (N° 592) délayé dans 2 parties d'eau à 25° ou 30°. Après une heure de digestion, on exprime le jus qu'on chauffe jusqu'à 75° pour coaguler les matières albumineuses. On filtre et on traite le liquide par l'alcool concentré, lequel dissout la diastase : on l'isole par la dessiccation.

La salive et le suc pancréatique possèdent aussi la propriété de saccharifier les matières amylacées (N° 804).

615. **Dextrine. Sa fabrication. Ses usages.** — La

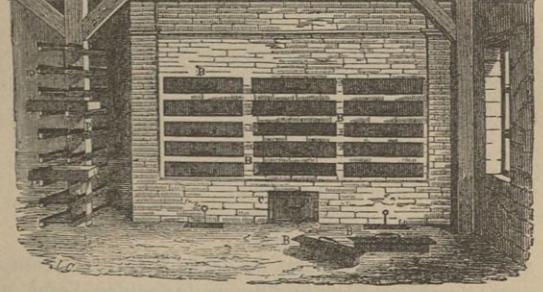


Fig. 280. — Four à dextrine.

dextrine est l'amidon transformé en matière gommeuse sous l'influence des acides, oxydes ou de la diastase. Pour fabri-

quer la dextrine, on mélange 100 de fécule avec 30 d'eau et 2 d'acide azotique. Desséchée à l'étuve, la matière est ensuite blutée et étalée sur des plaques en tôle P (fig. 280), qu'on place sur des étagères. Quand les portes B sont fermées, on chauffe : 4 heures suffisent, si la température est maintenue à 100°.

La dextrine est inodore, insipide, très soluble. Les tisserands et les indienneurs s'en servent pour coller et donner de l'apprêt à leurs tissus : les peintres l'emploient pour gommer les dessins et vernir les tableaux ; les chirurgiens en encollent les bandes destinées à maintenir les fractures des blessés.

Exp. 576. Dans 200 gr. d'eau, délayez et chauffez promptement 20 gr. d'amidon jusqu'à 80° : vous aurez de l'empois. L'amidon acquiert un volume 30 fois plus grand que celui qu'il avait primitivement. Pour cela, il faut que le volume de l'eau soit inférieur à celui que doit prendre l'amidon.

577. Répétez l'Exp. 575 dans une eau un peu alcaline, renfermant 2/100 de soude : le volume de l'empois s'élèvera de 70 à 75 fois le volume de l'amidon employé.

578. Laissez tomber une goutte d'iode sur une solution d'amidon : il se formera de l'iodure d'amidon, qui paraîtra par une couleur bleue. C'est le moyen de reconnaître les traces d'amidon.

579. Délayez 10 gr. d'amidon dans 50 gr. d'eau froide ; introduisez ce mélange dans un ballon ; ajoutez 50 gr. d'acide sulfurique. Placez ce ballon sur de l'eau bouillante, de manière à toucher la surface de l'eau. Lorsque le liquide sera devenu limpide, enfoncez-le brusquement dans l'eau ; après cinq minutes, versez ce liquide dans une assiette. Le produit, qui se présentera en gelée, est de la dextrine.

580. Broyez 10 gr. de malt avec 80 gr. d'eau tiède. Laissez digérer cette solution pendant quelques heures et filtrez. Ce liquide renferme de la diastase, que vous pouvez employer comme ferment.

PANIFICATION

616. **Diverses opérations.** — La panification comprend trois opérations principales.

1° *Pétrissage.* — On commence par délayer le levain, dans le pétrin, avec l'eau nécessaire à la fabrication de la pâte. La levûre remplace avantageusement le levain. On y ajoute un demi-kilog. de sel de cuisine par sac de farine. Puis on y introduit la farine par portions.

Pour rendre la pâte bien homogène, on la malaxe vivement. Soulevée, repliée, retournée, la pâte est coupée en gros pâtons qu'on met à gauche. On substitue à la force musculaire des pé-

trins mécaniques. Le pétrin de Roland, le mieux connu, se compose d'un système de lames en fer CD qui, en tournant, conduisent

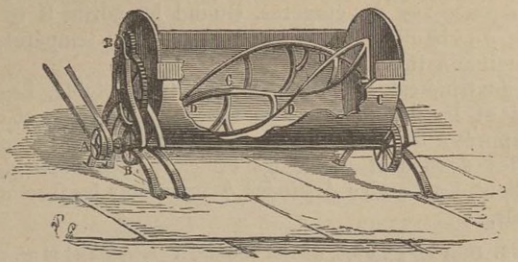


Fig. 281. — Pétrin Roland.

la pâte d'une extrémité à l'autre. Un mouvement rapide ne ferait pas une bonne pâte.

2° *Fermentation.* — Abandonnée à elle-même à la température de 15 à 20°, sous l'influence du ferment, il y a fermentation dans la pâte : la glucose de la farine et celle qui provient de la dextrine formée de l'amidon, se dédoublent en alcool et en acide carbonique. La pâte se soulève, devient plus légère, plus spongieuse.

3° *Cuisson.* — Lorsque la fermentation est suffisamment accomplie, on forme des pains de même poids, même grandeur. On les introduit dans un four chauffé au rouge, après en avoir nettoyé la sole. Sous l'influence de la chaleur, les gaz se dilatent, soulèvent la pâte, qui se gonfle : les grains d'amidon s'hydratent. A la partie extérieure, ils sont changés en dextrine ; et, torréfiés avec le gluten, ils forment la croûte.

Exp. 581. Mêlez intimement 1 gr. de bicarbonate de soude à 50 gr. de farine ; réduisez le tout en pâte avec 30 gr. d'eau aiguisée de 2 ou 3 gouttes d'acide chlorhydrique. Laissez fermenter la pâte à une douce température, puis mettez-la dans un four pour opérer la cuisson : vous aurez un pain très poreux.

582. Faites la même expérience, mais en remplaçant le bicarbonate par 3 gr. de carbonate d'ammoniaque : le pain sera plus poreux, parce que le carbonate d'ammoniaque est plus volatil.

Faites le 89e *devoir.*

V° GOMMES, MUCILAGES, PRINCIPES PECTIQUES

617. **Gommes.** — Les gommes sont des substances visqueuses et transparentes qui abondent dans le règne végétal. Un bon nombre d'arbres, cerisiers, pêchers, abricotiers, en

laissent exsuder. Sur leur écorce, on en trouve des morceaux arrondis, transparents, à cassure vitreuse.

Au Sénégal, on provoque l'écoulement de la gomme par une incision sur l'acacia, arbre qui en produit de très bonne : c'est ainsi que se récolte la *gomme arabique*.

La *gomme adragante* nous vient de l'astragale, qui croît en Perse.

Solubles dans l'eau et insolubles dans l'alcool, les gommes se distinguent des résines, qui ont des propriétés tout opposées.

Les gommes sont incristallisables, insipides, inodores.

L'air ne les altère point ; l'iode ne les colore pas. Elles sont précipitées en flocons blancs par l'esprit-de-vin (Exp. 578).

618. **Mucilages.** — Ces substances diffèrent peu des gommes; au lieu de se dissoudre dans l'eau, elles ne font qu'y gonfler : les unes et les autres contiennent l'*acide mucique*, isomère de l'acide saccharique.

Beaucoup de plantes en renferment : les racines de guimauve, de mauve, etc., les feuilles de bourrache, de mauve, etc.; les fucus, les lichens, etc.; les graines de lin, les pépins de fruits, etc., etc.

619. **Pectoses. Principes pectiques.** — Elle est contenue dans le tissu des végétaux : on la trouve dans les fruits verts et les racines de carottes, navets, betteraves, etc. Dans la maturation des fruits ou par l'ébullition avec les acides, la pectose se transforme en *pectine*, principe neutre soluble dans l'eau.

On peut extraire de la pectine des poires bien mûres. Sous l'action des alcalis étendus et froids, la pectine se change en *acide pectorique;* puis, par une action plus énergique, en *acide pectique*.

Par une longue ébullition dans l'eau, l'acide pectique se transforme en acide *parapectique* et *métapectique*.

Tous les produits pectiques ci-dessus sont isomères.

620. **Usages.** — Les gommes et les mucilages sont employés en médecine sous forme de sirops, de pâtes, etc., pour calmer la toux et les maux de gorge; pour faire des tisanes, etc.; c'est le véhicule d'un grand nombre de préparations pharmaceutiques.

Sous forme de farine ou de graine, le lin est d'un usage très fréquent dans l'économie domestique.

Dans les arts, les gommes et les mucilages rendent de

grands services pour la fabrication de l'encre, l'apprêt des toiles, le lustrage des tissus. Les peintres s'en servent pour rendre leurs couleurs plus brillantes, etc.

Les principes pectiques servent à la fabrication des gelées, des confitures, qui paraissent sur nos tables.

Exp. 583. Faites dissoudre 10 gr. de gomme du Sénégal dans 20 gr. d'eau. Au bout d'un certain temps, vous aurez un *mucilage* épais que vous étendrez à volonté. En se desséchant, ce mucilage colle fortement les cartons, le bois lui-même. On s'en sert pour agglomérer les couleurs au pastel.

584. Introduisez quelques gouttes d'alcool dans une solution aqueuse et concentrée de gomme : l'alcool ne se dissoudra pas. Prenez une petite quantité de cette solution et étendez-la de beaucoup d'eau. Alors l'alcool troublera cette solution ; la gomme se précipitera.

585. Introduisez 10 gr. de gomme adragante dans 1 kg. d'eau : la gomme ne se dissoudra pas ; mais elle gonflera comme l'amidon dans l'eau.

586. Procurez-vous quelques fragments d'exsudation de cerisier ou de prunier : introduisez-en dans l'eau : vous constaterez qu'une partie s'y dissout, c'est la *cérasine*. L'autre partie reste insoluble, c'est le *mucilage*.

VI° CELLULOSE

Form. atom..... $C^{18}H^{10}O^{5}$
Form. en équiv..... $C^{12}H^{10}O^{10}$

621. **État naturel et propriétés.** — Son nom lui vient des cellules qu'elle forme dans le tissu végétal. La cellulose constitue la partie solide des plantes. C'est la charpente sur laquelle s'accomplissent les phénomènes de la végétation.

Fine et très déliée dans les jeunes pousses, les feuilles, les fleurs, dans les prunes, les navets, etc., la cellulose est compacte dans la paille sèche, le bois, l'enveloppe des céréales; elle est dure dans la coquille des noix, les noyaux de cerises, de pommes; elle est élastique et poreuse dans le liège, la moelle de sureau; elle est tenace et très flexible dans le chanvre, le lin, le coton, etc.

La cellulose est une substance solide, blanche, diaphane, sans goût et sans odeur; sa densité varie entre 1,25 et 1,45.

Elle est insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, les huiles, les acides et les alcalis étendus.

Une dissolution de tournure de cuivre dans l'ammoniaque, au contact de l'air, dissout la cellulose.

A froid et concentré, l'acide sulfurique fait passer la cellulose à l'état de matière amylacée, d'amidon : on le constate

avec quelques gouttes d'eau iodée. Une action prolongée de



Fig. 282. — Le cotonnier.

l'acide sulfurique la transforme en dextrine et en glucose si l'on y ajoute de l'eau :

$$C^6H^{10}O^5 + H^2O = C^6H^{12}O^6, \text{ form. atom.}$$
$$C^{12}H^{10}O^{10} + 2HO = C^{12}H^{12}O^{12}, \text{ form. en équiv.}$$

Sous l'action de l'acide azotique, le coton cardé acquiert des propriétés explosives : c'est le *fulmicoton*.

La solution du fulmicoton dans l'éther alcoolique donne le collodion, employé en chirurgie et en photographie.

Exp. 587. Mettez des haricots dans un morceau de toile ; mouillez-les bien. Exposez le tout à une température d'environ 20°. Après quelques jours, vous verrez les graines ouvertes : un germe apparaîtra, se transformera en racines dont la partie solide est de la cellulose.

BOIS, SA CONSERVATION

622. **Constitution du bois.** — On appelle bois le tissu qui constitue la partie sous-corticale des troncs, des branches et des racines des végétaux arborescents. Il se présente sous plusieurs formes.

1° *Tissu cellulaire.* — Les cellules ressemblent à de petites ou-

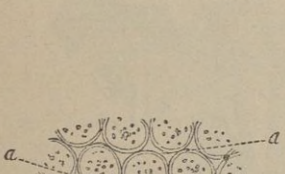


Fig. 283. — Tissu cellulaire.



Fig. 284. — Disposition du tissu fibreux.

tres; de là leur nom d'*utriculaires*, sous lequel elles sont souvent désignées (fig. 283).

2° *Tissu fibreux.* — Les cellules sont allongées dans le même sens (fig. 284).

3° *Tissu vasculaire.* — Formant une espèce de vaisseau, les cellules sont dites vasculaires (fig. 285, 286).

623. **Conservation du bois.** — Bien que très compacte, la cellulose finit par s'altérer, aux dépens des principes azotés qui l'accompagnent. Dans le but de préserver le bois de cette désorganisation, on a fait diverses expériences. M. le docteur Boucherie a eu l'heu-

reuse idée de faire parvenir dans toutes ses parties un liquide antiseptique : bichlorure de mercure, acide arsénieux, chlorure de



Fig. 285. — Tissu vasculaire.

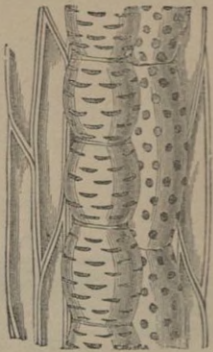


Fig. 286. — Cellules vasculaires au milieu du tissu fibreux.

zinc, et chlorure de manganèse, sulfates de fer et de cuivre, etc. Il le pratique de deux manières.

1° *Par aspiration vitale de l'arbre.* — A 30 centim. du sol, on

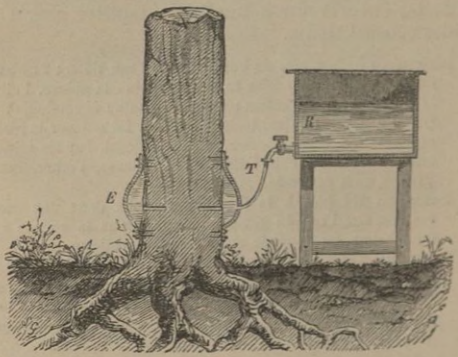


Fig. 287. — Appareil pour faire aspirer à l'arbre une liqueur antiseptique.

fait à l'arbre non déraciné deux incisions assez profondes (fig. 287), On fixe à l'arbre une bande de toile E enduite de caoutchouc et correspondant à un tube T. Le robinet étant ouvert, le liquide du

réservoir R s'écoule dans les incisions et de là dans toutes les parties de l'arbre.

2° *Par pression du liquide.* — On adapte à l'arbre couché un sac.

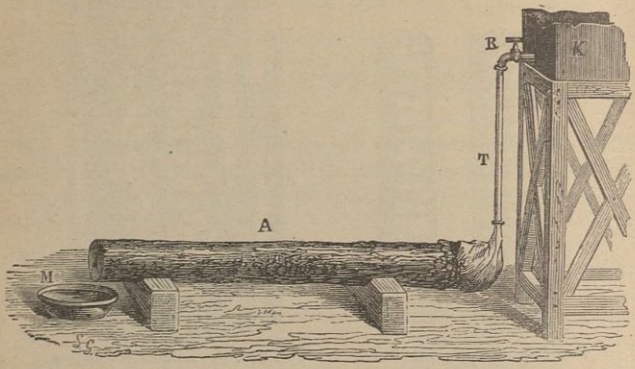


Fig. 288. — Disposition pour infiltrer un liquide antiseptique dans un arbre.

imperméable (fig. 288). Le liquide placé en K, sur un plan plus élevé, forme une colonne en T pressant sur l'arbre.

Il s'introduit facilement par les pores dans les bois tendres; mais il en est tout autrement des bois durs. Les compagnies de chemins de fer ont recours à une force motrice pour l'injection des liquides conservateurs.

Exp. 588. Introduisez de la sciure de bois dans de l'eau tiède ; 24 heures après, filtrez à travers une toile en pressant bien la sciure. Faites bouillir le liquide qui se troublera par de l'albumine végétale qu'il renferme. Quant à la sciure ainsi traitée, on peut lui enlever la résine qu'elle contient en la faisant dissoudre dans l'alcool. Par les acides, on peut aussi enlever au bois, l'amidon, la potasse, l'éther, les matières grasses qu'il renferme.

589. Soumettez du bois à la distillation sèche dans une cornue. Vous recevrez sur l'eau du gaz d'éclairage ; dans la cornue vous aurez du charbon, du goudron et de l'acide pyroligneux.

590. Versez un peu d'acide pyroligneux sur un petit fragment de viande maigre de bœuf. La créosote, liquide huileux que renferme l'acide, est un antiseptique qui préservera la viande de la putréfaction, c'est pour cela qu'on expose les viandes à la fumée produite par la combustion du bois.

PAPIER

624. **Historique.** — Le papier est une feuille faite, la plupart du temps, avec des chiffons, et qui sert à écrire. Le

mot papier vient de *papyrus*, plante qui croît sur les bords du Nil. Les Égyptiens croyaient, à tort, que ses feuilles fournissaient la matière première de leur papier, feuilles ou rouleaux sur lesquels ils écrivaient.

La fabrication du papier est donc fort ancienne :

On cite une lettre de Joinville à saint Louis, datée de 1270, écrite sur du papier fait avec des chiffons. Toutes les plantes textiles peuvent servir à faire du papier. Nous ne traiterons ici que de celui qu'on fabrique avec les chiffons.

625. **Fabrication.** — 1° *Triage des chiffons.* On fait des tas suivant la nature du chiffon et de sa couleur ; chanvre, lin, coton, laine, soie ; bleu, noir, etc. Les chiffons teints sont destinés à faire des papiers colorés ; les autres sont employés pour le papier blanc.

2° *Nettoyage.* — Par une toile sans fin, les chiffons passent dans un blutoir, cylindre à mailles claires : ils y sont battus par un arbre à bras, en hélice, qui

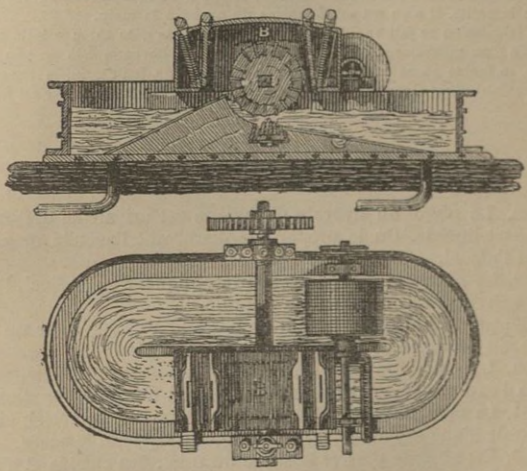


Fig. 289. — Appareil pour transformer les chiffons en pâte.

fait 200 tours à la minute. Un ventilateur puissant entraîne la poussière dans une cheminée.

3° *Lessivage.* — Cette opération s'effectue dans des vases cylindriques ou sphériques fermés tournant sur eux-mêmes comme un brûloir à café.

4° *Effilochage.* — Il a pour but de déchirer, de détruire le tissu, d'isoler les fibres textiles. Les chiffons sont introduits dans la caisse A, où se meut rapidement un cylindre B, armé de lames métalliques, qui en tournant rencontrent d'autres lames disposées au fond de la caisse. On y met un peu d'eau : il se

forme une charpie appelée *défilé* ou *demi-pâte* qu'on fait égoutter sur un plan incliné.

5° *Blachiment.* — Il s'opère au moyen du chlore gazeux qu'on fait dégager dans des caisses fermées où est entassé le défilé.

Dans certaines usines, on a recours au chlorure de chaux liquide. En tout cas il faut obtenir une pâte bien homogène et bien blanche. Si ces conditions manquent, on recommence l'effilochage.

Ainsi préparée, la pâte peut servir à faire deux sortes de papier.

Papier à la main. — L'ouvrier plonge dans la bouillie claire une forme ; c'est un chassis métallique traversé par des tiges de laiton. Le papier est dit *vélin*, si les verges n'y apparaissent pas ; il est appelé *vergé*, lorsqu'on voit l'empreinte des verges. Par un mouvement de va-et-vient, on égalise la pâte, qui, bien égouttée, est pressée entre des draps de laine pour opérer la dessiccation. On plonge ensuite les feuilles dans une dissolution faible et tiède de 1/4 d'alun et de 3/4 de colle gélatine. Séchées de nouveau, les feuilles reçoivent le poli par l'action d'une presse. Enfin assemblées en *mains* de 24 feuilles et *rames* de 20 mains, elles sont livrées au commerce.

Papier à la mécanique. — On encolle la pâte avec un savon résineux, de l'alun et de la fécule. Bien pénétré par la colle, le papier ne boit pas l'encre, lors même qu'on le gratte. Il n'en est pas de même du papier à la main.

Sa fabrication se fait rapidement : on fait couler la pâte sur une toile sans fin animée d'un mouvement de va-et-vient transversal. Devenue déjà un peu consistante, la feuille passe entre deux cylindres garnis de feutre, qui la dessèchent. S'enroulant successivement dans d'autres cylindres chauds, le papier est fait.

RÉSUMÉ

598. Le *glycol* ou hydrate d'éthylène est un alcool diatomique d'aspect liquide. On le prépare en dissolvant l'acétate de potasse dans l'alcool.

599. La *glycérine* est un alcool triatomique. Son radical, l'alhyle et 3 oxhydryles constituent sa formule.

Elle prend naissance quand on fait agir une base sur un corps gras, en présence de l'eau.

600. La glycérine est un liquide doux, incristallisable, soluble dans l'eau et l'alcool, qui reçoit un grand nombre d'applications.

601. La *mannite* existe dans les champignons, le céleri, etc. On l'extrait d'une espèce de frêne. Son goût rappelle le sucre.

602. On nomme *glucose* le sucre du miel, des raisins et d'autres fruits. Il est très répandu dans le règne végétal.

603. L'industrie fabrique la glucose avec les fécules.

604. La glucose apparaît sous forme de masses molles. La solution dévie à droite le plan de polarisation. La glucose possède des propriétés réductrices.

605. Le *sucre* existe dans un grand nombre de végétaux. notamment la canne à sucre et la betterave.

606. La fabrication du sucre avec les betteraves se résume à 7 opérations : râpage, défécation, filtrage, concentration, cuite, cristallisation, turbinage.

607. Le sucre cristallise en prismes clinorhombiques. Sous l'action de la chaleur, il prend plusieurs formes moléculaires.

608. La *lactose* existe dans le lait. Elle se présente en cristaux blancs, système orthorhombique.

609. La *matière amylacée*, amidon ou fécule, est très répandue dans le règne végétal ; on la trouve particulièrement dans les semences des céréales : blé, maïs, riz, etc.

610. On extrait l'amidon de la farine de blé par des lavages qui le séparent du gluten.

611. Le *gluten* est une substance azotée que renferment les céréales et surtout le froment.

612. La *fécule* des pommes de terre s'extrait en lavant et desséchant la râpe des tubercules.

613. L'*amidon* se présente en poudre blanche, insoluble dans l'eau. Les grains grossissent dans l'eau chaude. Ses solutions se colorent en bleu par l'iode.

614. La *diastase* est le ferment des matières amylacées. On la prépare avec le malt.

615. La *dextrine* est l'amidon transformé en matière gommeuse, sous l'influence des acides, des oxydes ou de la diastase.

616. La *panification* comprend trois parties principales : pétrissage, fermentation, cuisson.

617. On appelle *gommes* des substances visqueuses et transparentes, que produisent, par exsudation, un grand nombre d'arbres.

618. Les *mucilages* diffèrent peu des gommes : celles-ci se dissolvent dans l'eau ; ceux-là ne font que s'y gonfler. Beaucoup de plantes en renferment : lichens, graines de lin, etc.

619. La *pectose* est contenue dans les fruits verts, carottes, navets, etc., par l'ébullition avec les acides, elle se transforme en *pectine*. Sous l'action des alcalis, la pectine se change en *acide pectique*.

620. Les gommes et les mucilages sont employés en médecine, dans les arts, etc. ; les *principes pectiques* servent à faire des confitures.

621. La *cellulose* est une substance blanche, inodore, insoluble dans l'eau, l'alcool, l'éther, etc. L'acide sulfurique concentré la transforme en matière amylacée : on le constate avec l'iode.

622. On appelle *bois* le tissu qui constitue la partie sous-corticale des végétaux arborescents.

623. On conserve les bois en y infiltrant un liquide antiseptique, tel que l'acide arsénieux.

624. Le *papier* est une feuille, qui sert à écrire ; la plupart du temps, elle est faite avec des chiffons.

625. La fabrication du papier avec les chiffons se fait par cinq principales opérations : triage des chiffons, nettoyage, lessivage, effilochage, blanchiment.

88e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 598 à 607). — Glycol. — Glycérine. — Mannite. — Glucose : sa fabrication industrielle. — Saccharose : sa fabrication.

2° *Calcul.* Problème 294 (**481**). — 12.131.227 kg. de betteraves, renfermant 9,5 0/0 de sucre, ont produit 668.715 kg. de sucre cristallisé et 308.787 kg. de mélasses, contenant encore 45 0/0 de sucre. Combien s'en est-il perdu, dans les différentes opérations ?

Probl. 295 (**482**). — Râpés, ces 12.131.227 kg. de betteraves ont donné 2.622.425 kg. de pulpes ; mais on y a ajouté 540.138 kg. d'eau. On a soumis à la défécation 96,070 hl. 17 de jus. Quelle en est la densité ?

Probl. 296 (**483**). — Pour défequer 10.048,940 kg. de jus, on a employé 120.000 kg. de chaux vive ; on a obtenu 745.690 kg. d'écumes, y compris la chaux. On demande le poids du jus qui en est résulté.

Probl. 297 (**484**). — A l'évaporation, la perte en eau ou en écumes a été de 81.764 hl. 2 et à raison de 86.37 0/0. Faites connaître le volume du jus qui est resté.

Probl. 298 (**485**). — Cuit et filtré, le jus s'est réduit à 1.066.846 kg. La turbine a rendu 463,700 kg. de sucre de 1er *jet*. Les mélasses écoulées et recuites ont donné 566.957 kg. de jus. Quelle est la déperdition 0/0 ?

Probl. 299 (**486**). — Aux 566.957 de sirop, on a ajouté 16.169 kg. d'eau. Le turbinage a rendu 133.052 kg. de sucre, 2e *produit*. Les mélasses écoulées ont perdu 12 0/0 à la nouvelle cuite. Combien est-il resté de sirops après cette recuite ?

Probl. 300 (**487**). — La recuite précédente a fourni 2.851 kl. 35 de sirops, ayant 1,5 de densité ; on y a ajouté 17.823 kg. d'eau pour le clairçage. On demande la densité du jus ainsi étendu.

Probl. 301 (**488**). — Le nouveau turbinage a donné 49.511 kg. de sucre de 3e *jet*. Les mélasses écoulées, soumises à la cuite, ont subi une déperdition de 44.729 kg. à raison de 12 0/0. Trouver le poids : 1° des matières turbinées ; 2° des mélasses cuites.

Probl. 302 (**489**). — Avec l'eau ajoutée, on a turbiné 341.239 kg. de matières, qui ont donné 32.452 kg. de sucre cristallisé. Les mélasses écoulées renferment encore 35 0/0 de sucre. Combien aurait-on obtenu de sucre, si on l'avait tout cristallisé ?

Probl. 303 (**490**). — Pour travailler ces 12.131.227 kg. de betteraves, on a employé 1.070.244 kg. d'eau et 120.000 kg. de chaux vive. On a obtenu 2.622.425 kg. de pulpes, 745,600 kg. d'écumes, 668.715 kg. de sucre et 308.787 kg. de mélasses. Quelles sont les pertes aux concentrations ou aux cuites ?

Probl. 304 (**491**). — Une autre année de fabrication, 13.538.412 kg. de betteraves n'ont donné que 650.755 kg. de sucre cristallisé et 378.738 kg. de mélasses. Combien 0/0 les betteraves ont-elles rendu de sucre et de mélasses ?

Probl. 305 (**496**). — Chauffé vers 205°, le sucre perd 4 molécules d'eau, et se transforme en une matière brune appelée caramel. A quel poids se réduiraient 500 gr. de sucre caramélisé ?

89e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 608 à 616). Matières amylacées — Gluten — Fécules — Amidon — Diastase — Dextrine — Panification.

2° *Calcul.* Problème 306 (**397**). — Un bon lait de vache contient 0,05668 de sucre de lait. Combien faudrait-il de lait, pour préparer 1 kg. de ce sucre, si, à la préparation, il s'en perdait 1/8?

Probl. 307 (**499.**) — L'amidon est insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther ; mais, chauffé à 180°, il se convertit en dextrine, corps très soluble dans l'eau, et qui sert à faire du pain de luxe. D'une farine, renfermant 0,728 d'amidon, on en a extrait les 60/100 qu'on a transformés en dextrine. Quelle quantité de farine faudrait-il ajouter à la dextrine pour faire du pain qui renfermât 3 0/0 de cette dernière, et combien ferait-on de pain de 1 kg. 1/2, si 100 de farine donnent 120 kg. de pain.

Probl. 308 (**501**). — Sous l'empire d'un ferment, 9,19 d'amidon d'une farine, qui en contient 0.72, se changent en dextrine; puis en glucose, par la fixation d'une molécule d'eau. Or, 0,94 de glucose se dédoublant en acide carbonique et en alcool $C^6H^{12}O^6 = 2C^2H^6O + 2CO^2$, on demande le volume de gaz carbonique, formé par le pétrissage de 100 kg. de farine.

90e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 617 à 625). — Gommes — Mucilages — Principes pectiques — Cellulose — Bois — Papier, sa fabrication.

2° *Calcul.* Probl. 309 (**700**). — D'un chêne (densité 1,1) cubant 294^m, il a été déplacé 3060 lit. de sève (densité 1,05), qui ont été remplacés par 3210 lit. d'une liqueur antiseptique, dont la densité était 1,45. Quelle est la densité du bois, après l'opération ?

CHAPITRE XIII

PHÉNOLS

626. **Généralités.** — On appelle *phénols* des composés alcooliques qui ont une fonction spéciale. Ils se distinguent des alcools ordinaires par divers caractères :

1° Les alcools monoatomiques, sous l'action des oxydants, produisent d'abord un aldéhyde, puis un acide (N° 520-4°, 5°).

Les phénols ne donnent rien de semblable, par le même traitement.

2° Les alcools ordinaires, en contact avec les acides, se dédoublent, il y a production d'eau et formation d'un éther (N° 520-3°).

Les phénols ne se décomposent pas aussi facilement. Ainsi ils ne cèdent pas leurs radicaux au chlore par l'action directe de l'acide chlorhydrique ; il faut les attaquer par le perchlorure de phosphore.

3° Les phénols se rapprochent plus des acides que les alcools, car, avec les hydrates alcalins, ils se conduisent à la manière des acides : ils font la double décomposition (N°s 36 et 45 ; Exp. 32 et 33). Les alcools ne possèdent ces propriétés qu'exceptionnellement.

Presque tous les phénols dérivent de la benzine ; quelques-uns de la naphtaline. Tous peuvent être monoatomiques, diatomiques ou triatomiques. Voici les principaux :

PHÉNOLS MONOATOMIQUES

	Form. atom.	Form. en équiv.
Phénol	C^6H^5HO ;	$C^{12}H^4(H^2O^2)$
Crésysol	C^7H^8O ;	$C^{14}H^8O^2$
Xylénol	$C^8H^{10}O$;	$C^{16}H^{10}O$

PHÉNOLS DIATOMIQUES

Pyrocatéchine..... } $C^6H^4(HO)^2$; $C^{12}H^2(H^2O^2)^2$
Résorcine..... }
Orcine..... $C^7H^8O^2$; $C^{14}H^8O^4$

PHÉNOLS TRIATOMIQUES

Phloroglucine..... $C^6H^3(OH)^3$; $C^{12}(H^2O^2)^3$

DU PHÉNOL OU DE L'ACIDE PHÉNIQUE

Form. atom..... $C^6H^6O = C^6H^5OH$
Form. en équiv..... $C^{12}H^6O^2 = C^{12}H^4(H^2O^2)$

627. **Formation.** — Ce composé se forme de plusieurs manières :

1° Par la substitution du groupe oxhydryle OH à un atome d'hydrogène dans la molécule de la benzine (N° 564) ;

2° Par la distillation sèche du benjoin, de l'acide picrique, etc. Il existe dans le castoreum.

628. **Propriétés.** — L'acide phénique se présente sous forme de longues aiguilles. Il fond à 34° et bout à 188°. Il blanchit la peau et préserve de la putréfaction les substances animales.

Le phénol forme, par substitution, avec le chlore, le brome, l'iode, de nombreux dérivés très intéressants. Avec l'acide azotique il forme des composés ayant les propriétés des acides. Ainsi, en faisant agir le phénol sur l'acide nitrique, on obtient du phénol trinitré, autrement dit *acide picrique* (Exp. 586) :

Form. at. $C^6H^5OH + 3HAzO^3 = 3H^2O + C^6H^2(AzO^2)^3.OH$ } *acide*
F. en éq. $C^{12}H^6O^2 + 3AzO^5,HO = 3H^2O^2 + C^{12}H^3(AzO^4)^3O^2$ } *picrique.*

L'acide picrique a la forme de lames jaune-citron. Il forme des sels jaunes qui détonent violemment.

629. **Usages.** — L'acide phénique arrête la production et le développement des êtres organisés qui prennent naissance dans les fermentations putrides et autres. Aussi c'est avec le phénol qu'on désinfecte la cale des navires, les salles de dissection, les cabinets d'aisances, les hôpitaux les écuries, etc. La chirurgie l'emploie pour détruire les plaies suppurantes, pour

empêcher la transmission des germes putrides qui déterminent la pourriture d'hôpital et les autres affections épidémiques.

Exp. 591. Arrosez 100 gr. de chaux vive avec 10 gr. d'acide phénique ; la chaux se délitera et vous aurez une poudre rose pâle que vous enfermerez dans un pot de grès : c'est de la chaux phéniquée, dont vous pouvez faire usage.

Exp. 592. Sur 1 gramme d'acide phénique que vous aurez introduit dans une capsule en porcelaine, versez quelques gouttes d'acide azotique concentré, vous aurez un acide nouveau d'un beau jaune, l'*acide picrique*.

Exp. 593. Imbibez d'acide phénique un copeau de sapin que vous tremperez ensuite dans l'acide chlorhydrique : en séchant, il deviendra bleu.

ALIZARINE

Form. atom..... $C^{10}H^6O^4$
Form. en équiv..... $C^{20}H^8O^8$, (1)

630. **Préparation.** — L'alizarine est le principe colorant de la garance (N° 533). Sa préparation se fait de la manière suivante :

Après avoir épuisé par l'eau la poudre de garance, on la traite par l'acide sulfurique concentré et chauffé vers 100°. On lave ensuite. Le résidu constitue la *garancine* des teinturiers. Puis on retire par sublimation l'alizarine de la garancine.

L'alizarine se forme aussi par l'anthracène (N° 569). Sa fabrication fait l'objet d'une industrie.

L'alizarine à reflet jaune porte le nom de *purpurine*.

631. **Propriétés.** — L'alizarine est inodore, sans saveur. Elle cristallise sous deux formes. Lorsqu'elle est hydratée, ses cristaux affectent la forme de plaques ou paillettes micacées jaune doré; quand elle est anhydre, ses cristaux sont des aiguilles brillantes terminées en biseaux aigus rouge tirant sur le jaune.

A 215°, elle fond; au-dessus, elle se sublime.

Presque insoluble dans l'eau froide, elle se dissout un peu dans l'eau bouillante. La dissolvent bien, à chaud, l'alcool, l'éther, la benzine, les huiles de goudron, de naphte, de pétrole. Elle est un peu moins soluble dans le sulfure de carbone, la glycérine, le chloroforme, l'acide acétique. L'acide

(1) C'est la formule généralement admise.

sulfurique concentré la dissout sans altération ; car elle se précipite en flocons légers, par une addition d'eau.

L'alizarine se décompose vers 300°. Bien que neutre au papier réactif, elle se comporte cependant comme un acide faible : elle se combine avec les bases et forme des alizarates.



Fig. 290. — Racines, feuilles et fruits de garance.

Les sels à base alcaline sont très solubles dans l'eau. Avec les oxydes, elle forme des combinaisons insolubles.

632. **Usages.** — On emploie l'alizarine pour teindre en rouge et en rose les mordants d'alumine. La couleur n'apparaît que vers 70°, température où la matière colorante com-

mence à se dissoudre. Le pouvoir tinctorial est de 90 fois celui d'une bonne garance. Dans les teintures des toiles peintes, pour produire les couleurs rouges, on se sert de la garance brute, c'est-à-dire moulue et lavée.

GARANCE

633. **Culture.** — Il existe une plante, de la famille des *rubiacées*, qui porte le nom de *garance*. Elle est cultivée dans le département de Vaucluse. C'est à la racine que s'accumule le principe colorant (fig. 290). A cet effet, il faut donner à la plante le temps de s'enrichir ainsi : la récolte ne se fait qu'entre la 3e et la 6e année.

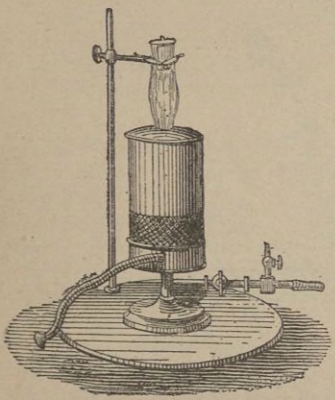


Fig. 291. — Appareil pour faire l'essai d'une garance.

634. **Préparation.** — Par la mouture, on se procure la partie corticale qui renferme la matière colorante. On évite la partie centrale de la racine.

La garance est l'objet de mélanges frauduleux. On le reconnaît par l'incinération. Dans ce cas la matière à essayer est placée dans un creuset de platine, qu'on chauffe avec une lampe à gaz (fig. 291). Le feu doit être mené de manière que la chaleur aille toujours croissant. On reconnaît que les matières végétales sont incinérées, lorsque le résidu ne présente plus de partie rouge. Si la garance donne plus de 4 °/° de cendres, elle renferme des matières minérales.

RÉSUMÉ

626. Les *phénols* se distinguent des alcools en ce que, sous l'action des oxydants, ils ne produisent ni éthers, ni aldéhydes ni acides. La plupart dérivent de la benzine.

627. Le *phénol* ou acide phénique est formé par la substitution de OH à 1 atome d'hydrogène dans la molécule de la benzine.

628. L'acide phénique affecte la forme de longues aiguilles. Il forme de nombreux dérivés, par substitution.

629. On emploie l'acide phénique pour arrêter la production des êtres organisés, qui prennent naissance dans les fermentations putrides.

630. L'*alizarine* est un principe colorant. On le retire de la garance.

631. L'alizarine cristallise. A 215° elle fond ; au-dessus elle se sublime. Elle est soluble dans l'acide sulfurique concentré.

632. On emploie l'alizarine pour teindre en rouge.

633. La garance est une plante qu'on cultive dans le département de Vaucluse. C'est à sa racine que s'accumule le principe colorant. La récolte ne se fait qu'entre la troisième et la sixième année.

634. Par la mouture de la racine, on retire la matière colorante. Il faut éviter la partie centrale.

91e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 626 à 634). — Phénols, en quoi se distinguent-ils des alcools ? — Acide phénique : ses propriétés, ses usages. — Alizarine. — Garance.

2° *Calcul.* Problème 310 (525). — Pour laver une boucherie, on a employé 10 litres d'eau contenant 500 gr. d'acide phénique brut, payé à raison de 1 fr. 80 le kg. d'acide phénique pur. Or, le phénol brut renferme 40 0/0 de phénol pur. Combien l'assainissement de cette boucherie a-t-il coûté ?

Probl. 311 (526). — L'Angleterre reçoit d'Australie des peaux et des os qu'on plonge, avant l'expédition, dans une solution contenant 1/100 d'acide phénique brut. A combien reviendrait 1 mètre cube de cette solution ? Le phénol brut renferme 45 0/0 de phénol pur et est payé à raison de 1 fr. 75 le kg. de phénol pur.

Probl. 312 (527). — On neutralise le venin des serpents, et on guérit rapidement les blessures produites par les insectes venimeux, en versant dans la plaie ouverte, en forme de croix, quelques gouttes d'acide phénique pur, et en lavant ensuite la partie tuméfiée avec un mélange de 5 parties d'acide phénique pour 100 parties d'eau. Il faut avoir soin de dissoudre préalablement le phénol dans le double de son poids d'alcool, afin d'en faciliter la solution dans l'eau. Que coûteraient 2 lit. d'eau ainsi phéniquée, si le phénol pur coûtait 2 fr. le kg. et l'alcool 2 fr. 23 le kg. ?

Probl. 313 (528). — Pendant une épidémie, une maison d'éducation faisait usage d'une solution d'acide phénique dans la proportion de 1 pour 500 d'eau. Chaque personne devait absorber 0 gr. 375 d'acide phénique par jour. Quel poids de la solution devait-elle boire ?

Probl. 314 (529). — 100 de glyco-phénique, recommandé pour l'usage externe par le docteur Déclat, renferment 40 de glycérine $C^3H^8O^3$, 10 d'acide phénique C^6H^6O et 50 d'eau H^2O. Calculer le poids centésimal des corps simples de ce remède.

CHAPITRE XIV

ÉTHERS, LEUR CLASSIFICATION

635. **Définitions.** — Par *éthers*, on entend, en général, des liquides très volatils. Les plus importants présentent en effet ce caractère. On peut les considérer comme les oxydes des radicaux alcooliques ou des combinaisons de ces mêmes radicaux avec les acides oxygénés (N° 528) : ils dérivent des alcools et par là même des carbures d'hydrogène (N° 520-3°).

On retrouve dans leur analyse intermédiaire, surtout dans les éthers composés, moins fixes que les simples, l'acide et l'alcool, espèce de base saline.

Les éthers présentent des caractères qui les rapprochent beaucoup des sels.

On divise les éthers en deux catégories, *simples* et *composés*.

636. **Éthers simples, classification.** — Les éthers simples sont des oxydes des radicaux alcooliques méthyle, éthyle, etc., c'est-à-dire des combinaisons de ces groupes, avec l'oxygène, le chlore, etc. La plupart de ces éthers dérivent des hydracides. Ils se distinguent des éthers composés par leur stabilité.

Voici quelques éthers simples, formés avec les radicaux monoatomiques méthyle, éthyle, etc. (N° 529).

ÉTHERS MÉTHYLIQUES

Chlorure de méthyle ou éther méthyl-chlorhydrique.....	CH^3Cl ; $C^2H^2(HCl)$
Bromure de méthyle ou éther méthyl-bromhydrique.....	CH^3Br ; $C^2H^2(HBr)$
Iodure de méthyle ou éther méthylique..	CH^3I ; $C^2H^2(HI)$
Oxyde de méthyle ou éther méthylique..	$(CH^3)^2O$; $C^2H^2(C^2H^4O^2)$

ÉTHERS ÉTHYLIQUES

Chlorure d'éthyle ou éther chlorhydrique	C^2H^5Cl ; $C^4H^4(HCl)$
Iodure d'éthyle ou éther iodhydrique...	C^2H^5I ; $C^4H^4(HI)$
Oxyde d'éthyle ou éther ordinaire.....	$(C^2H^5)^2O$; $C^4H^4(C^4H^6O^2)$
Sulfhydrate d'éthyle, éther sulfhydrique ou mercaptan.....	$C^2H^5.SH$; $C^4H^4(H^2S^2)$
Etc., etc.	

Les radicaux méthylique, éthylique, etc., se combinent aussi avec les métaux. Une de ces combinaisons les plus importantes est le zinc éthylé :

$(C^2H^5)^2Zn$, form. atom.
$(C^4H^5Zn)^2$, form. en équiv.

C'est un liquide transparent, répandant à l'air des fumées blanches d'une odeur désagréable.

ÉTHERS ÉTHYLÉNIQUES OU DU GLYCOL

Chlorure d'éthylène ou liqueur des Hollandais.....	$C^2H^4Cl^2$; $C^4H^2(HCl)^2$
Éther glycolique ou oxyde d'éthylène...	C^2H^4O ; $C^4H^2(H^2O^2)$

637. **Éthers composés, leur classification.** — Les *éthers composés* comprennent les combinaisons de l'éthyle, du méthyle, etc., avec des acides oxygénés. On pourrait les appeler sels d'éthyle, de méthyle, etc., comme on dit sels de potasse. Les radicaux se substituent à l'hydrogène basique des acides (N° 683); de sorte qu'aux acides monobasiques correspondent des éthers monoalcooliques; aux acides bibasiques, des éthers dialcooliques ; aux acides tribasiques, des éthers trialcooliques. Ces éthers portent même le nom de ces acides. Voici quelques éthers éthyliques composés :

ÉTHERS MONOALCOOLIQUES COMPOSÉS

	Form. atom.	Form. en équiv.
1° Ether azoteux.....	C^2H^5,AzO^2 ;	$C^4H^4(AzO^3,HO)$
2° Ether azotique.....	C^2H^5,AzO^3 ;	$C^4H^4(AzO^5,HO)$
3° Ether acétique neutre...	$C^2H^5,C^2H^3O^2$;	$C^4H^4(C^4H^4O^4)$
Etc., etc.		

ÉTHERS DIALCOOLIQUES COMPOSÉS

1° Ether oxalique neutre ou oxalate neutre d'éthyle.....	$(C^2H^5)^2,C^2O^4$; $(C^4H^4)^2.C^4H^2O^8$
2° Ether sulfurique neutre ou sulfate neutre d'éthyle...	$(C^2H^5)^2,SO^4$;$(C^4H^4)^2S^2O^6,H^2O^2$

RÉSUMÉ

635. On appelle *éthers* des liquides très volatils. Ce sont les oxydes des radicaux alcooliques ou des combinaisons de ces mêmes radicaux avec les acides oxygénés.

Ils se divisent en deux catégories, simples et composés.

636. Les *éthers simples* sont les oxydes des radicaux alcooliques : méthyle, éthyle, etc., c'est-à-dire des combinaisons de ces groupes avec l'oxygène, le chlore, etc. La plupart dérivent des hydracides. Ils se distinguent des éthers composés par une grande stabilité.

637. Les *éthers composés* sont des combinaisons du méthyle, de l'éthyle, etc., avec les acides oxygénés. Ces radicaux se substituent à l'hydrogène basique de l'acide. Ils portent le nom des acides.

92e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 635 à 637). — Éthers, leur classification. — Éthers simples éthers composés : leurs caractères, leurs différences.

2° *Exercices* 12es. — Quelle différence y a-t-il dans les formules de l'éther ordinaire et de l'oxalate d'éthyle; du mercaptan et du sulfate neutre d'éthyle; du chlorure d'éthylène et de l'éther acétique neutre ?

CHAPITRE XV

ÉTHERS SIMPLES

DE QUELQUES ÉTHERS MÉTHYLIQUES SIMPLES

Iº ÉTHER MÉTHYLIQUE

Form. atom.... ..... C^2H^6O ou $(CH^3)^2O$
Form. en équiv..... $C^4H^6O^2$ ou $C^2H^2(C^2H^4O^2)$

638. **Préparation, propriétés.** — Cet éther, connu encore sous le nom d'oxyde de méthyle, dérive de l'alcool méthylique (Nº 378), comme l'éther dérive de l'alcool éthylique. Aussi ces deux composés sont-ils isomères.

On le prépare en distillant 1 partie d'esprit de bois avec 2 parties d'acide sulfurique concentré. Avec de la potasse caustique, on absorbe l'acide carbonique et l'acide sulfureux qui se dégagent dans la réaction.

L'éther méthylique est un gaz incolore, doué d'une odeur d'éther agréable. Il est soluble dans l'eau et dans l'alcool.

IIº CHLOROFORME

Form. atom..... $CHCl^3$
Form. en équiv..... C^2HCl^3

639. **Formation. Propriétés. Usages.** — Le chloroforme est un éther méthylique, car il dérive du chlorure de

méthyle, dans lequel 2 atomes d'hydrogène sont remplacés par 2 atomes de chlore.

Il se produit sur l'action du chlore par le méthane (N° 535). On le prépare en distillant un mélange d'esprit de bois ou d'alcool ordinaire avec du chlorure de calcium.

Le chloroforme est un liquide incolore très mobile, doué d'une odeur agréable. L'alcool et l'éther le dissolvent. Il bout à 60°. Sa densité égale 1, 48. Le chloroforme est le dissolvant par excellence des corps gras, résineux, en général des composés riches en carbone. Il dissout aussi l'iode, le soufre, le phosphore.

Anesthésique par excellence, cet éther a rendu et rend les plus grands services à la médecine et à la chirurgie.

DE QUELQUES ÉTHERS ÉTHYLIQUES SIMPLES

I° ÉTHER CHLORHYDRIQUE

Form. atom..... C^2H^5Cl
Form. en équiv..... $C^4H^4(HCl)$

640. **Formation et propriétés.** — Ce composé, nommé aussi *chlorure d'éthyle*, qu'on pourrait appeler chlorhydrate d'éthylène, prend naissance :

1° De l'union directe de l'acide chlorhydrique avec l'éthylène (Berthelot) :

Form. atom..... $C^2H^4 + HCl = C^2H^5Cl$
Form. en équiv. $C^4A^4 + HC = C^4H^4(HCl)$ } *éther chlorhydrique.*

2° De l'action du chlore sur l'hydrure d'éthyle :

Form. atom..... $C^2H^6 + Cl^2 = HCl + C^2H^5Cl$
Form. en équiv. . $C^4H^6 + Cl^2 = HCl + C^4H^4(HCl)$ } *éther chlorhydrique.*

3° De l'action de l'acide chlorhydrique sur l'alcool :

Form. atom.. $C^2H^5OH + HCl = H^2O + C^2H^5Cl$
Form. en équ. $C^4H^4(H^2O^2) + HCl = H^2O^2 + C^4H^4(HCl)$ } *éther chlorhydrique.*

On peut le préparer en chauffant doucement dans une cornue 2 parties de chlorure de sodium, 1 d'alcool et 1 d'acide sulfurique. Lavé d'abord dans de l'eau tiède, l'éther gazeux est

desséché dans un tube en U contenant du chlorure de calcium

Au-dessous de 11°, l'éther chlorhydrique est liquide ; car il bout à ce degré. Son odeur est forte et agréable. Il brûle avec une flamme présentant les bords verts.

IIº ÉTHER IODHYDRIQUE

Form. atom..... C^2H^5I
Form. en équiv..... $C^4H^4(HI)$

641. **Formation et propriétés.** — Nommé quelquefois iodure d'éthyle, iodhydrate d'éthylène, cet éther prend naissance :

1° Par l'action de l'éthylène sur l'acide iodhydrique (Berthelot) :

Form. atom.... $C^2H^4 + HI = C^2H^5I$
Form. en équiv. $C^4H^4 + HI = C^4H^4(HI)$ } *éther iodhydrique.*

2° Par l'action de l'iode et du phosphore sur l'alcool (A. Naquet) :

On prépare ce composé en faisant digérer, pendant deux jours, 6 parties d'alcool, 10 parties d'iode et 1 de phosphore rouge. Par la distillation on obtient un produit qu'on mélange avec de l'eau : l'éther se précipite sous forme d'huile.

Liquide incolore lorsqu'il est récemment préparé, l'éther iodhydrique se colore en rose à la lumière diffuse et en rouge à la lumière solaire. Son odeur est alliacée. Il ne se dissout pas dans l'eau.

Par double décomposition, l'éther iodhydrique échange facilement son iode :

$C^2H^5I + AgAzO^3 = AgI + C^2H^5,AzO^3$, form. atom.
$C^4H^4(HI) + AgO,AzO^5 = AgI + C^2H^4,AzO^5,HO$, form. en équiv.

Il y a formation d'un iodure insoluble et d'un éther composé. M. Wurtz profite de ces propriétés pour préparer les hésert.

IIIº ÉTHER ORDINAIRE

Form. atom..... $C^4H^{10}O$ ou $(C^2H^5)^2O$
Form. en équiv..... $C^8H^{10}O^2$ ou $C^4H^4(C^4H^6O^2)$

642. **Historique.** — C'est l'*oxyde d'éthyle* qu'on appelle

aussi *éther* ou improprement *éther sulfurique*. Il fut découvert au seizième siècle par Valérius Cordus. Gay-Lussac, Dumas, Liebig, Williamson, etc., l'ont étudié et ont fait connaître ses propriétés.

643. **Théorie de l'éthérification.** — L'éthérification consiste à déshydrater l'alcool. Elle s'opère sous l'influence de l'un des composés suivants : acides sulfurique, phosphorique, arsénique, chlorhydrique, iodhydrique, bromhydrique ; des sulfates, chlorures, iodures, bromures, etc.

M. Williamson a reconnu, le premier, que 2 molécules

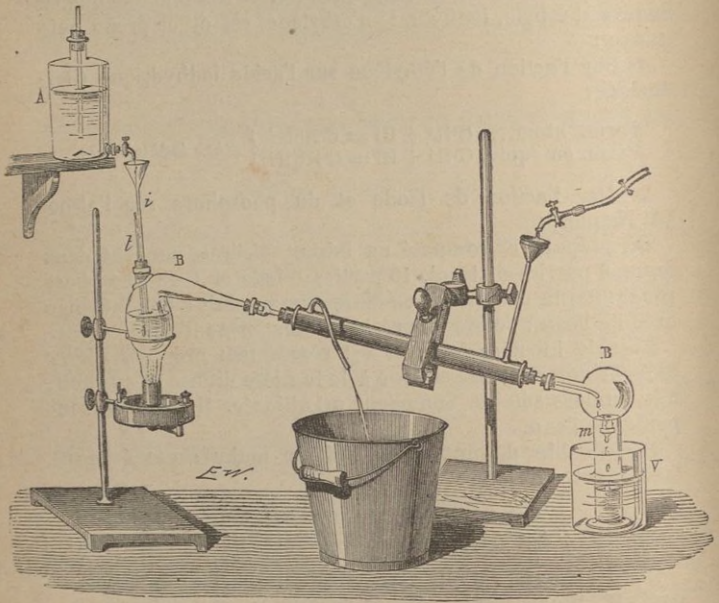


Fig. 292. — Appareil pour la préparation de l'éther dans le laboratoire.

A, vase contenant de l'absolu ; BB, appareil distillatoire ; V, vase rempli d'eau froide ; *m*, éprouvette ; *i*, entonnoir à longue tige ; *t*, thermomètre.

d'alcool sont nécessaires pour former une molécule d'éther.

Form. atom..... $2(C^2H^5,OH) = H^2O + (C^2H^5)^2O$
Form. en équiv. $2(C^4H^4(H^2O^2) = H^2O^2 + C^4H^4(C^4H^6O^2)$ } *éther ordinaire.*

Cet illustre chimiste affirme que l'éthérification se produit en deux phases. Dans la 1re une molécule d'alcool en contact avec une molécule d'acide sulfurique donne naissance à de l'eau et à de l'acide éthylsulfurique, qu'on appelle aussi acide sulfovinique :

Form. at. $C^2H^5,OH + SO^3,H^2O = HO + C^2H^5,SO^3,OH$ } *acide sul-*
F. en éq. $C^4H^4(H^2O^2) + 2(SO^3,HO) = H^2O^2 + C^4H^4(SO^3,HO)^2$ } *fovinique.*

Dans la 2e phase, une autre molécule d'alcool réagissant sur l'acide sulfovinique, il y a formation d'éther et d'acide sulfurique qui est ainsi régénéré :

$C^2H^5,SO^3.HO + C^2H^5.OH = SO^3,H^2O + (C^2H^5)^2O$ } *éther ordi-*
$C^4H^4(SO^3,HO)^2 + C^4H^4(H^2O^2) = 2(SO^3,HO) + C^4H^4(C^4H^6O)^2$ } *naire.*

644. **Préparation.** — On le prépare, en chauffant dans la cornue B un mélange de 10 parties d'acide sulfurique con-

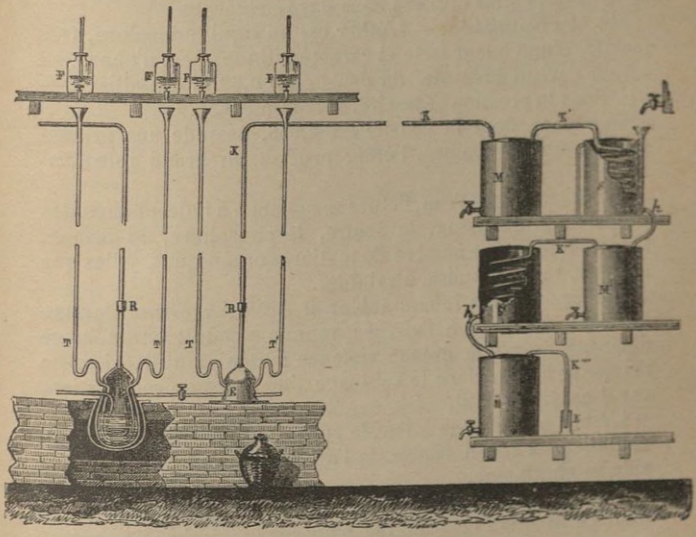


Fig. 293. — Appareil pour la fabrication industrielle de l'éther ordinaire.

centré, 5 parties d'alcool absolu et 2 parties d'eau. Il faut prendre toutes les précautions pour que la température du mélange reste a 140° : c'est dans ce but qu'on y place un

thermomètre *t*. Par l'entonnoir *i*, on fait arriver un filet d'alcool absolu dans la cornue au moyen du flacon A. Des vapeurs d'alcool, d'éther et d'eau se condensent en B, arrosé par un filet d'eau. Sans cesse, il se forme de l'acide sulfurique qui est sans cesse décomposé ; de sorte que l'acide sulfurique se régénère. Pendant 24 heures, on fait digérer le mélange obtenu par de la chaux caustique : l'éther vient à la surface de la liqueur alcaline : il reste à le laver. On le dessèche par le chlorure de calcium, et on le rectifie au bain-marie sur le sodium.

645. **Préparation industrielle.** — En grande quantité, l'éther se prépare dans des appareils semblables à celui fig. 293.

On met l'acide sulfurique dans des vases de plomb en forme de toupie E, placés dans une grande chaudière en fonte. On les chauffe avec de la vapeur qui circule tout autour des vases. L'alcool y descend des flacons F par les tubes T. Par d'autres tubes R, K, les vapeurs éthérées vont se condenser dans une série de serpentins disposés dans des réfrigérants.

646. **Propriétés.** — L'éther est un liquide incolore, très mobile, d'une odeur forte et caractéristique ; âcre d'abord, sa saveur devient brûlante. Sa densité est 0,73. Il cristallise à — 31°. Sous la pression ordinaire, il bout à 34°, 5.

Sa vapeur, dont la densité est 2,565, possède une grande tension. En s'évaporant, l'éther produit un grand refroidissement.

Peu soluble dans l'eau, l'éther se mélange à l'alcool en toutes proportions. Il dissout le soufre, le phosphore, le brome, l'iode, et un grand nombre de matières organiques, telles que graisses, résines, huiles, alcaloïdes.

L'éther est très inflammable ; il brûle avec une flamme blanche. Mélangée à l'air, sa vapeur produit un mélange détonant avec une grande violence : aussi faut-il éviter de manier ce liquide dans le voisinage d'un corps en combustion, car il est très volatil.

L'éther se mélange à l'acide sulfurique ; à 120° il entre en ébullition ; à 150 il dégage de l'acide sulfureux ; à 180° le résidu se charbonne.

En vertu de son pouvoir dissolvant, l'éther est employé pour l'extraction et l'analyse d'un grand nombre de composés organiques : alcaloïdes, matières grasses, etc. C'est un anesthésique utilisé dans certaines opérations chirurgicales.

Exp. 594. Introduire 50 gr. d'alcool dans un verre ; puis y verser un filet d'acide sulfurique ; agiter le mélange : l'odeur de l'éther s'accusera.

595. Placez une goutte d'éther sur la paume de la main, ou trempez le doigt dans ce liquide : vous éprouverez une sensation de froid, causée par la vaporisation rapide de l'éther.

596. Faites respirer l'éther, et brûlez-en une petite quantité.

597. Approchez d'une bougie allumée un copeau de bois que vous aurez plongé dans l'alcool; puis présentez à la flamme un copeau que vous aurez trempé dans l'éther. Plus riche en carbone que l'alcool, l'éther donnera une flamme plus éclairante.

598. Introduisez un peu d'éther au fond d'un verre à pied; suspendez ensuite au-dessus un fil de platine tourné en spirale que vous aurez chauffé; faites en sorte que le fil arrive à une petite distance du liquide : la spirale entrera dans une vive incandescence et mettra le feu à l'éther.

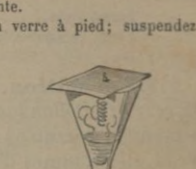


Fig. 294. — Platine porté à l'incandescence par la vapeur d'éther.

599. Agitez un mélange par parties égales d'alcool et d'éther rectifié; étendez le mélange de deux fois son volume d'eau, faites-y dissoudre une matière odorante : l'éther l'entraînera. Au moyen d'une pipette, enlevez l'éther et abandonnez-le à l'évaporation spontanée dans une capsule de porcelaine : l'odorat saisira sûrement la nature de la substance dans le résidu.

IV° ÉTHER SULFHYDRIQUE

Form. atom..... $C^2H^5.SH$,
Form. en équiv..... $C^4H^4(H^2S^2)$,

647. **Formation et propriétés.** — C'est le *mercaptan* ou *sulfhydrate d'éthyle*. Il prend naissance :

1° Dans la réaction du chlorure d'éthyle sur les sulfhydrates alcalins (A. Naquet) ;

2° Dans la réaction de l'azotate d'éthyle sur le sulfhydrate d'ammoniaque (idem).

On prépare le mercaptan en traitant l'alcool par l'acide sulfurique ; on y ajoute un excès de potasse ; on sépare le sulfate potassique formé : il ne reste plus qu'à saturer la liqueur par l'acide sulfhydrique et à distiller.

Le mercaptan est un liquide incolore, fétide, mobile ; il bout à 63°. Il est peu soluble dans l'eau ; il se dissout bien dans l'alcool et l'éther. Lui-même dissout le phosphore, l'iode, le soufre.

DE QUELQUES ÉTHERS ÉTHYLÉNIQUES SIMPLES

I° CHLORURE D'ÉTHYLÈNE

Form. atom..... $C^2H^4Cl^2$
Form. en équiv..... $C^4H^2(HCl)^2$

648. **Formation. Propriétés.** — Cet éther s'appelle aussi *liqueur des Hollandais*, *glycol dichlorhydrique*, etc. Il se forme lentement lorsqu'on fait passer, dans une éprouvette, sous l'eau, des volumes d'éthylène et de chlore.

C'est un composé huileux, douceâtre, d'odeur éthérée, presque insoluble dans l'eau. Il dissout le phosphore.

Il brûle avec une flamme verte fuligineuse et produit de l'acide chlorhydrique.

Le potassium le décompose.

Exp. 600. Préparez du chlore (Exp. 138) que vous ferez dégager sous l'eau dans une grande éprouvette. Lorsque le quart de l'eau de l'éprouvette sera descendue, faites-y arriver un volume égal d'ethylène (Exp. 537).

601. Chauffez doucement du chlorure d'éthylène dans une solution alcoolique de potasse. Une vive réaction se produit :

$$C^2H^4Cl^2 + KHO = H^2O + KCl + C^2H^3Cl, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^4Cl^2 + KO,HO = 2HO + KCl + C^4H^3Cl, \text{ form. en équiv.}$$

602. Recueillez sur l'eau l'éthylène chloré qui se dégage (Exp. 590) et enflammez-le avec une bougie : vous remarquerez une flamme verte sur les bords.

603. Faites arriver, sur l'éthylène chloré C^2H^3Cl, un dégagement de chlore, il se formera d'autres produits chlorés, entre autres du chloroforme (N° 535).

II° ÉTHER GLYCOLIQUE

Form. atom..... C^2H^4O
Form. en équiv..... $C^4H^2(H^2O^2)$

649. **Propriétés.** — L'éther glycolique est désigné aussi sous le nom d'*oxyde d'éthylène*. C'est le glycol moins les éléments de l'eau (N° 598); il est isomorphe de l'aldéhyde. On le prépare avec le glycol monochlorhydrique.

L'oxyde d'éthylène est un liquide incolore, d'une odeur éthérée, très soluble dans l'eau. Sa densité est 0,894. Il bout entre 13° et 14°. Comme c'est un composé incomplet, il s'hydrate et repasse à l'état de glycol, lorsqu'il est en contact avec l'eau. Doué de propriétés basiques, l'éther glycolique se combine facilement; il déplace même certains oxydes.

RÉSUMÉ

638. L'*éther méthylique* ou oxyde de méthyle est un gaz incolore d'une odeur agréable. Il dérive de l'alcool méthylique avec lequel on le prépare.

639. Le *chloroforme* est un éther liquide, incolore, très mobile, doué d'une odeur agréable. Il dérive de l'alcool méthylique ; aussi le prépare-t-on avec l'esprit de bois ou même avec l'alcool ordinaire. C'est l'anesthésique par excellence.

640. L'*éther chlorhydrique* ou chlorure d'éthyle est liquide au-dessous de 11°. Il peut se former directement en combinant l'éthylène avec l'acide chlorhydrique. On le prépare en chauffant du chlorure de sodium, de l'alcool et de l'acide sulfurique.

641. L'éther *iodhydrique*, appelé aussi iodure d'éthyle, est un liquide incolore lorsqu'on l'a récemment préparé. M. Berthelot l'a formé par l'action de l'éthylène sur l'acide iodhydrique.

642. L'*éther ordinaire* ou oxyde d'éthyle a été découvert au seizième siècle par Valérius Cordus.

643. L'*éthérification* consiste à déshydrater l'alcool : 2 molécules d'alcool sont nécessaires pour former 1 molécule d'éther.

644. On prépare l'éther en chauffant dans une cornue de l'acide sulfurique, de l'alcool et de l'eau.

645. La préparation industrielle de l'éther se fait de la même manière, mais dans de grands appareils.

646. L'éther est un liquide incolore, doué d'une odeur forte et caractéristique. Il est très inflammable. Mélangée à l'air, sa vapeur détone avec violence. C'est un dissolvant remarquable.

647. L'*éther sulfhydrique*, appelé aussi *mercaptan*, prend naissance lorsque le chlorure d'éthyle réagit sur les sulfhydrates alcalins. C'est un liquide incolore, mobile, doué d'une odeur fétide.

648. Le *chlorure d'éthylène* ou *liqueur des Hollandais* se forme lorsqu'on fait passer dans une éprouvette des volumes égaux d'éthylène et de chlore. C'est un composé huileux, douceâtre, qui brûle.

649. L'*éther glycolique* ou *oxyde d'éthylène* est un liquide incolore, d'une odeur éthérée ; il est très soluble dans l'eau.

93e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 638 à 649.) — Éther méthylique. — Chloroforme. — Éther chlorhydrique. — Éther iodhydrique. — Théorie de l'éthérification. — Éther ordinaire, propriétés. — Mercaptan. — Liqueur des Hollandais.

2° *Calcul.* Problème 315. — Combien faut-il de litres d'alcool pour produire 20 litres d'éther (n° 643) ? On suppose qu'il n'y a pas de perte.

CHAPITRE XVI

DES ÉTHERS DE LA GLYCÉRINE OU GLYCÉRIDES

650. **Nomenclature.** — Ces éthers sont désignés par le nom seul de l'acide ; la terminaison *ique* est remplacée par *ine:* acide stéarique, stéarine.

La glycérine, étant triatomique, peut former trois sortes d'éthers.

Si, par la proportion du mélange, on ne met qu'une molécule d'acide monobasique en présence de la glycérine, on formera un éther *mono.* Deux ou trois atomes du même acide donneront un éther *di* ou *tri.* Ainsi l'acide acétique et la glycérine produisent les *acétines* suivantes :

Form. atom. $C^2H^4O^2 + C^3H^8O^3 = C^5H^8O^2.(OH)^2 + H^2O$
Form. en éq. $C^4H^4O^4 + C^6H^8O^6 = C^{10}H^6O^4(H^2O^2)^2 + 2HO$ } *monoacétine*

Form. atom. $2C^2H^4O^2 + C^3H^8O^3 = C^7H^{11}O^4.(OH) + 2H^2O$
Form. en éq. $2C^4H^4O^4 + C^6H^8O^6 = C^{14}H^{10}O^8(H^2O^2) + 4HO$ } *diacétine*

Form. atom... $3C^2H^4O^2 + C^3H^8O^3 = C^9H^{14}O^6 + 3H^2O$
Form. en éq... $3C^4H^4O^4 + C^6H^8O^6 = C^{18}H^{14}O^{12} + 6HO$ } *triacétine*

On obtiendrait un très grand nombre de ces éthers, en chauffant la glycérine avec les hydracides, les oxacides.

GLYCÉRIDES NATURELS ou CORPS GRAS

651. **Généralités. Leurs éthers constituants.** — Par corps gras, on entend des produits organiques, non azotés, pauvres en oxygène, riches en carbone et en hydrogène.

Ils sont bien connus par l'usage; l'huile alimente nos lampes, le beurre assaisonne nos mets; la graisse, le suif et la cire nous donnent des bougies et des chandelles.

Éminemment combustibles, leur combinaison avec l'oxygène de l'air s'opère toujours avec dégagement de chaleur et quelquefois de lumière.

Au-dessus de 250°, la chaleur les décompose, et leur donne une odeur âcre, due à un produit nommé *acroléine*. Ils rancissent au contact de l'air.

Lorsqu'on s'enduit les doigts avec un corps gras, on éprouve une onctuosité particulière.

Les corps gras frottés sur le papier, les vêtements, le bois, les pierres, produisent des taches persistantes qu'on enlève avec l'argile, la terre de pipe et surtout avec les alcalis faibles, l'éther et la benzine, vrais dissolvants des graisses.

Les corps gras sont des mélanges, en proportions diverses, des quatre principes immédiats : la *stéarine*, la *margarine*, l'*oléine*, la *palmitine*.

	Form. atom.	Form. en équiv.
Éther tristéarique : *stéarine*.....	$C^3H^5(C^{18}H^{35}O^2)^3$;	$C^6H^2(C^{36}H^{36}O^4)^3$
Éther trimargarique : *margarine*	$C^3H^5(C^{17}H^{33}O^2)^3$;	$C^6H^2(C^{34}H^{34}O^4)^3$
Éther triolénique : *oléine*.....	$C^3H^5(C^{16}H^{31}O^2)^3$;	$C^6H^2(C^{32}H^{32}O^4)^3$
Éther tripalmitique *palméine*...	$C^3H^5(C^{16}H^{31}O^2)^3$;	$C^6H^2(C^{32}H^{32}O^4)^3$

652. **Stéarine.** — La stéarine est un éther solide à la température ordinaire : elle fond à 63°. Grasse au toucher, elle ne possède ni odeur ni saveur. Elle est insoluble dans l'eau, peu soluble dans l'alcool ; l'éther bouillant la dissout.

La *stéarine* abonde dans les corps gras solides, entre autres dans le suif de mouton et de bœuf.

653. **Margarine.** — La *margarine*, éther de la glycérine, n'a pu être isolée à l'état de pureté. Elle se rencontre dans les matières grasses avec l'oléine, la stéarine, particulièrement dans le saindoux, la graisse de l'homme.

Des chimistes l'ont extraite du vieux fromage par l'alcool bouillant.

D'après Heintz, l'acide margarique est un mélange d'acide palmitique et d'acide stéarique.

654. **Oléine.** — *L'oléine*, éther glycérique, existe dans les corps gras; elle prédomine dans les corps liquides, entre autres dans les huiles. A la température ordinaire, l'oléine est liquide. Insoluble dans l'eau, elle se dissout dans l'alcool absolu et dans l'éther.

655. **Palmitine.** — La *palmitine* existe particulièrement dans l'huile de palme, dans la cire du Japon. Elle est fusible à 46°.

D'après l'opinion de Heintz (N° 653), la palmitine existerait dans toutes les substances où l'on admet l'existence de la margarine.

656. **Acides gras.** — Sous l'action de l'eau et de la chaleur, d'un oxyde métallique et surtout des alcalis, les corps gras se dédoublent en glycérine et en acides suivants :

	Form. atom.	Form. en équiv.
Acide stéarique.....	$C^{18}H^{36}O^2$;	$C^{36}H^{36}O^4$
Acide margarique	$C^{17}H^{34}O^2$;	$C^{34}H^{34}O^4$
Acide oléique	$C^{18}H^{34}O^2$;	$C^{36}H^{34}O^4$
Acide palmitique.....	$C^{16}H^{32}O^2$;	$C^{32}H^{32}O^4$

Dans la saponification, ces acides se combinent avec la base employée, soit soude, soit potasse, etc. (N° 658).

Exp. 604. Pour extraire la graisse du tissu adipeux, on emploie plusieurs procédés. Le plus commun et le plus ancien consiste à couper le tissu gras en petits morceaux, et à le chauffer modérément dans une marmite. Essayez-le.

605. Chauffez dans de l'eau, acidulée par quelques gouttes d'huile de vitriol, le tissu adipeux dont vous voulez extraire la graisse. Quand vous estimerez la cuisson suffisante, laissez refroidir : la graisse se figera à la surface du bain.

606. Voici le meilleur procédé : dans une chaudière à double fond, on met 200 parties d'eau, 1 de carbonate de soude et 150 de suif. Le fond du dessous étant percé, on chauffe avec de la vapeur qui se perd, le tissu gonfle, la matière grasse se sépare, et vient surnager à la surface.

607. Jetez un peu de graisse sur des charbons ardents. Allumez une chandelle et une bougie. Enduisez des mèches : une avec de l'huile, une autre avec de la graisse, une troisième avec du beurre, et faites-les brûler.

608. Après s'être graissé les mains avec de l'huile, du beurre ou de la graisse, essayer de se laver avec de l'eau seule.

SAVONS

657. **Saponification.** — A proprement parler, les savons sont les sels des acides gras. En effet, sous l'action de la chaleur et de l'eau, les matières grasses se dédoublent : leurs acides se combinent avec l'alcali ; la glycérine est mise en

liberté. Il se forme un sel de potassium, ou de sodium ou de chaux, etc. Avec un sel de soude, par exemple, on a l'équation suivante :

$C^3H^5(O.C^{18}A^{35}O)^3 + 3NaOH = C^3H^5(OH)^3 + 3C^{18}H^{35}O.NaO$, form. at.
$C^6H^2(C^{36}H^{36}O^4)^3 + 3NaO,HO = C^6H^2(H^2O^2)^3 + 3C^{36}H^{35}O^2,NaO^2$, for. éq.

Telle est la *saponification* des matières grasses.

658. **Fabrication.** — La fabrication du savon commence par l'apprêt des lessives caustiques, qui se font dans des cuves à double fond. Sur le premier fond, percé de trous, on place un lit de paille : au-dessus, on introduit un mélange de 1 partie de carbonate de soude grossièrement pulvérisé, mélangé à 3 parties de chaux éteinte, renfermant 30 p. 100 d'eau. On fait arriver de l'eau jusqu'à ce qu'elle s'élève à 10 centimètres au-dessus de tout cela. Après quelques heures, on soutire cette lessive, qui est très concentrée. Mais, pour tirer profit de toute la soude, on fait d'autres lessives, qui évidemment sont moins concentrées.

La saponification s'opère en portant à l'ébullition un mélange d'huile et de lessive peu concentrée. Le refroidissement donne un savon qui contient trop d'eau : pour l'en débarrasser, on recommence l'opération avec une lessive très concentrée ; on termine par une lessive chargée de sel marin.

Les savons à base de soude sont durs ; ceux à base de potasse sont mous. On les marbre par quelques traces de fer.

659. **Usages.** — L'action du savon est due à un excès d'alcali qu'ils contiennent ; c'est en vertu de cette base, affaiblie par les corps gras, que les savons agissent sur les tissus sans les altérer, et rendent miscibles à l'eau les corps gras eux-mêmes et les impuretés avec lesquels ils se combinent. Plus alcalins que le savon blanc, qui est susceptible de renfermer une grande proportion d'eau, les savons marbrés sont employés pour blanchir les tissus forts. Le blanc convient mieux pour le blanchiment de la mousseline, de la soie et de la laine.

Les savons à base de plomb, de cuivre, de mercure, sont insolubles, et n'ont d'emploi qu'en médecine. On fait aussi des savons de résine. En Angleterre, l'introduction de l'argile et de la silice dans les savons est assez commune. On en a fabriqué à Paris qui contenaient jusqu'à 74 p. 100 de sable fin.

Exr. 609. Chauffez, dans une marmite, quelque reste d'huile, que vous aurez introduit dans une lessive caustique de potasse ; décantez et recommencez deux ou trois fois la même opération : vous aurez du savon mou.

610. Mélangez une dissolution de savon ordinaire avec une dissolution de sulfate de fer : vous obtiendrez un savon de fer insoluble.

611. Dissolvez du savon ordinaire, dans un verre d'eau distillée ou d'eau de pluie. La dissolution étant alcaline, le papier de tournesol y rougit.

612. Dans une partie de la dissolution précédente, versez une eau chargée de craie : vous verrez des grumeaux.

613. Avec l'autre partie de la liqueur, faites des bulles de savon, au moyen d'une pipe.

Arrivé ici, faites le 94e *Devoir.*

BOUGIES

660. **Fabrication.** — Les bougies de cire et de blanc de baleine se fabriquent, en versant la matière liquide dans des moules où sont tendues les mèches.

La fabrication des bougies stéariques est plus complexe ; il faut



Fig. 295. — Cuves pour la saponification du suif au moyen de la chaux.

saponifier les graisses, isoler l'acide stéarique qui doit seul composer la bougie stéarique. A cet effet, on introduit du suif dans une grande cuve en bois (fig. 295), chauffée à la vapeur.

La fusion du suif opérée, on ajoute, tout en agitant, de la

chaux qui se combine avec les acides gras : la glycérine reste en solution dans l'eau, qu'on soutire.

Pour séparer la chaux des acides, on traite ce savon calcaire par l'acide sulfurique.

Les acides gras sont lavés avec de l'eau acidulée ; puis on les

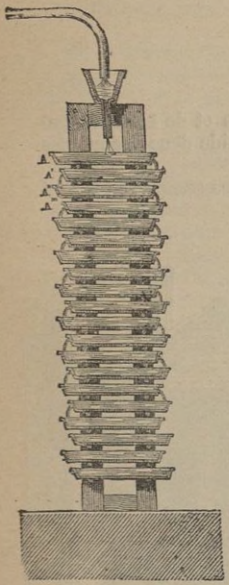


Fig. 296. — Appareil pour le carrelage des acides gras en pains.

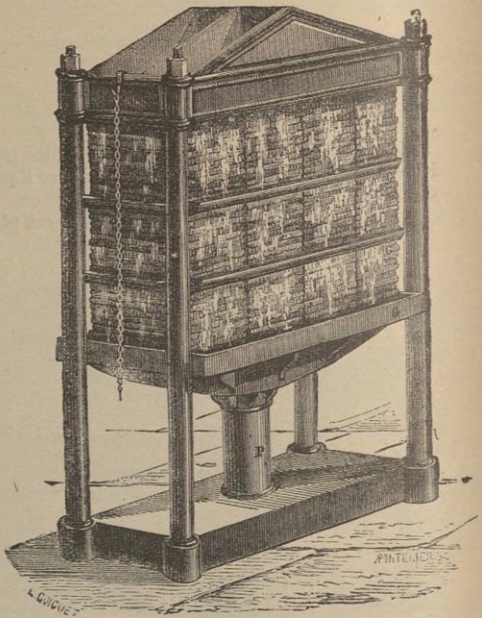


Fig. 297. — Presse pour séparer l'acide oléique de l'acide stéarique.

lave à l'eau chaude. Enfin, on les fait couler dans l'appareil (fig. 296) : ils cristallisent dans des moules en fer.

Les acides sont ensuite introduits dans des sacs, qu'on soumet à une presse hydraulique (fig. 297).

Débarrassé de l'acide oléique, qui coule, l'acide stéarique reste solide.

Après avoir lavé de nouveau les acides stéarique et margarique, seuls employés à la fabrication des bougies, on procède au coulage dans des moules où sont disposées des mèches tressées et enduites d'acide borique (fig. 298).

Sorties des moules, les bougies sont mises sur un pré où elles

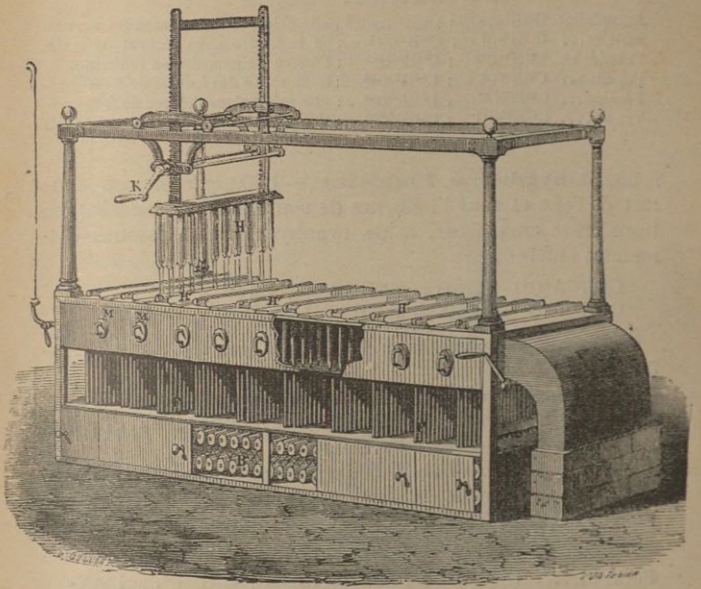


Fig. 298. — Moulage des bougies.

se blanchissent ; puis, pour leur donner du lustre, on les frotte avec un peu d'eau-de-vie.

Exp. 614. Faites remarquer que, dans la combustion d'une bougie, la mèche se courbe et se mouche par la flamme. Cette propriété est due à l'acide borique, qui, en se vitrifiant par la chaleur, fait courber la mèche.

GLUCOSIDES

661. **Généralités.** — Ces substances sont des produits naturels, qui prennent naissance par l'action des acides sur différents corps. En absorbant de l'eau, elles se dédoublent en alcools et en acides. Quelques chimistes les regardent

comme des éthers hexatomiques. En voici quelques-uns :

	Form. atom.	Form. en équiv.	
Amygdaline.	$C^{20}H^{27}AzO^{11}$;	$C^{40}H^{27}AzO^{22}$	: elle existe dans les amandes amères.
Salicine...	$C^{13}H^{18}O^{7}$;	$C^{26}H^{18}O^{14}$	: on la trouve dans l'écorce de saule.
Phloridzine	$C^{21}H^{24}O^{10}$;	$C^{42}H^{24}O^{20}$	: l'écorce de pommier en renferme.
Populine..	$C^{20}H^{22}O^{8}$;	$C^{40}H^{22}O^{16}$	: on la retire des feuilles de tremble.
Fraxine...	$C^{27}H^{30}O^{17}$,	$C^{54}H^{30}O^{34}$	: elle existe dans l'écorce de frêne.
Tannin....	$C^{27}H^{22}O^{17}$;	$C^{54}H^{22}O^{34}$	: il abonde dans l'écorce de chêne, la noix de galle.

662. **Amygdaline. Émulsine.** — L'*amygdaline*, au contact de l'eau et sous l'influence de son ferment l'*émulsine*, se transforme en glucose, acide cyanhydrique et essence d'amandes amères :

$$C^{20}H^{27}AzO^{11} + 2H^{2}O = 2C^{6}H^{12}O^{6} + CAzH + C^{7}H^{6}O$$
$$C^{40}H^{27}AzO^{22} + 4HO = 2C^{12}H^{12}O^{12} + C^{2}AzH + C^{14}H^{6}O^{2}$$

Le même dédoublement s'opérerait par les acides étendus.

L'*émulsine* est un ferment azoté, analogue à la *diastase* (N° 614) et à la *pepsine* (N° 804). Elle est, comme l'amygdaline, renfermée dans les amandes amères.

663. **Salicine.** — La salicine se retire, par l'eau bouillante, de l'écorce de saule. Après avoir fait digérer cette liqueur par la litharge, on filtre et on évapore. Sous l'influence de l'émulsine, la salicine se dédouble en glucose et saligénine :

Form at..... $C^{13}H^{18}O^{7} + H^{2}O = C^{7}H^{8}O^{2} + C^{6}H^{12}O^{6}$, } *sali-*
Form. en éq. $C^{26}H^{18}O^{14} + 2HO = C^{14}H^{8}O^{4} + C^{12}H^{12}O^{12}$, } *génine.*

Exp. 615. Faites bouillir de l'écorce de saule. Concentrez la liqueur par l'évaporation. Laissez digérer le résidu pendant 24 heures, avec du massicot en poudre. Évaporez ensuite jusqu'à consistance sirupeuse. Au bout de quelques jours, la salicine se précipite. Purifiez par diverses cristallisations : elle est blanche en forme d'aiguilles prismatiques.

TANIN ou ACIDE TANNIQUE

664. **État naturel. Préparation.** — Ce principe immédiat est très répandu dans le règne végétal. Beaucoup d'arbres le renferment dans leur écorce, leurs jeunes rameaux ou leurs feuilles; tels sont le chêne, le bouleau, l'orme, le hêtre, le sumac, le chataignier, etc. On le trouve aussi dans les racines de tormentille, de bistorte ; les cônes du cyprès, du pin ; les

fleurs du rosier, du grenadier, les excroissances ou *galles* qui se produisent sur le chêne.

Les pays étrangers nous l'envoient sous forme d'extraits de cachou, de kino, d'acacia, etc.

On prépare l'acide tannique en épuisant la noix de galle par l'éther. A cet effet, après avoir bouché une allonge avec du coton, on y introduit de la noix de galle en poudre. On la place dans une carafe et on y verse par-dessus une couche d'éther. Après 24 heures, on constate dans la carafe deux couches : au fond une couche sirupeuse et jaunâtre d'acide tannique : une au-dessus colorée en vert, c'est l'éther, tenant en dissolution de l'acide tannique.

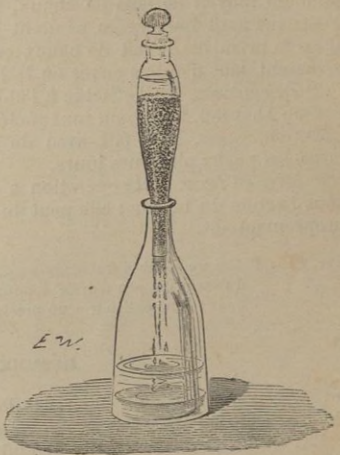


Fig. 209. — Appareil pour l'extraction de l'acide tannique.

Renfermant l'élément azote et produisant de l'acide cyanhydrique, ce composé aurait pu trouver sa place dans la série cyanique.

665. **Propriétés.** — Le tannin se présente sous forme en masse spongieuse, douée d'une saveur fortement astringente, très soluble dans l'eau.

Il réduit les sels ferriques, cuivriques, mercuriques et argentiques. Au contact de l'air, sa solution forme avec les sels ferriques un précipité noir bleuâtre.

Ce caractère est si tranché qu'on peut avec une noix de galle déceler le fer dans une dissolution : il s'en fait une application commune dans la fabrication de l'encre.

Une dissolution de tanin précipite aussi les matières animales, gélatine, albumine, etc. Il forme avec ces substances des combinaisons imputrescibles : c'est le principe du tannage.

TANNAGE DES PEAUX

606. **Opérations.** — 1° *Pelanage.* On élimine l'épiderme et les poils au moyen de laits de chaux, renfermés dans cinq bassins ; les peaux sont immergées pendant huit jours dans chaque cuve : dans la première le lait de chaux est faible ; on les place successivement dans d'autres cuves où le lait de chaux est plus fort.

2° *Débourrage.* On l'effectue à l'aide d'un couteau rond : posées sur un chevalet, les peaux sont râclées, puis lavées.

3° *Gonflement.* Il se fait avec du tan aigri appelé *jusée :* on y laisse les peaux plusieurs jours.

4° *Mise en fosse.* Cette opération a pour but de mettre les peaux sous l'action du tannin ; elle peut durer deux ans, c'est le tannage proprement dit.

Exp. 615. Battez un blanc d'œuf dans un peu d'eau, et filtrez la liqueur. Introduisez-y un peu d'acide tannique ou de la poussière de noix de galle : vous obtiendrez un précipité.

RÉSUMÉ

650. Les *glycérides* ou éthers de la glycérine sont désignés par le nom seul de l'acide terminé par *ine :* stéarine, oléine, etc.

651. Les *corps gras* sont des produits organiques, riches en carbone et hydrogène. Ce sont des mélanges en proportions diverses des quatre principes : stéarine, margarine, oléine et palmitine.

652. La *stéarine* est un éther de la glycérine. A la température ordinaire, elle est solide.

653. La *margarine*, d'après Heintz, ne serait qu'un mélange d'acide palmitique et d'acide stéarique.

654. L'*oléine*, éther de la glycérine, prédomine dans les corps gras liquides, l'huile, par exemple.

655. La *palmitine* fait partie essentielle de l'huile de palme.

656. Sous l'action de la chaleur, de l'eau et des alcalis, les corps gras se dédoublent en glycérine et en acide.

657. La *saponification* consiste dans le dédoublement des corps gras en glycérine et en acide.

658. On fabrique le savon en portant à l'ébullition un mélange d'huile et de *lessive caustique*. Cette lessive est un mélange de carbonate de soude, de chaux éteinte et d'eau.

659. L'action du savon est due à un excès d'alcali. C'est en vertu de cette base affaiblie par les corps gras, que les savons rendent miscibles à l'eau, les corps gras eux-mêmes et les impuretés des tissus.

660. Pour fabriquer les *bougies*, il faut saponifier les graisses, isoler l'acide stéarique.

661. Les *glucosides* sont des produits naturels, qui prennent naissance par l'action des acides sur différents corps. C'est ainsi qu'on prépare la salicine avec l'écorce de saule.

662. L'*amygdaline* se dédouble en glucose et en acide cyanhydrique, sous l'influence de l'*émulsine*, ferment azoté, analogue à la diastase, qui existe, aussi bien que l'amygdaline, dans les amandes amères.

663. La *salicine* est un glucoside, qui se dédouble en glucose et saligénine, sous l'influence de l'émulsine.

664. Le *tanin* est un glucoside très répandu dans le règne végétal, chêne, sumac, etc.

665. Le tannin possède une saveur astringente : il réduit les sels ferriques, cuivriques, mercuriques.

666. Le *tannage* des peaux se fait par 4 opérations principales : pelanage, débourrage, gonflement, mise en fosse.

94e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 650 à 659. — Glycérides. — Corps gras. — Saponification. — Fabrication des savons. — Action du savon sur les tissus. — Usages.

2° *Calcul.* — Probleme 316 (531). — Établissez la formule et le nom des sels formés par la combinaison des trois acides gras avec l'oxyde de sodium et l'hydrate de potassium.

Probl. 317 (533). — Le savon de Marseille est composé de 0,06 d'oxyde de sodium, 0,34 d'eau et 0,6 d'huile. Quel est le sodium 0/0 de savon ?

Probl. 318 (534). — 9,5 de K^2O, 46,5 d'eau et 44 de matières grasses forment 100 de savon vert. Dans ces proportions, on demande la quantité de matières grasses qui se combineraient avec 16 kg. d'oxyde de potassium, et la quantité de savon qu'on obtiendrait.

Probl. 319 (535). — L'acide oléique et l'oxyde de potassium $C^{18}H^{34}O^2 + K^2O$, forment les 0,48 d'un savon; les 0,52 sont en eau. Calculer l'oxyde de potassium de savon mou.

Probl. 320 (536). — Le savon blanc de Glasgow a la formule qui suit : $(C^3H^5)3C^{18}H^{35}O^2 + 4Na^2O + 40H^2O$. On demande la soude et l'eau 0/0 de savon.

Probl. 321 (537). — Le savon vert des fabriques belges se compose de 0,07 d'oxyde de potassium K^2O, 0,36 d'acide oléique et 0,57 d'eau H^2O. Établissez sa formule.

Probl. 322 (538). — La soude et la stéarine indiquées dans la formule suivante forment les 0,84 du savon de Windsor $(C^3H^5)^3C^{18}H^{35}O^2 + 3Na^2O + 3H^2O$. L'action de l'alcali sur le gras produit de la glycérine, qui reste en combinaison dans le savon. Combien 100 de savon contiennent-ils de glycérine ?

95e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 660 à 666). — Bougies, leur fabrication. — Glucosides. — Amygdaline. — Émulsine. — Salicine. — Tanin. — Tannage.

2° *Calcul.* Problème 323 (540). — Combien pourrait-on faire de bougies de 6 au paquet de 1/2 kg. avec 25 kg. de graisse de bœuf, contenant en proportions égales

les trois acides gras ? Les acides stéarique et margarique sont seuls utilisés, mais on suppose qu'il n'y a aucune perte de ces deux acides.

Probl. 324 (541). — Pour fabriquer les bougies, on ajoute à 100 parties de graisses fondues dans l'eau bouillante, 18 parties de chaux éteinte H^2CaO. Il se produit un savon de chaux (stéarate, margarate, oléate de chaux) en forme de grumeaux, qui surnagent, et qu'avec des écumoires on met dans une eau bouillante, chargée d'acide sulfurique; l'acide s'emparé de la chaux et forme un sulfate de chaux $CaO.SO^3$. Quelle quantité d'acide sulfurique $SO^{23}.HO$ faut-il mettre dans l'eau, pour traiter 270 kg. de graisse?

CHAPITRE XVII

DE QUELQUES ÉTHERS ÉTHYLIQUES COMPOSÉS

1° ÉTHER AZOTEUX (MONOALCOOLIQUE)

Form. atom..... C^2H^5, AzO^2
Form. en équiv..... C^4H^4, (AzO^3HO)

667. **Préparation et propriétés.** — Ce composé, appelé aussi *azotate d'éthyle*, se forme lorsqu'on fait agir l'acide azotique sur l'alcool, sur les éthers ou sur les alcalis éthyliques.

On le prépare en faisant réagir l'acide azotique sur l'alcool, en présence de la tournure de cuivre : les produits doivent être condensés dans des récipients bien refroidis; car la réaction est très explosive.

L'éther nitreux est un liquide jaunâtre d'une odeur de pommes reinettes. Il bout à 18°. Peu soluble dans l'eau, il se mêle en toutes proportions à l'alcool. L'eau bouillante le dédouble en alcool et acide azoteux.

2° ÉTHER AZOTIQUE (MONOALCOOLIQUE)

Form. atom..... C^2H^5, AzO^3
Form. en équiv..... C^4H^4, (AzO^5,HO)

668. **Préparation et propriétés.** — Cet éther composé est quelquefois désigné sous le nom d'*azotate d'éthyle*. On le prépare en faisant réagir l'alcool sur 1 d'acide nitrique. Mais, pour

absorber les vapeurs nitreuses, on met dans l'acide 0,05 d'azotate d'urée. Chauffé doucement dans une cornue, le mélange donne d'abord des vapeurs d'alcool et d'eau, puis des vapeurs d'éther azotique. Tout va se condenser dans le récipient ; par sa densité, l'éther azotique apparaît au fond. On lave ce produit, et on le rectifie sur du chlorure de calcium.

L'éther azotique est liquide ; sa densité égale à 0° 1,32. Il bout à 86°. Insoluble dans l'eau, il se mélange en toutes proportions avec l'alcool et l'éther. Son odeur éthérée est douce et agréable. Il brûle avec une flamme blanche. Les détonations de ce composé présenteraient des dangers, si l'on opérait sur une grande quantité. Sous l'action des alcalis, l'éther nitrique se dédouble en alcool et en azotate de potasse :

$(C^2H^5)AzO^3 + KOH = C^2H^5,OH + KAzO^3$, form. atom.
$C^4H^4(AzO^5,HO) + KO,HO = C^4H^4(H^2O^2) + KO,AzO^5$, form. en éq.

Avec l'ammoniaque dissoute dans l'eau ou l'alcool, l'éther azotique forme de l'azotate d'éthylamine :

F. atom. $(C^2H^5)AzO^3 + AzH^3 = C^2H^5AzH^3AzO^3$, } *azotate*
F. en éq. $C^4H^4(AzO^5,HO) + AzH^3 = C^4H^4AzH^3(AzO^5,HO)$ } *d'éthylamine*

3° ÉTHER ACÉTIQUE (MONOALCOOLIQUE)

Form. atom..... C^2H^5, $C^2H^3O^2$
Form. en équiv..... C^4H^4 ($C^4H^4O^4$

669. **Préparation et Propriétés.** — Cet éther, qu'on appelle aussi *acétate d'éthyle*, se prépare en distillant 30 parties d'alcool à 90°, 20 parties d'acide acétique et 6 parties d'acide sulfurique concentré.

L'éther acétique est un liquide incolore, doué d'une odeur fort agréable. Il bout à 74°. Sa densité égale 0,91. Il se dissout dans 12 fois son poids d'eau. L'alcool et l'éther le dissolvent en toutes proportions. Sous l'influence des alcalis, il se dédouble en alcool et en acétate :

$C^2H^3,O^2C^2H^5 + KHO = C^2H^6O, + C^2H^3O^2,K$, form. atom.
$C^4H^4(C^4H^4O^4) + KO,HO = C^4H^6O^2, + C^4H^2O^2,HO,KO$, form. en éq.

4° ÉTHER OXALIQUE (DIALCOOLIQUE)

Form. atom..... $(C^2H^5)^2$, C^2O^4,
Form. en équiv..... $(C^4H^4)^2$, $C^4H^2O^8$,

670. **Préparation et propriétés.** — L'éther oxalique est connu sous le nom d'*oxalate d'éthyle*. On le prépare en distillant 1 partie d'oxalate de potassium acide avec 1 partie d'alcool et 2 parties d'acide sulfurique concentré. Il faut le laver avec une solution de carbonate de soude. On décante et on rectifie avec de la litharge.

L'éther oxalique est un liquide incolore oléagineux, d'une odeur aromatique. L'eau l'altère rapidement en donnant de l'alcool et de l'acide oxalique. Bouilli avec les alcalis, il se décompose facilement. Avec la potasse, il y a production d'alcool et d'oxalate de potassium :

$(C^2H^5)^2C^2O^4 + 2KHO = 2C^2H^6O + C^2K^2O^4$ form. atom.
$(C^4H^4)^2C^4H^2O^8 + 2KO,HO = 2C^4H^4(H^2O^2) + C^4K^2O^8$, form. en équiv.

RÉSUMÉ

667. L'*éther azoteux* se forme par l'action de l'acide azoteux sur l'alcool. On le prépare en faisant réagir l'acide azotique sur l'alcool, en présence de la tournure de cuivre.

C'est un liquide jaunâtre possédant une odeur de pommes reinettes.

668. L'*éther azotique*, en faisant réagir l'acide nitrique sur l'alcool.

C'est un liquide qui brûle avec une flamme blanche.

669. L'*éther acétique* se prépare en distillant un mélange d'alcool et d'acide acétique.

C'est un liquide d'une odeur fort agréable.

670. L'éther oxalique, qu'on prépare en distillant de l'oxalate de potassium et de l'alcool, est un liquide incolore, oléagineux, doué d'une odeur aromatique.

96e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 667 à 670). — Éther azoteux. — Éther azotique. — Éther acétique. — Éther oxalique.

2° *Calcul.* Probl. 325. — A quelle quantité d'alcool et de chlorate de potassium pourraient donner lieu 3/4 de litre d'éther azotique (n° 668)?

Probl. 326. — On demande la quantité d'éther azotique qui puisse former 10 gr. d'éthylamine (n° 668).

CHAPITRE XVIII

ALDÉHYDES

671. **Formation.** — Les aldéhydes sont des composés de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Ce sont des composés incomplets, des intermédiaires entre les alcools et les acides.

Elles dérivent des alcools qu'on déshydrogène au moyen d'oxydants : il y a formation d'eau :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form. atom...}\ C^2H^6O + O = H^2O + C^2H^4O \\ \text{Form. en équiv.}\ C^4H^6O^2 + O^2 = 2HO + C^4H^4O^2\end{array}\right\}\ \textit{aldéhyde ordinaire.}$$

Inversement les aldéhydes régénèrent l'alcool, en fixant l'hydrogène :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form atom.....}\ C^2H^4O + H^2 = C^4H^6O, \\ \text{Form. en équiv.}\ C^4H^4O^2 + H^2 = C^4H^6O^2,\end{array}\right\}\ \textit{alcool.}$$

1° Soumises à l'action de l'oxygène de l'air ou d'agents oxydants, les aldéhydes se transforment en acides :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form. atom....}\ C^2H^4O + O = C^2H^4O^2 \\ \text{Form. en équiv.}\ C^4H^4O^2 + O^2 = C^4H^4O^4\end{array}\right\}\ \textit{acide acétique.}$$

672. **Classification.** — Voici quelques aldéhydes communes :

ALDÉHYDES MONOATOMIQUES

Série des acides gras :

	Form. atom.	Form. en équiv.
Aldéhyde méthylique.....	CH^2O ;	$C^2H^2O^2$
Aldéhyde ordinaire ou acétique, éthylique.	C^2H^4O ;	$C^4H^4O^2$
— propionique.....	C^3H^6O ;	$C^6H^6O^2$

	Form. atom.	Form. équival
Aldéhyde ordinaire butyrique	C^4H^8O;	$C^8H^8O^2$
— valérique	$C^5H^{10}O$;	$C^{10}H^{10}O^2$
— caproïque	$C^6H^{12}O$;	$C^{12}H^{12}O^2$
— œnanthylique	$C^7H^{14}O$;	$C^{14}H^{14}O^2$
— caprylique	$C^8H^{16}O$;	$C^{16}H^{16}O^2$
Aldéhyde acrylique ou acroléine	C^3H^4O;	$C^6H^4O^2$

Série de l'acide benzoïque et de ses homologues :

Aldéhyde benzoïque	C^7H^8O;	$C^{14}H^8O^2$
— toluique	C^8H^8O;	$C^{16}H^8O^2$
— cumonique	$C^{10}H^{12}O$;	$C^{20}H^{12}O^2$

ALDÉHYDES DIATOMIQUES

Aldéhyde pyromucique	$C^5H^4O^2$;	$C^{10}H^4O^4$
— salycilique	$C^7H^6O^2$;	$C^{14}H^6O^4$
— anisique,	$C^8H^8O^2$;	$C^{16}H^8O^4$

Par la fixation de 1 atome d'oxygène, toutes ces aldéhydes deviennent des acides du même nom.

Sont regardés comme des aldéhydes :

L'*acétone*,
Le *butyrone*.
Le *camphre*.

ALDÉHYDE ORDINAIRE

Form. atom. $C^2H^4O = C^2H^3O,H$
Form. en équiv. $C^4H^4O^2 = C^4H^3O^2H$

673. **Formation.** — L'aldéhyde ordinaire s'appelle encore *hydrure d'acétyle*, ou *aldéhyde acétique*. Elle se forme :

1° Aux dépens de l'alcool, quand l'oxydation s'opère dans une liqueur neutre ou acide :

Form. atom.... $C^2H^6O + O = H^2O, + C^2H^4O$
Form. en équiv. $C^4H^6O^2 + O^2 = H^2O^2, + C^4H^4O^2$ } *aldéhyde.*

2° Aux dépens de l'éthylène chauffé à 120°, dans un ballon scellé avec une solution concentrée d'acide chromique (Berthelot) :

Form. atom.... $C^2H^4 + O = C^2H^4O,$
Form. en équiv. $C^4H^4 + O^2 = C^4H^4O^2,$ } *aldéhyde.*

3° Aux dépens du glycol, déshydraté par le chlorure de zinc (Wurtz) :

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom....} \ C^2H^6O^2 = H^2O + C^2H^4O, \\ \text{Form. en équiv.} \ C^4H^6O^4 = H^2O^2 + C^4H^4O^2, \end{array}\right\} \textit{aldéhyde.}$$

674. **Préparation.** — On prépare l'aldéhyde en chauffant 15 parties de bichromate de potasse, 15 parties d'alcool, 60 parties d'eau et 10 parties d'acide sulfurique.

Les vapeurs doivent être recueillies dans un récipient bien refroidi. Beaucoup de précautions sont nécessaires.

675. **Propriétés.** — L'aldéhyde est un liquide incolore, mobile, d'une odeur suffocante. Elle bout à 21° et se mêle à l'eau en toutes proportions. Sa molécule, toujours prête à s'unir à d'autres corps, semble être incomplète ; elle tend surtout à s'oxyder, à passer à l'état d'acide acétique :

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom....} \ C^2H^4O + O = C^2H^4O^2. \\ \text{Form. en équiv.} \ C^4H^4O^2 + O^2 = C^4H^4O^4, \end{array}\right\} \textit{acide acétique.}$$

Sous l'influence de l'amalgame de sodium et de l'eau, l'aldéhyde fixe 2 atomes d'hydrogène et se convertit en alcool (Wurtz) :

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom....} \ C^2H^4O + H^2 = C^2H^6O, \\ \text{Form. en équiv.} \ C^4H^4O^2 + H^2 = C^4H^6O^2, \end{array}\right\} \textit{alcool.}$$

A la température rouge, l'oxygène brûle l'aldéhyde avec production d'eau et d'acide carbonique.

676. **Dérivés chlorés de l'aldéhyde.** — L'action du chlore sur l'aldéhyde est remarquable. Elle donne lieu à des aldéhydes chlorées correspondant aux acides chlorés :

	Form. atom.	Form. en éq.
Aldéhyde monochlorée.....	C^2H^3ClO ;	$C^4H^3ClO^2$.
Aldéhyde bichlorée.....	$C^2H^2Cl^2O$;	$C^4H^2Cl^2O^2$.
Aldéhyde trichlorée ou choral.....	C^2HCl^3O ;	$C^4HCl^3O^2$.
Aldéhyde perchlorée.....	C^2Cl^4O ;	$C^4Cl^4O^2$.

L'*aldéhyde monochlorée*, qu'on appelle chlorure acétique ou chlorure d'acétyle, est un liquide incolore, mobile, fumant à l'air. Il bout à 55°. L'eau le décompose en acide acétique et en acide chlorhydrique :

$$C^2H^3ClO + H^2O = C^2H^4O^2 + HCl, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^3ClO^2 + H^2O^2 = C^2H^4O^4 + HCl, \text{ form. en équiv.}$$

Le chlorure acétique avec l'alcool produit l'éther acétique et de l'acide chlorhydrique :

Form. at.... $C^2H^3ClO + C^2H^6O = HCl + C^2H^3O^2,C^2H^5$. } *éther*
Form. en éq. $C^4H^3ClO^2 + C^4H^6O^2 = HCl + C^4H^4O^4,C^4H^4$. } *acétique*

677. **Chloral.** — L'*aldéhyde trichlorée* (N° 676) est connue sous le nom de *chloral*. C'est un composé liquide, qui bout à 90°; il forme un hydrate, fréquemment employé en médecine. Il possède des propriétés anesthésiques, parce que, dans les milieux alcalins, il produit du chloroforme et un formiate :

Form. atom... $C^2HCl^3O + KHO = CHC^3l^3 + CHKO^2$ } *formiate*
Form. en équiv. $C^4HCl^3O^2 + KHO^2 = C^2HCl^3 + C^2HKO^4$ } *de potasse.*

ACÉTONE

Form. atom..... C^3H^6O
Form. en équiv..... C^6H^6O

678. **Formation. Propriétés.** — L'acétone se forme :
1° En oxydant le propylène (Berthelot) :

Form. atom.... $C^3H^6 + O = C^3H^6O$, } *acétone.*
Form. en équiv. $C^6H^6 + O^2 = C^6H^6O^2$, }

2° En distillant l'acétate de chaux (Chenevix).
On le prépare en distillant l'acétate de calcium :

Form. atom.... $(C^2H^3O^2)^2Ca = CaCO^3, + C^3H^6O$ } *acétone.*
Form. en équiv. $CaO,C^4H^3O^3 = CaO,CO^2, + C^3H^3O$ }

L'acétone est un liquide incolore d'une odeur éthérée. Elle bout à 56°, et est miscible dans l'eau, l'alcool et l'éther.
Avec l'oxygène, elle brûle avec une flamme bleue, et produit de l'acide acétique, de l'acide carbonique et de l'eau :

$C^3H^6O + 4O = C^2H^4O^2 + CO^2 + H^2O$, form. atom.
$C^6H^6O^2 + 4O^2 = C^4H^4O^4 + 2CO^2 + H^2O^2$, form. en équiv.

Se substituant à l'hydrogène, le chlore forme avec l'acétone plusieurs composés très corrosifs.

CAMPHRE

Form. atom..... $C^{10}H^{16}O$
Form. en équiv..... $C^{20}H^{16}O^2$

679. **Formation.** — M. Berthelot a reconnu :

1° Que le camphre est le produit de l'oxydation du bornéol, c'est-à-dire de l'alcool campholique :

Form. atom.... $C^{10}H^{18}O + O = H^2O + C^{10}H^{16}O$
Form. en équiv. $C^{20}H^{18}O^2 + O^2 = H^2O^2 + C^{20}H^{16}O^2$ } *camphre.*

2° Que le camphre, chauffé à 180° avec une solution de potasse alcoolique, se transforme en bornéol ou alcool campholique et en acide camphique :

$2C^{10}H^{16}O + H^2O = C^{10}H^{18}O + C^{10}H^{16}O^2$
$2C^{20}H^{16}O^2 + H^2O^2 = C^{20}H^{18}O^2 + C^{20}H^{16}O^4$ } *acide camphique.*

De là, il conclut que la place du camphre se trouve parmi les aldéhydes.

Le camphre peut aussi se former en oxydant le camphène.

680. **État naturel. Préparation.** — Le camphre est une essence produite par le laurier camphrier, qui croît en Chine, au Japon et dans les îles de la Sonde.

Pour le préparer, on fait bouillir les racines, les branches et le tronc coupés en petits morceaux, dans des vases de fer sphériques surmontés d'un chapiteau couvert de branchages, de paille de riz : c'est là que se fixent les produits de la volatilisation.

Le camphre brut qu'on expédie, renferme du soufre, du chlorure de sodium, des débris de l'arbre, etc. Pour le purifier, on le mélange avec de la chaux vive, de la limaille de fer, du charbon ; puis on le sublime dans des matras en verre chauffés au bain de sable.

681. **Propriétés.** — Le camphre se présente sous l'aspect cristallin. Son odeur est forte et aromatique (Exp. 616). Il fond à 175°, bout à 204° (Exp. 11 et 12).

Il brûle avec une flamme brillante et fuligineuse (Exp. 618).

Presque insoluble dans l'eau, il se dissout facilement dans l'alcool et l'éther. En petits fragments, il flotte sur l'eau et exécute des mouvements giratoires (Exp. 619).

Il entre dans une foule de préparations pharmaceutiques : chacun connaît l'utilité de l'alcool camphré (Exp. 617).

Exp. 617. Faites voir, goûter et flairer un peu de camphre; laissez-le à l'air, constatez qu'il disparaît peu à peu par volatilisation : c'est lui qui vient frapper la muqueuse du nez.

618. Dissolvez du camphre dans de l'alcool; et conservez-le pour traiter quelque contusion.

619. Placez sur un verre d'eau, à large orifice, un petit morceau de camphre, enflammez-le : remarquez sa flamme fuligineuse.

620. Mettez dans un verre d'eau propre un petit morceau ou mieux de la poussière de camphre. Remarquez le mouvement giratoire de gauche à droite. Trempez dans le liquide une tête d'épingle graissée : le mouvement s'arrêtera. Il ne pourrait avoir lieu dans un verre à parois grasses.

RÉSUMÉ

671. Les *aldéhydes* sont des composés incomplets, des intermédiaires entre les alcools et les acides.

672. On divise les aldéhydes en monoatomiques, diatomiques, etc.

673. L'*aldéhyde ordinaire* ou aldéhyde acétique se forme :

1° Aux dépens de l'alcool, quand l'oxydation s'opère dans une liqueur neutre ou acide ;

2° Aux dépens de l'éthylène, chauffé à 120° ;

3° Aux dépens du glycol déshydraté.

674. On prépare l'aldéhyde en chauffant du bichromate de potasse, de l'alcool, de l'eau et de l'acide sulfurique.

675. L'aldéhyde acétique est un liquide incolore, mobile, d'une odeur suffocante. Elle bout à 20°. Elle est miscible à l'eau. Sa molécule est incomplète, car elle est toujours prête à s'unir à d'autres corps.

676. L'action du chlore sur l'aldéhyde produit plusieurs composés importants, entre autres le chloral.

677. Le *chloral* est l'aldéhyde trichlorée. Ce liquide, souvent employé en médecine, se dédouble, dans des milieux alcalins, en acide formique et en chloroforme.

678. L'*acétone* est une aldéhyde liquide, qui se forme soit en oxydant le propylène, soit en distillant l'acétate de chaux. Elle est douée d'une odeur éthérée et brûle avec une flamme bleue.

679. Le *camphre* est une aldéhyde, parce qu'il est le produit de l'alcool campholique.

680. Le camphre est produit par le laurier camphrier, qui croît en Chine. Pour le préparer, on coupe en petits morceaux les racines, les branches et le tronc qu'on fait bouillir dans des vases de fer, couverts de paille de riz : c'est là que se fixe le camphre, par volatilisation.

681. Le camphre se présente sous l'aspect cristallin. Il est doué d'une odeur aromatique. Il fond à 175° ; bout à 204°. La combustion produit une flamme brillante et fuligineuse.

97e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 671 à 681). — Aldéhydes, leurs caractères, leur classification. — Aldéhyde ordinaire. — Chloral. — Acétone. — Camphre.

2° *Calcul.* Probl. 327. — Combien y a-t-il de camphène dans 100 gr. de camphre (nos 680 et 557) ?

Probl. 328. — On veut préparer 25 gr. d'aldéhyde ordinaire. Quelle quantité faudrait-il : 1° d'alcool ; 2° d'éthylène; 3° de glycol (n° 673) ?

CHAPITRE XIX

ACIDES, LEUR CLASSIFICATION

682. **Formation.** — Les acides sont le produit d'une oxydation des alcools plus avancée que celle qu'on obtient en formant les aldéhydes. Ainsi, en oxydant l'alcool, on lui enlève de l'hydrogène et on obtient d'abord une *aldéhyde* (N° 520). Mais, si l'on continue l'oxydation, de l'oxygène se fixe à l'alcool, et il se forme un *acide* (N° 671).

Dans l'alcool ordinaire, le radical, éthyle C^2H^5, est transformé en radical acétyle C^2H^3; et l'acide acétique présente un hydrate d'acétyle, comme l'alcool, un hydrate d'éthyle.

683. **Propriétés générales.** — Les acides organiques jouissent, à différents degrés, des mêmes propriétés que les acides minéraux (N° 31).

« Les acides ont toujours la même atomicité que l'alcool dont ils dérivent, quelle que soit d'ailleurs leur basicité. Le degré d'atomicité dépend de la quantité d'hydrogène typique (1), et la basicité de la quantité de cet hydrogène typique qui est remplaçable par des métaux alcalins, par double décomposition au moyen des bases ». (Wurtz.)

« La capacité de saturation d'un acide, la facilité avec laquelle il échange son hydrogène contre un métal, dépend non seulement du nombre d'atomes d'hydrogène qu'il renferme en dehors du radical (hydrogène typique), mais encore de la nature de ce radical. A mesure que l'oxygène augmente dans le radical, celui-ci devient plus électronégatif, et l'hy-

(1) C'est-à-dire la quantité d'hydrogène qui fait que le composé est monoatomique, diatomique, etc., selon que le corps ou le groupe avec lequel il est combiné est mono-, di- ou triatomique.

drogène typique devient de plus en plus hydrogène basique (électropositif) » [Nos 31, 36]. (Wurtz.)

Les acides organiques se divisent en acides monobasiques, acides diatomiques, acides triatomiques, etc.

684. **Acides monoatomiques. Leur formation.** — On les appelle acides gras : ils répondent aux hydrocarbures saturés, aux alcools monoatomiques; ils sont monobasiques : 1 atome d'hydrogène peut être remplacé par une quantité équivalente de métal ou par un radical alcoolique : ces combinaisons donnent lieu à des sels, à des éthers.

	Form. atom.	Form. équiv.	
	$C^nH^{2n}O^2$;	$C^{2n}H^{2n}O^4$	
Acide formique.....	CH^2O^2 ;	$C^2H^2O^4$	(*Il en est traité page* 609.)
Acide acétique.....	$C^2H^4O^2$;	$C^4H^4O^4$	(*Il en est traité page* 610.)
Acide propionique..	$C^3H^6O^2$;	$C^6H^6O^4$	Liquide huileux qui accompagne l'acide pyroligneux.
Acide butyrique.....	$C^4H^8O^2$;	$C^8H^8O^4$	Liquide huileux qu'on prépare avec le vieux fromage.
Acide valérique.....	$C^5H^{10}O^2$;	$C^{10}H^{10}O^4$	Liquide huileux préparé en oxydant l'alcool amylique.
Acide caproïque.....	$C^6H^{12}O^2$;	$C^{12}H^{12}O^4$	Liquide huileux qui existe dans le beurre.
Acide œnanthylique.	$C^7H^{14}O^2$;	$C^{14}H^{14}O^4$	On le prépare avec l'huile de ricin.
Acide caprylique....	$C^8H^{16}O^2$;	$C^{16}H^{16}O^4$	Se trouve dans le beurre.
Acide pélargonique..	$C^9H^{18}O^2$;	$C^{18}H^{18}O^4$	On le retire de l'essence de rue.
Acide caprique.....	$C^{10}H^{20}O^2$;	$C^{20}H^{20}O^4$	Il existe dans le beurre.
Acide laurique.....	$C^{12}H^{24}O^2$;	$C^{24}H^{24}O^4$	On le prépare avec le laurier.
Acide palmitique....	$C^{16}H^{32}O^2$;	$C^{32}H^{32}O^4$	Il se trouve, dans le blanc de baleine, l'huile de palme.
Acide margarique...	$C^{17}H^{34}O^2$;	$C^{34}H^{34}O^4$	Plusieurs chimistes le regardent comme un mélange d'acides stéarique et palmitique.
Acide stéarique.....	$C^{18}H^{36}O^2$;	$C^{36}H^{36}O^4$	On le retire du suif.
Acide cératique.....	$C^{27}H^{54}O^2$;	$C^{54}H^{54}O^4$	Se trouve dans la cire des abeilles.
Acide mélissique....	$C^{30}H^{60}O^2$;	$C^{60}H^{60}O^4$	Analogue au précédent.

En chimie inorganique, sont monoatomiques les acides suivants : chlorhydrique, bromhydrique, iodhydrique, cyanhydrique, hypochloreux, chloreux, chlorique, iodique, périodique, azoteux, azotique, métaphosphorique, métaarsénique, antimonique.

685. **Acides diatomiques. Leur formation.** — Ils

dérivent des alcools diatomiques par oxydation. Ainsi dans le glycol, si l'on y remplace H^2 par O, on a un acide monobasique. Si l'on substitue 2O à $2H^2$, on obtient un acide bibasique. Voir le tableau suivant dressé par M. Wurtz.

	Form. atom.	Form. équiv.	
	$C^nH^{2n}O^3$;	$C^{2n}H^{2n}O^6$	
Acide glycolique.....	$C^2H^4O^3$;	$C^4H^4O^6$:	*il est monobasique.*
Acide lactique.....	$C^3H^6O^3$;	$C^6H^6O^6$	— —
	$C^nH^{2n-2}O^4$;	$C^{2n}H^{2n-2}O^8$	
Acide oxalique.....	$C^2H^2O^4$;	$C^4H^2O^8$:	*cet acide est bibasique.*
Acide malonique.....	$C^3H^4O^4$;	$C^6H^4O^8$	— —
Acide succinique	$C^4H^6O^4$;	$C^8H^6O^8$	— —

Il existe d'autres acides correspondant aux glycols, mais ils n'ont pas d'importance. Sont aussi diatomiques, en chimie inorganique, les acides sulfurique, sulfureux, hyposulfureux, sélénieux, sélénique, tellure, tellurique, chromique, stannique, etc.

686. **Acides triatomiques.** — Ils sont formés par la substitution de O, O^2, O^3 à H^2, H^4, H^6, dans ceux qui dérivent des glycérines: ils peuvent être mono-, bi- ou tribasiques. En chimie inorganique, sont aussi triatomiques, l'acide phosphoreux, l'acide phosphorique, l'acide borique.

687. **Acides tétratomiques.** — Ils peuvent être mono-, bi-, tri- ou tétrabasiques.

	Form. atom.	Form. équiv.	
Acide gallique.....	$C^7H^6O^5$;	$C^{14}H^6O^{10}$:	*il est monobasique.*
Acide malique.....	$C^4H^6O^5$;	$C^8H^6O^{10}$:	*il est bibasique.*
Acide tartrique.....	$C^2H^4O^6$;	$C^4H^4O^{12}$:	*il est bibasique.*
Acide citrique.....	$C^3H^4O^7$;	$C^6H^4O^{14}$:	*cet acide est tribasique.*

En chimie inorganique, est à la fois tétratomique et tétrabasique l'acide silicique.

On connaît des acides d'une atomicité supérieure : mais nous n'en parlerons pas.

RÉSUMÉ

682. Les *acides organiques* sont le produit d'une oxydation des alcools plus avancée que celle qu'on obtient en formant les aldéhydes.

683. Les acides organiques jouissent, à différents degrés, des mêmes propriétés que les acides minéraux.

684. Les *acides monoatomiques* répondent aux hydrocarbures saturés ; ils sont monobasiques.

685. Les *acides diatomiques* dérivent des alcools diatomiques : H^2 remplacé par O dans le glycol produit l'acide glycolique.

686. Les *acides triatomiques* sont formés par la substitution de O, O^2, O^3 à H^1, H^1, H^o. Ils peuvent être mono-, bi- ou tribasiques.

687. Les acides tétratomiques peuvent être aussi mono-, bi-, tri- ou tétrabasiques.

98e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 682 à 687). — Acides, leurs propriétés. — Acides monoatomiques — diatomiques — triatomiques — tétratomiques.

2° *Exercices* 13es. — Confrontez quatre acides gras avec la formule générale. Formulez le carbone et l'alcool d'où dérivent les acides gras.

Mêmes exercices avec les acides diatomiques, triatomiques, tétratomiques.

CHAPITRE XX

DE QUELQUES ACIDES MONOATOMIQUES

1° ACIDE FORMIQUE

Form. atom..... $CH^2O^2 = CHO.OH$
Form. en équiv..... $C^2H^2O^4 = C^2O^2(H^2O^2)$

688. **État naturel et formation.** — Son nom lui vient des fourmis rouges. Posés sur du papier de tournesol, ces insectes en laissent des traces, lorsqu'on les irrite. Les chenilles processionnaires et quelques autres insectes laissent exsuder le même acide, par leurs poils, qui irritent la peau par leur piqûre. C'est à l'acide formique que les orties doivent leur propriétés irritantes (Berthelot); on le constate aussi dans les liquides que sécrète le corps humain.

Il se forme :

1° Par la combinaison de l'oxyde de carbone avec l'eau;

Form. atom.... $CO + H^2O = CH^2O^2$,
Form. en équiv. $2CO + H^2O^2 = C^2H^2O^4$, } *acide formique.*

2 Par l'oxydation des matières organiques; esprit de bois, sucre, amidon, acide tartrique, alcool, alumine, etc.

3° Par le dédoublement de l'acide oxalique chauffé à 160°:

Form. atom.... $C^2H^2O^4 = CO^2 + CH^2O^2$
Form. en équiv. $C^4H^2O^8 = 3CO^2 + C^2H^2O^4$ } *acide formique.*

689. **Préparation.** — On le prépare en oxydant 10 parties d'amidon délayé dans l'eau par 37 parties de péroxyde de manganèse et 30 parties d'acide sulfurique étendu de 1 volume d'eau. Les produits distillés sont saturés avec du carb-

nate de plomb. On fait cristalliser le formiate de plomb qu'on décompose ensuite à chaud par un courant d'hydrogène sulfuré.

Un autre procédé plus simple, c'est de chauffer pendant 15 heures à 100°, 1 kg. de glycérine, 1 kg. d'acide oxalique et 150 gr. d'eau. En présence de la glycérine, l'acide oxalique se dédouble en acide carbonique et en acide formique qui distille :

$$\left.\begin{array}{l}\text{Form. atom....}\ C^2H^2O^4 = CO^2 + CH^2O^2,\\ \text{Form. en équiv.}\ C^4H^2O^8 = 2CO^2 + C^2H^2O^4,\end{array}\right\}\ \textit{acide formique.}$$

690. **Propriétés.** — L'acide formique est un liquide incolore, doué d'une odeur piquante. Il fume à l'air et est très corrosif. Sa densité est 1,22. A 99° il bout. Il cristallise à 0°, et fond entre 8° et 9°. Sa solubilité dans l'eau se fait en toutes proportions.

L'acide formique se transforme en eau et en acide carbonique, sous l'action des oxydants :

$$CH^2O^2 + O = H^2O + CO^2,\ \text{form. atom.}$$
$$C^2H^2O^4 + O^2 = H^2O^2 + 2CO^2,\ \text{form. en équiv.}$$

Chauffé doucement avec l'acide sulfurique concentré, il se dédouble en eau et en oxyde de carbone :

$$CH^2O^2 = H^2O + CO,\ \text{form. atom}$$
$$C^2H^2O^4 = H^2O^2 + 2CO,\ \text{form. en équiv.}$$

L'acide formique donne avec les bases des formiates; avec les alcools, il produit des éthers.

Exp. 621. Versez une petite quantité d'acide formique dans un tube d'essai; ajoutez-y de l'acide sulfurique, en excès. Sous l'action d'une douce chaleur, il se produira un dégagement de gaz. Présentez à l'orifice du tube une allumette en ignition. Vous verrez une flamme bleue, signe de la présence de l'oxyde de carbone.

622. Introduisez un peu d'acide formique sur l'albumine d'un œuf (le blanc): vous remarquerez qu'il n'y aura pas de coagulation.

2° ACIDE ACÉTIQUE

$$\text{Form. atom.....}\ C^2H^4O^2 = C^2H^3,OH$$
$$\text{Form. en équiv.....}\ C^4H^4O^4 = C^4H^2(H^2O^2)$$

691. **État naturel et formation.** — L'acide acétique est l'acide qui forme les propriétés du vinaigre.

Il existe dans la sève d'un grand nombre de plantes, à l'état d'acétate de potasse, de soude ou de chaux. La sueur et l'urine en renferment aussi.

Il se forme :

1° Par l'oxydation de l'alcool du vin, de la bière, etc. (N°s 520, 587) :

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom.....} \ C^2H^6O + O^2 = H^2O, + C^2H^4O^2 \\ \text{Form. en équiv.} \ C^4H^6O^2 + 2O^2 = H^2O^2, + C^4H^4O^4 \end{array}\right\} \textit{acide acétique.}$$

2° Par l'oxydation de l'aldéhyde (N° 675) :

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom.....} \ C^2H^4O + O = C^2H^4O^2 \\ \text{Form. en équiv.} \ C^4H^4O^2 + O^2 = C^4H^4O^4 \end{array}\right\} \textit{acide acétique.}$$

3° Dans la distillation sèche du sucre, de la gomme, du bois, etc. ;

4° Dans la fermentation des tartrates, citrates, glycérine, fibrine, etc.

692. **Fermentation acétique.** — On appelle *fermentation acétique* l'oxydation de l'alcool qui s'opère sous l'influence d'un ferment, le *Mycoderma aceti*. Placé à la surface du liquide alcoolisé, ce végétal absorbe l'oxygène de l'air et le cède à l'alcool (N° 587). C'est à la température de 25° à 30° que le mycoderme se développe.



Fig. 300. *Mycoderma aceti.*

Dans une 1re oxydation, une partie de l'hydrogène est enlevée à l'alcool. Il se forme une aldéhyde et de l'eau (N° 520) :

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom....} \ C^2H^6O + O = H^2O + C^2H^4O \\ \text{Form. en équiv.} \ C^4HO^2 + O^2 = H^2O^2 + C^4H^4O^2, \end{array}\right\} \textit{aldéhyde.}$$

A une 2e oxydation, il y a production d'acide acétique (N° 520) :

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom....} \ C^2H^4O + O = C^2H^4O^2, \\ \text{Form. en équiv.} \ C^4H^4O^2 + O^2 = C^4H^4O^4, \end{array}\right\} \textit{acide acétique.}$$

693. **Propriétés.** — Au-dessus de 17°, l'acide acétique est liquide. Sa densité égale 1,063. Il se dissout en toutes proportions dans l'eau, l'alcool et l'éther. Au-dessous de 17° il cristallise en lames. Il est corrosif. Étendu d'eau, il possède une odeur et une saveur agréables. Il se contracte et augmente de densité lorsqu'on y verse de l'eau en petite quantité.

Sa vapeur brûle avec une flamme bleue. Au rouge sombre elle se décompose en gaz des marais et en acide carbonique

$$C^2H^4O^2 = CH^4 + CO^2, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^4O^4 = C^2H^4 + 2CO^2, \text{ form. en équiv.}$$

694. **Anhydride acétique.** — On le prépare par l'action du chlorure acétique sur l'acétate de soude :

$$C^2H^3O,Cl + C^2H^3O^2,Na = NaCl + (C^2H^3O)^2O \quad \left.\begin{array}{l}\\ \\ \end{array}\right\} \textit{anhydride acétique.}$$
$$C^4H^3O^2Cl + NaO,C^4H^3O^3 = NaCl + C^8H^6O^6$$

L'acide acétique anhydre est un liquide mobile, incolore, qui bout à 138°. Son odeur ne diffère guère de celle de l'acide acétique, son hydrate. Quelques gouttes versées dans l'eau tombent d'abord au fond; puis, se mêlant à l'eau, elles se convertissent en acide acétique.

695. **Dérivés chlorés de l'acide acétique.** — Un courant de chlore dans l'acide acétique donne lieu à trois composés, suivant la quantité d'hydrogène remplacé par le chlore :

Acide monochloracétique... $C^2H^3ClO^2$; $C^4H^3ClO^4$
Acide dichloracétique..... $C^2H^2Cl^2O^2$; $C^4H^2Cl^2O^4$
Acide trichloracétique..... $C^2HCl^3O^2$; $C^4HCl^3O^4$

1° *L'acide acétique monochloré* se présente en prismes rhomboïdaux, déliquescents, fusibles à 62°. Il bout à 186°. Traité par la potasse à 120°, il se convertit en glycollate de potassium :

$$C^2H^2ClO^2 + 2KHO = KCl + H^2O + C^2H^2O^3K \quad \left.\begin{array}{l}\\ \\ \end{array}\right\} \textit{glycollate.}$$
$$C^4H^2ClO^4 + 2KO,HO = KCl + H^2O^2 + C^4H^2O^6K$$

Il forme des sels qui cristallisent.

2° *L'acide acétique bichloré* est un liquide bouillant à 191°. Il cristallise au-dessous de 0°. *L'acide acétique trichloré* forme des cristaux déliquescents qui fondent à 52°. Il bout à 200°. Sa solution aqueuse régénère de l'acide acétique au contact de l'amalgame de sodium, réaction qui a fourni un des premiers exemples de *substitution inverse*. (Wurtz.)

3° *L'acide trichloracétique* bouillant avec de la potasse se dédouble en acide carbonique et en chloroforme :

$$C^2HCl^3O^2 = CHCl^3 + CO^2, \text{ form. atom.}$$
$$C^4HCl^3O^4 = C^2HCl^3 + 2CO^2, \text{ form. en équiv,}$$

Faites le 99e devoir.

VINAIGRE

696. **Fabrication :** 1° Par l'*oxydation de l'alcool. Procédé de M. Pasteur.* On introduit dans de grandes cuves peu profondes de l'eau ordinaire contenant : 2 p. 100 d'alcool ; 1 p. 100 d'acide acétique provenant d'une opération précédente et quelques dix-millièmes de phosphates alcalins. On sème sur le liquide de la *fleur de vinaigre* au moyen d'une baguette de verre trempée dans une cuve où le mycoderme soit en pleine végétation. Cette plante ne tarde pas à s'y multiplier et à se répandre sur toute la surface : en même temps l'alcool s'acétifie. On ajoute chaque jour du vin ou de la bière alcoolisés à l'aide de tubes fixés au fond de la cuve : il faut éviter de déranger le mycoderme qui couvre la surface du liquide.

2° *Procédé d'Orléans.* — On verse 100 lit. de vinaigre bouillant dans des tonneaux placés dans un cellier où la température est maintenue entre 25 et 30°. Deux trous sont pratiqués au fond supérieur : l'un appelé *œil* est destiné à l'introduction du vin ; l'autre, le *fausset*, donne passage à l'air et aux gaz. Chaque jour on y verse 10 lit. de vin d'un an, qui a filtré à travers des copeaux. En quinze jours l'acétification est faite. On retire la moitié du vinaigre et l'opération recommence. Le vinaigre blanc est préféré : aussi le décolore-t-on en le faisant filtrer sur du noir animal.

697. **Fabrication par le procédé allemand.** — L'oxydation de l'alcool se fait rapidement par cette méthode plus scientifique. On dispose des copeaux de hêtre dans le milieu de grands tonneaux qui ont 4 mètres de hauteur et 2 mètres de largeur (fig. 301). Comme préparation, on fait couler sur les copeaux, pendant vingt-quatre heures, du vinaigre très fort. A la cloison *i*, percée d'un grand nombre de trous, sont disposées de petites ficelles retenues par un nœud. On verse, par le tube *d*, le liquide alcoolisé, qui doit servir à faire du vinaigre. Il tombe goutte à goutte sur les copeaux. L'air entrant par les ouvertures *a* et sortant par le tube *t*, forme un courant très propre à l'acétification. On recueille le vinaigre dans le vase R.

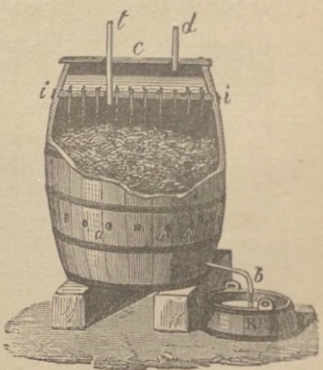


Fig. 301. — Fabrication du vinaigre.

698. **Fabrication par la distillation du bois.** — On introduit du bois scié dans un cylindre en fonte A, placé dans un fourneau à grille C, qu'on charge par la porte *d* (fig. 302.).

La flamme fait le tour du cylindre. Par le tuyau *g*, les produits

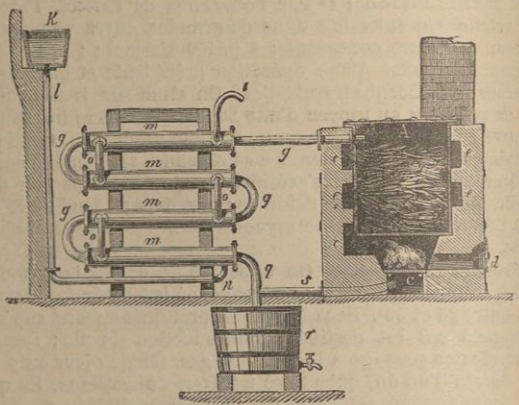


Fig. 302. — Distillation du bois.

de la distillation se rendent dans l'appareil de condensation consistant en quatre tuyaux placés horizontalement et communiquant encore par les tubes *o*. Un courant d'eau froide partant de *k* et

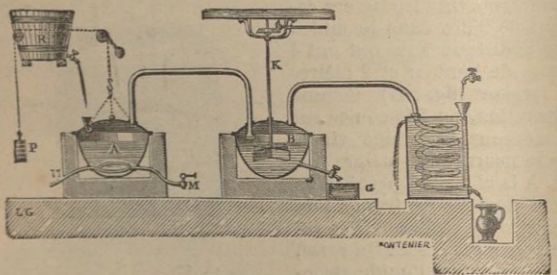


Fig. 303. — Fabrication de l'acide pyroligneux.

sortant par *t* circule de bas en haut dans les tuyaux. Les produits condensés se rendent dans le réservoir *r*; certains carbures qui échappent à la condensation viennent brûler sous la grille.

Après quelques jours de repos, les matières goudronneuses sont

déposées au fond du réservoir; alors on introduit l'acide pyroligneux qui bout dans une chaudière A (fig. 303), chauffée avec la vapeur arrivant par M et sortant par N. Les matières vaporisées se rendent dans la chaudière B, contenant de l'eau, de la chaux et du sulfate de soude. On favorise l'action chimique au moyen d'un azotate à palettes *k*. Il se forme de l'acétate de soude et du sulfate de chaux. Les matières volatiles non acides ne s'arrêtent pas en B; elles vont se condenser dans le serpentin : on extrait de l'esprit de bois de ces matières. Le sulfate de chaux se dépose en B. Quant à l'acétate de soude, très impur sans doute, il est soutiré en G. On le purifie par des cristallisations successives. Enfin, au moyen d'un acide minéral, on met l'acide acétique en liberté.

699. **Propriétés. Usages.** — Le vinaigre, surtout celui qui a été fait avec du vin, possède une odeur agréable. Sa saveur est acide et piquante. Pour empêcher la formation des anguillules, il faut le chauffer jusqu'à 60° et filtrer.

Les usages du vinaigre sont assez connus. On en assaisonne les mets : on y fait confire des fruits et des légumes, etc. Le vinaigre est employé pour fumigations. L'industrie emploie le vinaigre de bois pour la fabrication de la céruse (N° 459).

On fait aussi des vinaigres de toilette.

Exp. 623. Procurez-vous un peu de sang d'animal; laissez-le dans un verre : vous remarquerez qu'il se met en caillots. Versez ensuite du vinaigre dans ce sang et battez-le : il redeviendra et se maintiendra liquide;

624. Dans un demi-verre de bon vinaigre, faites dissoudre 1 gr. de camphre : jetez-en quelques gouttes sur une pelle rougie : c'est un moyen de purifier l'air dans les temps de peste, de typhus. Les lotions de vinaigre sont un préservatif des maladies contagieuses, et un excellent remède pour faire revenir d'une défaillance.

700. **Quantité d'acide acétique du vinaigre. Falsification.** — On eut se prendre comptede la quantité d'acide acétique que renferme un vinaigre, en faisant les expériences 625 et 626. Quant aux falsifications du vinaigre avec un acide minéral, on peut les reconnaître en faisant les expériences 627, 628.

Exp. 625. Faites une dissolution de 4 gr. de carbonate de potasse; versez-y du vinaigre. Si 30 gr. ont suffi pour neutraliser la potasse, c'est preuve qu'il est bon.

626. Mettez 100 gr. de craie dans un verre. Si 100 gr. de vinaigre pouvaient la saturer, ce serait une autre marque que le vinaigre est bon.

627. Mettez un gramme d'émétique, *tartrate d'antimoine et de potasse*, dans un peu de vinaigre : s'il se trouble, c'est signe qu'il est falsifié par un acide minéral.

628. On décèle la présence de l'acide sulfurique dans le vinaigre, en mettant quelques gouttes dans une dissolution de chlorure de

calcium. Faites l'expérience dans un tube d'essai que vous chaufferez jusqu'à l'ébullition : s'il ne s'est pas produit de précipité ni de trouble, vous pouvez affirmer qu'il n'a pas d'acide sulfurique.

629. Dans une capsule en porcelaine, chauffez un peu de vinaigre; ajoutez-y un peu de sucre blanc en poudre; puis évaporez à une chaleur inférieure à celle où le sucre se caramélise : si, après la dessiccation, vous constatez un produit noir et charbonneux, vous pouvez affirmer que le vinaigre renferme de l'acide sulfurique.

630. Faites la même expérience, mais, au lieu de sucre, mettez dans la capsule de la corne ou des plumes d'oie ; si ces matières jaunissent, c'est signe que le vinaigre renferme de l'acide nitrique.

PRINCIPALES COMBINAISONS DE L'ACIDE ACÉTIQUE

	Form. atom.	Form. en équiv.
1° Acétate de potassium..	$K.C^2H^3O^2$;	$KO,C^4H^3O^3$
2° Acétate de sodium....	$Na.C^2H^3O^2+3H^2O$;	$NaO,C^4H^3O^3+3H^2O^2$
3° Acétate de plomb.....	$(C^2H^3O^2)^2Pb$;	$PbO,C^4H^3O^3$
4° Acétate de cuivre *neutre*.	$(C^2H^3O^2)^2Cu+H^2O$;	$CuO,C^4H^3O^3+HO$
5° Ac^te de Cu. *bibasique*.	$(C^2H^3O^2)^2Cu,H^2CuO^2+5H^2O$;	$CuO,C^4H^3O^3+CuO,HO+5HO$

701. **Acétate de potassium.** — Il existe dans la sève des plantes. C'est ce sel qui, par déplacement d'acide, donne naissance au carbonate de potassium qu'on recueille des cendres après la calcination du bois. Son aspect blanc et lamelleux l'avait fait appeler par les anciens *terre foliée de tartre*. Il est très soluble dans l'eau.

702. **Acétate de sodium.** — Ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux qui s'effleurissent. Sa saveur est piquante. Il se dissout dans 4 parties d'eau. On en produit de grandes quantités en préparant l'acide pyroligneux.

703. **Acétate de plomb.** — On le désigne aussi sous le nom de *sel de Saturne*. Sa préparation se fait en saturant l'acide acétique par la litharge. Il cristallise en prismes rhomboïdaux obliques transparents, efflorescents. Sa saveur est à la fois sucrée et astringente. Il se dissout dans 2 parties d'eau ; et cette solution dissout elle-même l'oxyde de plomb.

3 parties d'acétate de plomb neutre bouillies avec 1 partie de litharge et 9 parties d'eau donnent l'*extrait de Saturne*, mélanges d'acétates basiques : 15 à 25 gr. d'extrait de Saturne dans 1 lit. d'eau distillée forment l'*eau blanche* ou *eau de Goulard*, employée, dans le pansement des plaies, comme astringent et résolutif.

704. **Acétate de cuivre** NEUTRE. — Il est connu aussi sous les noms de *verdet cristallisé* ou *cristaux de Vénus*. Ce sont de beaux prismes d'un vert bleuâtre, d'une saveur désagréable, solubles dans 5 parties d'eau. On prépare ce sel en faisant dissoudre dans l'acide acétique de l'oxyde de cuivre ou du vert-de-gris.

705. **Acétate de cuivre** BIBASIQUE. — Ce sel, qu'on appelle encore *verdet* ou *vert-de-gris de Montpellier*, entre dans la composition du *vert-de-gris* qui se forme à la surface des ustensiles en cuivre.

Ces deux acétates font l'objet d'une industrie dans le Midi de la France. A Montpellier, on empile, dans des pots de terre, couche sur couche, du marc de raisin en fermentation et de minces lames de cuivre. Trois semaines après on expose à l'action de l'air ces lames qu'on mouille de temps en temps. On racle les lames pour détacher l'acétate formé, qui est bleu verdâtre.

A Grenoble, on expose dans une étuve chauffée des lames de cuivre mouillées de vinaigre.

Ces acétates sont employés dans la peinture à l'huile et en impression : tantôt ils jouent le rôle de mordant, tantôt le rôle d'oxydant.

EXP. 631. Avec du vinaigre, mouillez des lames ou plaques de cuivre, et laissez-les à l'air : au bout de quelques jours, elles seront couvertes d'acétate de cuivre ou vert-de-gris, que vous râclerez. Vous pouvez renouveler l'opération jusqu'à ce que les lames soient usées.

632. Introduisez de la tournure de cuivre et de l'ammoniaque, dans un flacon bien bouché ; agitez vivement : la liqueur se colorera en bleu. Mettez de ce sel dans du vinaigre ; et, au moyen d'une brosse, passez de cette liqueur sur l'objet que vous voudrez bronzer.

633. Dans une dissolution de sel de cuivre, plongez une lame de fer bien décapée, un couteau, par exemple ; le cuivre se précipitera.

3° ACIDE BENZOÏQUE

Form. atom..... $C^7H^6O^2 = C^6H^5,CO.OH$
Form. en équiv..... $C^{14}H^6O^4$

706. **État naturel. Propriétés.** — Cet acide monoatomique existe tout formé dans le benjoin, le baume de Tolu, certaines résines, l'urine des herbivores, etc. Son nom lui

vient du benjoin avec lequel on l'a d'abord préparé. Aujourd'hui on le prépare avec l'acide hippurique (N° 766).

L'acide benzoïque cristallise en aiguilles. Il fond à 121°. Chauffé davantage, il se sublime en partie. Il bout à 249°. Absorbé par l'homme, il se transforme en acide hippurique. Cet acide donne lieu à un grand nombre de composés; notons :

	Form. atom.	Form. en équiv.
L'*hydrure de salicyle* (1).....	$C^7H^6O^2$;	$C^{14}H^6O^4$
L'*acide salicylique*.....	$C^7H^6O^3$;	$C^{14}H^6O^6$

L'acide salicylique n'a pas d'odeur; aussi est-il employé pour les boissons, le vin en particulier : ses sels reçoivent quelque application en médecine.

Ces deux composés se trouvent tout formés dans l'essence de la reine-des-prés.

Exp. 634. Pulvérisez du benjoin ; mettez-le dans une terrine vernissée, que vous recouvrirez d'une feuille de papier buvard à tissu clair. Placez au-dessus de la terrine un cône en carton. Il est bon de poser sur le fourneau une plaque métallique recouverte de sable. Chauffez ensuite modérément pendant trois ou quatre heures : les vapeurs d'acide benzoïque traverseront le papier et se condenseront dans le cône en aiguilles blanches, qui répandront une odeur d'encens.

RÉSUMÉ

688. L'*acide formique* tire son nom des fourmis rouges qui en produisent.

Il se forme : 1° par la combinaison de l'oxyde de carbone avec l'eau; 2° par l'oxydation des matières organiques ; 3° par le dédoublement de l'acide oxalique.

689. On prépare l'acide formique en oxydant l'amidon délayé dans l'eau par le peroxyde de manganèse et l'acide sulfurique.

690. L'acide formique est un liquide incolore, doué d'une odeur piquante. Il fume à l'air.

Sous l'action des oxydants, il se transforme en eau et en acide carbonique.

691. L'*acide acétique* existe dans la sève d'un grand nombre de plantes.

Il se forme : 1° par l'oxydation de l'alcool du vin ; 2° par l'oxydation de l'aldéhyde, etc.

692. On appelle *fermentation acétique* l'oxydation de l'alcool qui s'opère sous l'influence d'un ferment, le *Mycoderma aceti*.

(1) On pourrait considérer ce composé comme une aldéhyde.

693. L'acide acétique est un liquide doué d'une odeur et d'une saveur agréables. Sa vapeur brûle avec une flamme bleue.

694. L'*anhydride acétique* est un liquide incolore. Son odeur ne diffère guère de celle de son hydrate, l'acide acétique.

695. Un courant de chlore dans l'acide acétique peut produire trois composés, selon la quantité d'hydrogène remplacé par le chlore.

696. On fabrique le *vinaigre* en oxydant l'alcool du vin, de la bière, etc., en élevant le mycoderme : *c'est le procédé de M. Pasteur;* en exposant à l'air dans des tonneaux du vin qui a filtré à travers des copeaux : *c'est le procédé d'Orléans.*

697. La fabrication du vinaigre par le *procédé allemand* consiste à faire tomber goutte à goutte le liquide alcoolisé sur des copeaux de bois où l'air circule.

698. On fait aussi du vinaigre *en distillant le bois.* Quand les matières goudronneuses se sont déposées au fond d'un réservoir, on soutire l'acide pyroligneux qu'on vaporise. Les vapeurs sont recueillies dans de l'eau de chaux renfermant un sulfate de soude : il se forme de l'acétate de soude qu'on purifie.

L'acide acétique est ensuite déplacé par un acide minéral.

699. Le vinaigre possède une odeur agréable. Il sert à assaisonner les mets, etc. L'industrie l'emploie pour la fabrication de la céruse.

700. On reconnaît la pureté et la falsification du vinaigre par plusieurs expériences.

L'acide acétique.

700 *bis*. On reconnaît la pureté du vinaigre.

700 *ter*. On reconnaît la quantité d'acide acétique du vinaigre en neutralisant l'acide, soit avec du carbonate de potasse, soit avec de la craie.

L'acide sulfurique s'y décèle avec du chlorure de chaux.

L'acide nitrique avec du sucre et des plumes d'oie.

701. L'*acétate de potassium* existe dans la sève des plantes ; par déplacement d'acide, il donne naissance au carbonate de potassium.

702. L'*acétate de sodium* cristallise en prismes qui s'effleurissent : sa saveur est piquante.

703. L'*acétate de plomb*, appelé aussi *sel de Saturne*, apparaît sous forme de prismes transparents. Sa saveur est sucrée.

704. L'*acétate de cuivre* NEUTRE, appelé *verdet cristallisé* ou *cristaux de Vénus*, est vert bleuâtre.

705. L'*acétate de cuivre* BIBASIQUE est connu sous les noms de *verdet* ou *vert-de-gris* de Montpellier. Il est employé en peinture à l'huile.

706. L'*acide benzoïque* est monoatomique. Son nom lui vient du benjoin, avec lequel on le prépare.

Il a plusieurs isomères, entre autres l'*acide salicylique.*

99e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 688 à 695). — Acide formique : formation, préparation, propriétés. — Acide acétique, propriétés. — Fermentation acétique. — Acide acétique anhydre. — Dérivés chlorés de l'acide acétique.

2° *Calcul.* Probl. 329 (459). — L'acide formique donne naissance à l'oxyde de carbone et de l'eau, lorsqu'on le chauffe (n° 696). Combien 100 gr. de cet acide produiraient-ils d'oxyde de carbone ?

Probl. 330 (461). — A 132°, l'acide oxalique se dédouble en acide carbonique et en acide formique. Combien 100 gr. d'acide oxalique peuvent-ils produire d'acide formique ?

Probl. 331 (453). — L'acide acétique anhydre, en contact avec l'eau, en absorbe une molécule pour se convertir en acide acétique ordinaire $(C^2H^3O)^2O + H^2O = 2(C^2H^3O^2)$. Avec 100 gr. d'acide acétique anhydre, combien obtiendrait-on d'acide acétique hydraté ?

100e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 696 à 706). — Fabrication du vinaigre : 1° procédé de M. Pasteur; 2° procédé d'Orléans; 3° procédé allemand; 4° par la distillation du bois. — Moyens de connaître sa richesse en acide acétique; sa falsification. — Acétates. — Acide benzoïque.

2° *Calcul.* Probl. 332 (452). — Un bon vinaigre d'Orléans renferme 7,5 0/0 d'acide acétique. Quelle quantité d'alcool s'est ainsi transformée en acide acétique, dans la fabrication de 100 kg de vinaigre ?

Probl. 333 (453). — Trouver l'acide acétique et l'eau que produirait l'acétification de l'alcool de 100 litres de vin, ayant une densité de 0,992 et renfermant 8 0/0 d'alcool.

Probl. 334 (454). — Combien renfermerait d'acide acétique un vinaigre fait avec un vin contenant 10 0/0 d'alcool, qui se change en acide acétique, sans aucune perte ?

Probl. 335 (455). — Calculer le poids de l'oxygène nécessaire pour transformer en acide acétique l'alcool de 220 kg de vin renfermant 7 0/0 d'alcool.

Probl. 336 (456). — Un vin contient 8 0/0 d'alcool, qui s'acétifie. Quelle est la différence du poids de l'alcool, qui était en solution dans le vin, et du poids de l'acide acétique qui s'est produit ?

CHAPITRE XXI

DE QUELQUES ACIDES DIATOMIQUES

1° ACIDE GLYCOLIQUE

Form. atom..... $C^2H^4O^3 = CH^2(OH)(CO^2H)$
Form. en équiv..... $C^4H^4O^6 = C^4H^2(H^2O^2)(O^4)$

Formation. Propriétés. — L'acide glycolique se forme :

1° En oxydant le glycol dans une atmosphère d'oxygène (Wurtz) :

Form. atom.... $C^2H^4(OH)^2 + O^2 = H^2O + C^2H^4O^3$
Form. en équiv. $C^4H^2(H^2O^2)^2 + 2O^2 = 2HO + C^4H^4O^6$ } *acide glycolique.*

2° En réduisant l'acide oxalique par l'hydrogène naissant (Schulze) :

Form. atom.... $C^2H^2O^4 + 2H^2 = H^2O + C^2H^4O^3$
Form. en équiv. $C^4H^2O^8 + 2H^2 = H^2O^2 + C^4H^4O^6$ } *acide glycolique.*

L'acide glycolique cristallise en prismes déliquescents et solubles dans l'eau, l'alcool et l'éther. Il bout à 79°.

L'oxygène le transforme en acide oxalique :

Form. atom.... $C^2H^4O^3 + O^2 = H^2O + C^2H^2O^4$,
Form. en équiv. $C^4H^4O^6 + 2O^2 = H^2O^2 + C^4H^2O^8$, } *acide oxalique.*

2° ACIDE LACTIQUE

Form. atom..... $C^3H^6O^3 = C^2H^4(OH)(CO^2H)$
Form. en équiv..... $C^6H^6O^6 = C^6H^4(H^2O^2)(O^4)$

708. **Formation. Préparation.** — Son nom vient de lait. Il existe à l'état libre dans le petit-lait. Il se forme :

1° Dans la fermentation lactique de la glucose ou des matières qui peuvent produire la glucose (N° 709);

2° Dans l'action des alcalis sur le sucre et la glucose.

Pour le préparer, il faut faire un lactate de chaux de la manière suivante : mélanger 100 gr. d'eau, 10 gr. de sucre, 1 gr. de fromage blanc et 10 gr. de carbonate de calcium pulvérisé. On agite souvent le mélange, qui est maintenu à une température d'environ 32°. Au bout d'une semaine, ce sel est lavé et décomposé par l'acide sulfurique étendu.

La caséine fournit la matière au ferment, qui transforme la glucose en acide lactique :

Form. atom..... $C^6H^{12}O^6 = 2C^3H^6O^3$,
Form. en équiv. $C^{12}H^{12}O^{12} = 2C^6H^6O^6$, } *acide lactique.*

709. **Fermentation lactique.** — Elle se produit dans un mélange de caséine et de glucose, qu'on abandonne à une douce température. D'après M. Pasteur, cette fermentation serait déterminée par un mycoderme spécial, formé de petits globules ou articles courts. Par l'addition d'un alcali au mélange, on provoque la fermentation lactique et on l'empêche de tourner en fermentation *visqueuse*, matière qui ressemblerait à la gomme ou à la dextrine.

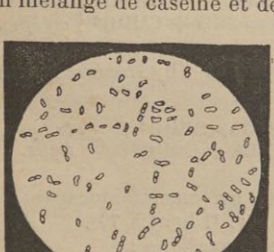


Fig. 304. — Ferment lactique.

710. **Fermentation butyrique.** — Elle est toujours précédée de la fermentation lactique. « Le ferment butyrique, dit M. Pasteur, est constitué par de petites baguettes cylindriques, arrondies à leurs extrémités, ordinairement

droites, isolées ou réunies par chaînes de 2 à, 3, 4 articles. Leur largeur moyenne est de 2 millim. et leur longueur varie de 2 à 20 millim. Ces organismes s'avancent en glissant. Pendant ce mouvement leur corps reste rigide ou éprouve de légères ondulations. Ils pirouettent, se balancent ou font trembler leurs extrémités ; souvent ils sont recourbés. Ces êtres singuliers se reproduisent par fissiparité. Le ferment butyrique est donc un infusoire du genre vibrion. » C'est ainsi que la glucose se transforme en acide butyrique :

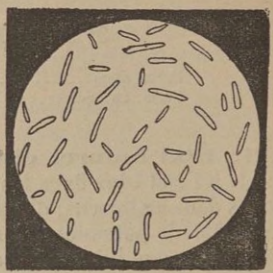


Fig. 305. — Ferment butyrique.

Form. atom.... $C^6H^{12}O^6 = 2CO^2 + 2H^2, +C^4H^8O^2$ } *acide bu-*
Form en équiv. $C^{12}H^{12}O^{12} = 2C^2O^4 + 2H^2, +C^8H^8O^4$ } *tyrique.*

711. **Propriétés.** — L'acide lactique se présente sous l'aspect d'un sirop incolore ; sa saveur est franchement acide.

A 100°, il perd de l'eau : vers 130°, il devient amorphe, insoluble dans l'eau, c'est l'acide dilactique :

Form. atom..... $2C^3H^5O^2.OH = H^2O + (C^3H^5O^2)^2O$, } *acide di-*
Form. en équiv. $2C^6H^6O^6 = H^2O^2 + 2C^3H^5O^5$, } *lactique.*

Si on continue à le chauffer jusqu'à 250°, il se dégage un peu d'oxyde de carbone et d'acide carbonique : au récipient on trouve de la lactide ou anhydride lactique, qu'on peut, avec de l'eau bouillante, transformer en acide lactique (Pelouze).

L'acide lactique est monobasique : il ne forme qu'une série de sels plus ou moins bien définis.

Exp. 635. Faites de l'empois avec de l'amidon ; abandonnez-le à la température de 20° à 40°. Il se liquéfiera, s'aigrira : vous aurez de l'acide lactique.

636. Exprimez le jus de quelques carottes, et abandonnez-le à une température de 30° à 40°. La fermentation donnera de l'acide lactique et du mucilage.

637. Introduisez un petit morceau de présure dans du petit-lait. Abandonné à une température autour de 30°, le liquide produira de l'acide lactique.

3° ACIDE OXALIQUE

Form. atom..... $C^2H^2O^4 = (CO.OH)^2$
Form. en équiv..... $C^4H^2O^8 = C^4H^2(O^4)\,(O^4)$

712. **État naturel et formation.** — L'acide oxalique existe à l'état libre dans les pois chiches ; à l'état d'oxalate de chaux dans les lichens ; d'oxalate de soude dans les amarantes ; d'oxalate de potassium, dans la surelle et la grande oseille : c'est de là que lui vient son nom vulgaire de *sel d'oseille*. Il se forme :

1° En oxydant le glycol par l'acide azotique (Wurtz) :

Form. atom.. $C^2H^4(OH)^2 + 2O^2 = 2H^2O + C^2O^2(OH)^2$,
Form. équiv. $C^4H^6O^4 + 4O^2 = 2H^2O^2 + C^4H^2O^8$, } *acide oxalique.*

2° En oxydant, par l'acide nitrique, l'alcool, le sucre, l'amidon, la cellulose, etc. :

Form. atom.... $C^2H^6O + 5O = 2H^2O + C^2H^2O^4$
Form. en équiv. $C^4H^6O^2 + 5O^2 = 2H^2O^2 + C^4H^2O^8$, } *acide oxalique.*

3° Par synthèse, en traitant l'acétylène par le manganate de potassium (Berthelot) :

Form. atom.... $C^2H^2 + 2O^2 = C^2H^2O^4$,
Form. en équiv. $C^4H^2 + 4O^2 = C^4H^2O^8$, } *acide oxalique.*

713. **Préparation.** — L'acide oxalique était autrefois retiré de l'oseille : le jus clarifié était précipité par le chlorure de calcium avec addition de chaux éteinte ; l'oxalate de chaux était décomposé par l'acide sulfurique.

On le prépare aussi en traitant 1 partie d'amidon par 8 parties d'acide azotique et 10 parties d'eau. Le mélange est chauffé dans une cornue. Quand la réaction s'est opérée, on évapore pour chasser l'acide azotique et on laisse cristalliser le résidu.

Aujourd'hui l'acide oxalique est préparé industriellement de la manière suivante : dans une solution alcaline composée de 1 partie de potasse et 2 de soude, on broie 1 partie de sciure de bois. De l'hydrogène et divers carbures se dégagent ; et la masse qui renferme des oxalates alcalins est in-

troduite dans un lait de chaux porté à l'ébullition : l'oxalate de chaux est ensuite traité par l'acide sulfurique étendu.

714. **Propriétés. Usages.** — L'acide oxalique cristallise en prismes rhomboïdaux obliques blancs enfermant 2 molécules d'eau.

A 98° il fond dans son eau de cristallisation. Chauffé doucement avec de la glycérine, il se dédouble en acide carbonique et en acide formique (Berthelot) :

$$C^2H^2O^4 = CO^2 + CH^2O^2, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^2O^8 = 2CO^2 + C^2H^2O^4, \text{ form. en équiv.}$$

Vers 170° ou chauffé avec de l'acide sulfurique, il se décompose en acide carbonique, oxyde de carbone et vapeur d'eau :

$$C^2H^2O^4 = CO^2 + CO + H^2O, \text{ form. atom.}$$
$$C^4H^2O^8 = 2CO^2 + 2CO + H^2O^2, \text{ form. en équiv.}$$

Avec les sels de chaux, il forme des précipités, insolubles dans l'acide acétique et solubles dans les acides minéraux, sans effervescence : ces réactions sont caractéristiques.

L'acide oxalique est un poison violent. L'acide oxalique sert de *rongeant* dans la fabrication des indiennes. On l'emploie pour approprier les ustensiles, les instruments; pour enlever les taches d'encre sur le linge. La médecine l'administre dans des pastilles rafraîchissantes. Sa propriété de dissoudre le bleu de Prusse est mise à profit pour faire de l'encre bleue.

Exp. 638. Introduisez, dans un flacon, du sucre et de l'acide azotique étendu d'eau; faites bouillir : le refroidissement vous donnera des cristaux d'acide oxalique.

639. Réduisez en poudre un peu d'acide oxalique, couvrez-en une tache sur une étoffe, préalablement imbibée d'eau chaude; frottez avec le bout du doigt et lavez. L'emploi de cet acide est préférable aux acides minéraux, qui altèrent les étoffes.

640. Avec une dissolution d'acide oxalique dans l'eau, on peut nettoyer le cuivre et enlever les taches d'encre sur le papier.

641. Faites dissoudre 30 gr. d'acide oxalique dans 1 litre d'eau; ajoutez-y un peu de terre pourrie; puis, avec un linge, passez-en sur les objets en cuivre que vous voudrez nettoyer ; ensuite essuyez-les.

715. **Oxalates.** — L'acide oxalique forme des sels acides, si un seul de ses atomes d'hydrogène est remplacé par un métal; mais, étant à la fois diatomique et bibasique, il peut

former des sels neutres : c'est ce qui arrive quand les deux atomes d'hydrogène sont remplacés par un métal :

	Form. atom.	Form. en équiv.
Oxalate de potassium *acide*	$C^2HKO^4 + H^2O$;	$C^4HKO^8 + H^2O^2$
Oxalate de potassium....	$C^2O^4K^2 + H^2O$;	$C^4K^2O^8 + H^2O^2$
Oxalate d'ammonium....	$C^2O^2(AzH^4)^2 + H^2O$;	$C^4H^2O^4, 2AzH^3 + H^2O^2$

1° L'*oxalate de potassium acide* existe dans un grand nombre de végétaux, notamment dans les oxalis. Dans le commerce, on le connaît sous le nom de *sel d'oseille :* on s'en sert pour décaper les métaux, enlever les taches d'encre, de rouille.

2° L'*oxalate de potassium* s'obtient en saturant, par le carbonate de potassium, l'oxalate de potassium acide. Ce sel cristallise en prismes rhomboïdaux obliques. Il se dissout dans 2 parties d'eau.

3° L'*oxalate d'ammonium* existe dans le guano. Il cristallise en longs prismes rhomboïdaux. Il est soluble dans l'eau.

Exp. 642. Faites dissoudre dans un verre un peu d'acide oxalique; dans un autre, faites une dissolution de chlorure de chaux. Réunissez les deux liqueurs : vous aurez un précipité blanc, c'est-à-dire de l'oxalate de chaux.

643. Faites dissoudre, dans l'eau, un peu de *sel d'oseille*, qui est un oxalate double de potasse et de fer. Avec cette dissolution, enlevez des taches de rouille sur du linge.

644. L'acide oxalique est à l'état d'oxalate de potasse dans l'oseille : servez-vous de ce légume pour nettoyer quelques cuivres.

4° ACIDE SUCCINIQUE

Form. atom..... $C^4H^6O^4 = C^2H^4(CO^2H)^2$
Form. en équiv..... $C^8H^6O^8 = C^8H^6(O^4)(O^4)$

716. **État naturel et formation.** — L'acide succinique doit son nom au succin, matière bitumineuse d'où il a été extrait. Il existe aussi dans l'essence de térébenthine, l'absinthe, etc.; dans les liquides provenant des animaux, dans le vin provenant de la fermentation alcoolique, etc.

L'acide succinique se forme :

1° En oxydant, par l'acide azotique, les corps gras complexes, tels que les acides stéarique, palmitique;

2° En réduisant l'acide tartrique par l'acide iodhydrique (Schmitt) :

Form. atom... . $C^4H^6O^6 + 2H^2 = 2H^2O + C^4H^6O^4$,
Form. en équiv. $C^8H^6O^{12} + 2H^2 = 2H^2O^2 + C^8H^6O^8$,
} *acide succinique.*

717. **Préparation.** — On prépare l'acide succinique par la distillation sèche du succin : le produit complexe obtenu dans le récipient cristallise. On le fait bouillir dans l'acide azotique pour détruire les matières qui souillent l'acide succinique qu'on fait ensuite cristalliser.

Mais il est préférable de mélanger 1 partie de malate de chaux brut avec 3 parties d'eau et un peu de fromage pourri, et de maintenir le tout en fermentation pendant quelques jours entre 30° et 40°. On reprend le produit par l'eau aiguisée d'acide sulfurique en excès, on fait bouillir et on filtre : la liqueur concentrée donne des cristaux d'acide succinique. (Berthelot.)

718. **Propriétés.** — L'acide succinique cristallise en grands prismes obliques à base rhomboïdale. Il fond à 180°, il bout à 235° et se dédouble en eau et anhydride succinique :

Form. atom..... $C^4H^6O^4 = H^2O + C^4H^4O^3$ } *anhydride succinique*
Form. en équiv. $C^8H^6O^8 = H^2O^2 + C^8H^4O^6$ }

L'acide succinique est soluble dans 2, 2 d'eau chaude : sa solution neutre précipite les sels ferriques.

Diatomique et bibasique, l'acide succinique forme des succinates acides et des succinates neutres.

RÉSUMÉ

707. L'*acide glycolique* se forme en oxydant le glycol ou en réduisant l'acide oxalique par l'hydrogène. Il cristallise en prismes.

708. L'*acide lactique* prend naissance dans la fermentation lactique de la glucose et dans l'action des alcalis sur le sucre et la glucose.

709. On appelle *fermentation lactique* celle qui se produit dans un mélange de caséine et de glucose abandonné à une douce température.

710. La *fermentation butyrique* suit la fermentation lactique. Le ferment butyrique est constitué par de petites baguettes.

711. L'acide lactique se présente sous l'aspect d'un sirop incolore, franchement acide.

712. L'*acide oxalique* existe à l'état libre dans les pois chiches ; à l'état d'oxalate dans la grande oseille. Il se forme en oxydant le glycol ou l'alcool par l'acide azotique.

713. On prépare l'acide oxalique en chauffant dans une cornue un mélange d'amidon, d'acide azotique et d'eau.

714. L'acide oxalique a l'aspect de prismes rhomboïdaux. Il se dédouble quand on le chauffe, soit avec la glycérine, soit avec de l'acide sulfurique.

On l'emploie en teinture comme rongeant.

715. Les *oxalates* peuvent être acides ou neutres. Il en existe un de potassium acide et un autre neutre.

716. L'*acide succinique* tire son nom du succin, matière bitumineuse d'où on l'a extrait. Il se forme en réduisant l'acide tartrique.

717. On prépare l'acide succinique avec un mélange de malate de chaux, d'eau et de fromage pourri.

718. L'acide succinique cristallise en grands prismes obliques. Il fond à 180° et bout à 235°.

101e DEVOIR.

1° *Réaction* (nos 707 à 718). — Acide glycolique. — Acide lactique. — Fermentations lactique et butyrique. — Acide oxalique. — Acide succinique.

2° *Calcul.* Probl. 337. — Donnez en centièmes la quantité de carbone que renferment les molécules des acides glycolique, lactique, oxalique et succinique.

Probl. 338 (462). — Chauffé vers 170°, l'acide oxalique se décompose (n° 714). On demande le poids des trois produits de la réaction sur 160 gr. d'acide oxalique

CHAPITRE XXII

DE QUELQUES AUTRES ACIDES POLYATOMIQUES

1° ACIDE MALIQUE

Form. atom..... $C^4H^6O^5 = C^2H^3(OH)(CO^2H)^2$
Form. en équiv..... $C^8H^6O^{10} = C^8H^4(H^2O^2)(O^4)(O^4)$

719. **État naturel. Formation. Préparation.** — Il existe abondamment dans le règne végétal, particulièrement dans les pommes vertes acides, les cerises, les airelles, les fraises, les framboises, les coings, etc.

L'acide malique se forme en réduisant l'acide tartrique par l'acide iodhydrique :

Form. atom... $C^4H^6O^6 + H^2 = H^2O + C^4H^6O^5$
Form. en équiv. $C^8H^6O^{12} + H^2 = H^2O^2 + C^8H^6O^{10}$ } *acide malique.*

On le prépare avec les baies du sorbier, récoltées avant leur complète maturité. On fait bouillir le jus qui en est exprimé: on le neutralise avec de la chaux. Le malate de chaux formé est décomposé par un acétate de plomb. Avec l'hydrogène sulfuré, on décompose le malate de plomb.

720. **Propriétés.** — L'acide malique cristallise sous forme de petites aiguilles groupées en mamelons, il est déliquescent. Sa solution aqueuse dévie à gauche le plan de polarisation.

A 100°, il fond; à 130°, il perd de l'eau; à 175°, il se convertit en deux isomères : l'acide maléique qui distille, et l'acide fumarique qui reste dans la cornue: avec la potasse, il se dédouble en acides acétique et oxalique:

La solution de l'acide malique ne précipite ni par le chlorure de calcium, ni par les sulfates de calcium et de potassium.

L'acide malique est triatomique et bibasique : souvent ses sels sont acides.

2° ACIDE TARTRIQUE

Form. atom..... $C^4H^6O^6 = C^2H^2(OH)^2(CO^2H)^2$
Form. en équiv..... $C^8H^6O^{12} = C^8H^2(H^2O^2)^2(O^4)\ (O^4)$

721. **Etat naturel. Préparation.** — L'acide tartrique existe dans les fruits, dans le jus du raisin, en particulier, à l'état de tartrate de potassium.

Par la fermentation, ce sel se précipite et se mêle à de la chaux et à des matières colorantes : c'est la crème de tartre. Pour le purifier, on le dissout dans l'eau bouillante où l'on ajoute de la craie et de l'argile. Il se forme un tartrate de calcium insoluble qu'on recueille sur un filtre : le tartrate de potassium reste en solution. On y ajoute du chlorure de calcium. L'acide tartrique se précipite à l'état de tartrate de calcium. On enlève la chaux avec l'acide sulfurique, et l'acide tartrique est mis en liberté.

722. **Propriétés.** — L'acide tartrique cristallise en gros prismes rhomboïdaux obliques, transparents, incolores, inaltérables à l'air. Insoluble dans l'alcool et l'éther, il se dissout dans 1,5 d'eau froide et 0,5 d'eau chaude. Cette solution dévie à droite le plan de polarisation de la lumière ; elle précipite les sels de potassium.

A 170° l'acide tartrique fond, et se transforme en acide isomérique, l'*acide métatartrique*. Maintenu en fusion, il perd de l'eau et se convertit en une masse spongieuse, c'est l'acide tartrique anhydre :

Form. atom..... $C^4H^6O^6 = H^2O + C^4H^4O^5$, } *acide tartrique anhydre.*
Form. en équiv. $C^8H^6O^{12} = H^2O^2 + C^8H^4O^{10}$, }

A une température plus élevée, il se forme deux acides pyrogénés :

Form. atom..... $C^4H^6O^6 = H^2O + CO^2 + C^3H^4O^3$, } *acide pyruvique.*
Form. en équiv. $C^8H^6O^{12} = H^2O^2 + 2CO^2 + C^6H^4O^6$, }

Form. atom.... $2C^4H^6O^6 = 2H^2O + 3CO^2 + C^5H^8O^4$. (*acide pyro-*
Form. en équiv. $2C^8H^6O^{12} = 2HO^2 + 6CO^2 + C^{10}H^8O^8$,) *tartrique*.

723. **Acides tartriques isomériques.** — A la lumière polarisée et à la forme cristalline, on distingue quatre acides tartriques :

L'*acide tartrique droit* qui tourne à droite le plan de polarisation : ses cristaux sont hémiédriques.

L'*acide tartrique gauche* qui dévie à gauche le plan de polarisation de la même quantité que l'acide droit : ses cristaux sont aussi hémiédriques, mais en sens inverse.

L'*acide racémique*, combinaison des acides tartriques gauche et droit; il n'exerce aucune influence sur la lumière polarisée; on peut le dédoubler en ses deux composants.

L'*acide tartrique inactif* est aussi dépourvu de pouvoir rotatoire; mais il n'est pas dédoublable comme le précédent.

Exp. 645. Placez un peu d'acide tartrique sur une lame de platine, et chauffez dans la flamme de la lampe à alcool. Observez les phénomènes : couleur, odeur, dégagement de vapeur d'eau, résidu charbonneux.

Les acides organiques se carbonisent, contrairement aux acides inorganiques.

646. Introduisez 4 gr. d'acide tartrique dans 2 gr. d'eau chaude. Étendez cette dissolution d'une grande quantité d'eau : vous remarquerez des flocons mucilagineux; le liquide perdra son acidité, parce que l'acide se décompose.

647. Introduisez de l'ammoniaque par gouttes dans une dissolution d'acide tartrique, il se formera un tartrate d'ammoniaque. A un moment qu'il faut observer, le liquide ne sera ni acide ni alcalin : constatez-le avec le papier réactif.

724. **Tartrates.** — L'acide tartrique est tétratomique et bibasique; ses sels peuvent être neutres ou basiques.

	Form. atom.	Form. en équiv.
Tartrate de Sb et de K :	$C^4H^4KSbO^6 + H^2O$;	$C^8H^4O^{10}, KO, SbO + H^2O^2$
Tartrate de K et de Na :	$C^4H^4KNaO^6 + H^2O$;	$C^8H^4O^{10}, KO, NaO + H^2O^2$
Tartrate de potassium.....	$C^4H^5KO^6$;	$C^8H^5KO^{12}$

1° Le *tartrate de potassium*, appelé *crème de tartre*, est extrait du tartre des vins qu'on fait bouillir dans de l'eau où l'on ajoute un peu d'argile. Après plusieurs cristallisations, il apparaît en prismes rhomboïdaux droits, peu solubles dans l'eau;

2° Le *tartrate de potassium et de sodium* est connu sous le nom de *sel de Saignette*, pharmacien de La Rochelle qui le découvrit. On le prépare avec la crème de tartre. Il cristallise en beaux prismes rhomboïdaux droits qui fondent à 75° dans

l'eau de cristallisation. Il est soluble dans 1,25 d'eau : c'est un purgatif que la médecine emploie ;

3° Le *tartrate d'antimoine et de potassium* est connu sous le nom d'*émétique*. On le prépare en faisant bouillir pendant une heure 12 parties de crème de tartre avec 10 parties d'oxyde d'antimoine et 100 parties d'eau. Après s'être filtrée, la liqueur dépose par le refroidissement des cristaux octaédriques à base rhombe. L'émétique se dissout dans 19 parties d'eau à 9°. La saveur est nauséabonde; le tanin, les acides azotique, sulfurique, chlorhydrique, le précipitent de sa solution.

L'émétique rend d'utiles services à la médecine pour provoquer les vomissements. Pris en trop grande quantité, c'est un poison violent.

Exp. 648. Dans une dissolution concentrée de potasse, ajoutez de l'acide tartrique jusqu'à neutralisation. De l'acide carbonique se dégagera sans que la dissolution éprouve de changement apparent : ce sera du tartrate de potassium neutre.

Continuez à y ajouter de l'acide tartrique; le liquide se troublera et vous verrez se déposer de petits cristaux acides, peu solubles dans l'eau; c'est du tartrate acide ou bitartrate de potassium.

649. Chauffez sur la lame de platine un peu de ce bitartrate que vous aurez préparé. Observez les phénomènes; il restera un sel blanc, du carbonate de potassium.

3° ACIDE CITRIQUE

Form. atom..... $C^6H^8O^7 = C^3H^4(OH)(CO^2H)^3$
Form. en équiv..... $C^{12}H^8O^{14} = C^{12}H^6(A^3H^2O^2)(O)^3$

725. **État naturel. Préparation.** — Il existe dans les fruits acides, tels que les oranges, les groseilles, les fruit verts de la pomme de terre et particulièrement les citrons.

L'acide citrique se prépare avec le jus de citron, saturé au moyen de la craie. On décompose le citrate de chaux avec l'acide sulfurique étendu. Séparée du sulfate de calcium, la liqueur donne des cristaux d'acide citrique.

726. **Propriétés.** — L'acide citrique cristallise en gros prismes appartenant au type orthorhombique. Il est très soluble dans l'eau.

A 130°, il fond dans son eau de cristallisation. Porté à

175°, il perd son eau et se transforme en acide aconitique :

Form. atom.... $C^6H^8O^7 = H^2O + C^6H^6O^6$
Form. en équiv. $C^{12}H^8O^{14} = H^2O^2 + C^{12}H^6O^{12}$ } *acide aconitique.*

L'acide aconitique, qu'on trouve tout formé dans l'aconit, se transforme, sous l'action de la chaleur, en deux isomères : l'acide citraconique et l'acide itaconique.

Form. atom.... $C^6H^6O^6 = CO^2 + C^5H^6O^4$
Form. en équiv. $C^{12}H^6O^{12} = 2CO^2 + C^{10}H^6O^8$ } *acides citraconique et itaconique*

Sous l'action de la potasse, l'acide citrique se dédouble en acide oxalique et en acide acétique :

$C^6H^8O^7 + H^2O = C^2H^2O^4 + 2C^2H^4O^2$, form. atom.
$C^{12}H^8O^{14} + H^2O^2 = C^4H^2O^8 + 2C^4H^4O^4$, form. en équiv.

La solution d'acide citrique ne donne pas de précipité avec l'eau de chaux, ni avec l'hydrogène sulfuré.

L'acide citrique est tétratomique et tribasique.

4° ACIDE GALLIQUE

Form. atom..... $C^7H^6O^5$
Form. en équiv..... $C^{14}H^6O^{10}$

727. **État naturel. Préparation.** — Il existe dans plusieurs plantes, entre autres dans le sumac : on l'a trouvé dans l'écorce de pommier.

Il se prépare économiquement avec les noix de galle en fermentation : non pas que cet acide existe tout formé dans ce végétal, mais parce que, sous l'influence d'un ferment, l'acide tannique se dédouble en acide gallique et en glucose :

F. at.... $C^{27}H^{22}O^{17} + 4H^2O = C^6H^{12}O^6 + 3C^7H^6O^5$,
F. en éq. $C^{54}H^{22}O^{34} + 4H^2O^2 = C^{12}H^{12}O^{12} + 3C^{14}H^6O^{10}$, } *acide gallique.*

A cet effet, on concasse des noix de galle ; on les met dans l'eau et au contact de l'air. Il faut avoir soin d'y ajouter de l'eau de temps en temps, de manière que les fragments de noix soient toujours humides. Au bout de deux ou trois mois, on exprime la masse : le résidu, qui est noir, est ensuite bouilli avec de l'acide sulfurique étendu. On filtre la liqueur et on l'abandonne à la cristallisation : l'ébullition, le filtrage et la cristallisation sont répétées plusieurs fois.

728. **Propriétés.** — L'acide gallique retient en cristallisant une molécule d'eau H^2O : longues aiguilles soyeuses, inodore, saveur astringente, très soluble dans l'eau froide et l'alcool, telles sont ses propriétés physiques.

Chauffé à 100, il perd son eau de cristallisation ; chauffé davantage, il se convertit en acide pyrogallique employé en photographie : $C^7H^6O^5 = CO^2 + C^6H^6O^3$ pyrogallique. Cet acide forme des sels assez importants pour la teinturerie.

Exp. 650. Procurez-vous un peu d'eau ferrugineuse, laissez-y tomber quelques gouttes d'acide gallique ; si vous n'aviez pas cet acide, vous pourriez vous servir d'une décoction de noix de galle : d'abord vous n'apercevrez pas de précipité, mais, au contact de l'air, la liqueur se colorera en brun, car le fer s'oxydera.

RÉSUME

719. L'*acide malique* existe dans le règne végétal : pommes cerises, fraises, etc. On le prépare en réduisant l'acide tartrique par l'acide iodhydrique.

720. L'acide malique cristallise sous forme de petites aiguilles groupées. A 130°, il perd de l'eau et se convertit en deux isomères : l'acide maléique et l'acide fumarique.

721. L'*acide tartrique* existe dans le jus du raisin à l'état de tartrate de potassium.

722. L'acide tartrique cristallise en gros prismes rhomboïdaux obliques, transparents. La solution dévie à droite le plan de polarisation de la lumière.

723. On distingue plusieurs acides tartriques : celui qui dévie à droite ; celui qui dévie à gauche ; l'acide racémique, qui est une combinaison des deux autres ; enfin l'acide tartrique inactif, dépourvu de pouvoir rotatoire et non dédoublable.

724. De tous les tartrates, le plus connu est celui d'antimoine et de potassium ; en d'autres termes l'*émétique*.

725. L'*acide citrique* existe dans les fruits acides : groseilles, citrons, etc. On le prépare avec le jus de citron.

726. L'acide citrique cristallise en gros prismes. A 175°, il perd son eau et se transforme en *acide aconitique*.

727. L'*acide gallique* existe dans plusieurs plantes, le sumac, entre autres. Il se prépare avec la noix de galle en fermentation.

728. L'acide gallique cristallise avec une molécule d'eau qu'il perd à 100° par sa transformation en *acide pyrogallique*.

102e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 719 à 728). — Acide malique. — Acide tartrique : ses isomères. — Tartrates. — Acide citrique. — Acide gallique.

2° *Calcul.* Probl. 339 (465). — 2 gr. d'acide citrique acidulent agréablement

1 litre d'eau; et, si, à tous les 4 gr. d'acide, on ajoute 175 gr. de sucre, on a une bonne limonade. Donnez le poids des corps simples d'un kg. de cette eau.

Probl. 340 (466). — L'encre se forme par l'action des acides tannique et gallique sur les sels de fer. On a fait une bouillie avec 6 kg. d'eau, 1 kg. 1/2 de noix de galle, 1 kg. de campêche et 1 kg. de couperose. La noix de galle renfermant 0,26 de tanin et 0,06 d'acide gallique, a formé des tannates et des gallates de fer, $FeO,C^{27}H^{22}O^{17}$ et $FeO,C^{7}H^{6}O^{5}$. Le 1/4 du protoxyde de fer s'est combiné avec l'acide tannique et le reste avec l'acide gallique. Calculer le poids des deux acides combinés avec FeO.

Probl. 341 (468). — Au contact de l'air, une solution d'acide tannique se transforme en acide gallique et en glucose (n° 727). Dites combien 1 kg. de tanin donnerait de ces deux produits.

CHAPITRE XXIII

ALCALIS OU AMMONIAQUES COMPOSÉES (AMINES)

729. **Généralités. Classification.** — Dans les chapitres précédents, nous avons traité des composés formés de carbone, d'hydrogène et d'oxygène. Un autre élément, l'azote, vient s'ajouter à deux et quelquefois à trois des corps simples qui jouent un rôle si important dans la matière organisée.

Les amines artificielles sont des composés qui résultent de la substitution d'un radical psoitif (N°s 36, 45), à l'hydrogène de l'ammoniaque AzH^3. Cette combinaison peut donner lieu à des monamines, des diamines, des triamines.

730. **Monamines.** — 1° Les monamines sont *primaires*, si 1 seul atome d'hydrogène de l'ammoniaque est remplacé par un radical monoatomique ou polyatomique :

	Form. atom.	Form. en équiv.
Méthylamine.....	$(CH^3),H^2Az$;	C^2H^5Az
Éthylamine.....	$(C^2H^5),H^2Az$;	C^4H^7Az
Propylamine.....	$(C^3H^7),H^2Az$;	C^6H^9Az

2° Les monamines sont *secondaires*, si, à 2 atomes d'hydrogène de l'ammoniaque, est substitué un radical alcoolique :

Diméthylamine.....	$(CH^3)^2,HAz$;	C^4H^7Az
Diéthylamine.....	$(C^2H^5)^2,HAz$;	$C^8H^{11}Az$
Dipropylamine	$(C^3H^7)^2,HAz$;	$C^{12}H^{15}Az$

3° Les monamines sont *tertiaires*, si les 3 atomes d'hydrogène de l'ammoniaque sont remplacés par un radical alcoolique :

Triméthylamine.....	$(CH^3)^3Az$;	C^6H^9Az
Triéthylamine.....	$(C^2H^5)^3Az$;	$C^{12}H^{15}Az$
Tripropylamine.....	$(C^3H^7)^3Az$;	$C^{18}H^{21}Az$

731. **Diamines.** — Elles dérivent du doublement de la molécule d'ammoniaque $(H^3Az)^2$. On les divise aussi en primaires, secondaires, tertiaires, selon que le radical alcoolique remplace le 1/3, les 2/3 ou la totalité de l'hydrogène de l'ammoniaque.

732. **Triamines.** — Ces ammoniaques artificielles résultent de trois molécules d'ammoniaque $(H^3Az)^3$ où l'hydrogène est remplacé par des radicaux diatomiques, triatomiques, etc. On les divise en triamines primaires, secondaires, tertiaires, quaternaires.

Comme on le voit, il se forme un grand nombre d'ammoniaques artificielles. Le cadre que nous nous sommes imposé ne nous permet pas d'en décrire beaucoup.

METHYLAMINE

Form. atom..... $CH^5Az = (CH^3)H^2Az$
Form. en équiv..... $C^2H^5Az = (C^2H^2)AzH^3$

733. **Formation. Préparation.** — Ce composé, découvert par M. Vurtz, se forme :

1° Par l'action du chlorhydrate d'ammoniaque sur l'esprit de bois à 300° (Berthelot) ;

2° Par l'hydrogénation de l'acide cyanhydrique (Mendius) :

Form. atom.... $CAzH + 2H^2 = CH^5Az$,
Form. en équiv. $C^2AzH + 2H^2 = C^2H^5Az$, } *méthylamine*,

On le prépare en faisant bouillir du cyanurate de méthyle avec de la potasse dans un ballon surmonté d'un serpentin où les vapeurs d'eau se condensent ; la méthylamine gazeuse va se dissoudre dans une petite quantité d'acide chlorhydrique. Il se forme du chlorhydrate de méthylamine qu'on évapore jusqu'à siccité. On mélange le résidu avec le double de chaux vive réduite en poudre. Sous l'influence d'une douce chaleur, la méthylamine se dégage : on la reçoit sur le mercure.

734. **Propriétés.** — La méthylamine est un gaz incolore qui se liquéfie au-dessous de 0°. Elle est douée d'une odeur ammoniacale, rappelant celle de la marée.

Elle brûle avec une flamme pâle : ce caractère la distingue du gaz ammoniac, qui est incombustible.

Sa solubilité est très grande : à 12°, 1 volume d'eau dissout

1150 volumes de ce gaz. Comme l'ammoniaque, cette solution est alcaline ; elle précipite de leur solution les oxydes de fer, de cuivre, de zinc, de plomb.

La méthylamine peut former des sels :

Le *chlorhydrate de méthylamine* CH^5Az, HCl. Soluble dans l'alcool, ce sel se dépose en grandes lames déliquescentes. il forme avec le chlorure de platine des paillettes jaune d'or $2(CH^3Az,HCl) + PtCl^4$ (1).

ÉTHYLAMINE

Form. atom..... $C^2H^7Az = (C^2H^5),H^2Az$
Form. en équiv..... $C^4H^7Az = (C^4H^4),AzH^3$

735. **Préparation. Propriétés.** — On la prépare comme la méthylamine : il n'y a de matière changée que le cyanurate qui est d'éthyle au lieu de méthyle.

L'éthylamine est un liquide incolore, mobile, doué d'une odeur semblable à l'ammoniaque. Sa densité n'est que 0,696.

Elle brûle avec une flamme jaunâtre. Elle se mêle à l'alcool, l'éther. Sa dissolution se fait en toutes proportions.

Semblable à l'ammoniaque, l'éthylamine précipite la plupart des solutions métalliques. A l'approche d'une baguette trempée dans l'acide chlorhydrique, l'éthylamine répand d'épaisses vapeurs blanches, comme l'ammoniaque.

Parvenu ici, faites le 103e *devoir.*

ANILINE ou PHÉNYLAMINE

736. **Historique. Préparation.** — En 1867, les produits tinctoriaux préparés avec l'aniline s'élevaient à 60 millions. Plus de 10, 000 kg. d'aniline se fabriquaient journellement en Europe. Elle valait 50 fr. le kg. en 1858 : aujourd'hui elle ne coûte que 2 fr.

On fabrique l'aniline par plusieurs procédés. Mais, de tous ceux qu'on a essayés, le plus avantageux est celui de

(1) Les formules en équivalents sont les mêmes, sauf C et Pt qui doublent.

M. Béchamp, savoir la réduction de la nitrobenzine par l'acide acétique et le fer. (Voir page 508.)

737. **Propriétés.** — L'aniline est un liquide huileux, incolore, doué d'une odeur vineuse désagréable. Sa densité égale celle de l'eau à peu de chose près. Elle bout à 185°. Insoluble dans l'eau, elle est miscible dans l'alcool et l'éther.

Se combinant avec les acides, l'aniline forme des sels qui ont de l'analogie avec les sels ammoniacaux.

738. **Dérivés de l'aniline.** — *Leurs usages :*

1° *Violets d'aniline :*

Violet de mauvéine
Violet de Williams
Violet de Paris
Violet de mauvaniline

2° *Rouges d'aniline :*

Rouge d'aniline, rosaniline ou fuchsine
Rouge de toluène

3° *Matières colorantes dérivées de la rosaniline*

Violet à l'aldéhyde
Violet impérial
Violet de méthyle et d'éthyle rosaniline
Bleu de Lyon ou bleu de fuchsine
Bleu de toluidine
Bleu de diphénylamine
Vert du bleu d'aldéhyde
Vert produit dans l'éthylamine de la rosaniline
Noir d'aniline
Jaunes d'aniline
Bruns et marons d'aniline.

Les couleurs d'aniline sont employées dans la teinture et l'impression ; dans la fabrication des papiers peints ; dans la coloration de certains savons, vinaigres; dans la teinture de la corne et de l'ivoire, etc.

Exp. 651. Versez dans de l'aniline quelques gouttes d'acide azotique concentré : vous aurez un bleu foncé. Une douce chaleur ferait passer cette teinte au jaune, et déterminerait bientôt une réaction très vive ayant pour résultat la formation de cristaux jaunes d'acide picrique.

652. Introduisez du lait de chaux dans l'aniline, vous obtiendrez un bleu violet très fugace : la couleur passerait au rouge, surtout au contact d'acides.

MATIÈRES COLORANTES

739. **Généralités.** — Toutes renferment du carbone, de l'hydrogène et de l'oxygène ; l'azote s'ajoute à quelques-unes. Ce sont des principes immédiats, blanchâtres dans les êtres organisés, se colorant au contact de l'air. Leur couleur se modifie aussi par l'hydratation. La lumière les altère. Foyers d'oxygène naissant, les composés oxydants détruisent les couleurs. Aucune matière colorante ne résiste à l'action du chlore.

Toutes sont solides, inodores et, en général, sans saveur. Maintenues entre 150 et 180°, les matières colorantes se détruisent : elles peuvent distiller ; quelques-unes se volatilisent.

La plupart des matières colorantes sont solubles à l'eau, à chaud surtout. Elles se dissolvent généralement bien dans l'alcool, l'éther, l'esprit de bois, la benzine, les huiles grasses, les essences, etc.

Les acides et les alcalis faibles dissolvent les couleurs solides ; les acides et les alcalis forts les détruisent.

En général, les principes colorants se combinent avec les oxydes métalliques : ils forment ce qu'on appelle des *laques :* ce sont des sels où la matière colorante joue le rôle d'acide.

Les sels agissent sur les couleurs dissoutes soit par leur acide, soit par leur base ; c'est sur ces décompositions et la formation de laques qu'est basée la théorie des *mordants.*

Les matières colorantes s'unissent aux tissus. Il se forme, dit Girardin, un composé ternaire de tissu, d'oxyde et de principe colorant. Les tissus d'origine animale, laine, soie, fixent mieux la matière colorante que les tissus d'origine végétale, lin, coton, etc.

740. **Principales matières colorantes des substances organiques.** — Les couleurs naturelles tirent leurs noms des animaux ou des végétaux qui les fournissent ; les couleurs artificielles, des matières qui les ont fournies.

1° MATIÈRES COLORANTES ROUGES

NOMS	FORM. ATOM.	FORM. EN ÉQUIV.	ORIGINE
Alizarine	$C^{10}H^6O^3$	$C^{20}H^6O^6$	Racines de garance,
Purpurine	$C^{14}H^8O^6$	$C^{28}H^8O^{12}$	—
Brésiline et brésiléine	$C^{18}H^{14}O^6$	$C^{36}H^{14}O^{12}$	Bois rouges de Brésil, de Lima, de Sainte-Marthe, etc.
Hématoxyline et hématéine	$C^8H^7O^3$	$C^{16}H^7O^6$	Bois de Campêche.
Santaline	$C^{15}H^{14}O^5$	$C^{30}H^{14}O^{10}$	Bois de santal rouge, suc de sang-dragon.
Carthamine ou acide carthamique	$C^8H^{10}O^5$	$C^{16}H^{10}O^{10}$	Fleurs de carthame ou de safranum.
Carmine ou acide carminique	$C^{14}H^{14}O^9$	$C^{28}H^{14}O^{18}$	Cochenille.
Hématosine	$2(C^{32}H^{44}Az^6O^3)Fe$	$C^{64}H^{44}Az^6O^6Fe$	Sang des vertébrés.

2° MATIÈRES COLORANTES JAUNES

Curcumine	$C^{14}H^8O^4$; $C^{28}H^8O^8$		Racine de curcuma.
Berbérine	$C^{20}H^{18}AzO^4$; $C^{40}H^{18}AzO^8$		Racine d'épine-vinette, de Colombo.
Lutéoline	$C^{20}H^{14}O^8$; $C^{40}H^{14}O^{16}$		Tiges de gaude (Réséda luteola).
Crocoxanthine (crocine)	$C^{20}H^{24}O^5$; $C^{40}H^{24}O^{10}$		Fleurs de safran et autres crocus, fruits du Gardenia grandiflora, du Fabiana indica.
Safranine (polychroïte)	—	—	—

3° MATIÈRES COLORANTES BLEUES

Indigotine blanche	$C^{16}H^{12}Az^2O^2$; $C^{32}H^{12}Az^2O^4$		Feuilles des indigotiers, du pastel, des polygonum.
Indigotine bleue	—	—	Oxydation de l'indigotine blanche.
Cyanine (anthocyane, œnocyanine)	—	—	Bleu des fleurs et de la pellicule.

4° MATIÈRES COLORANTES VERTES

Chlorophylle (chromule, vert des feuilles)	$C^{18}H^{10}Az^2O^3$; $C^{36}H^{10}Az^2O^6$		Feuilles et tiges vertes.
Vert des synanthérées	—	—	Action de l'ammoniaque et de l'eau sur les feuilles d'artichaut et autres synanthérées.
Indigo vert de Chine ou Lo-kao	—	—	Écorce des nerpruns appelés en Chine lochou.
Biliverdine	—	—	Bile des animaux.

5° MATIÈRES COLORANTES BRUNES

Acide japonique	$C^{12}H^4O^4.H^2O$; $C^{24}H^4O^8.H^2O^2$		Oxydation de la catéchine du cachou.
Phloobaphène	—	—	Écorce d'arbres.
Acide mélanique	—	—	Urines noires.

Exp. 653. Mettez un peu de poudre de bois de santal dans de l'alcool ; ajoutez, filtrez enfin : vous constaterez un liquide rouge. Trempez-y d'autres bois pour les colorer comme font les ébénistes.

654. Faites bouillir séparément dans 50 gr. d'eau, 4 gr. d'une substance à votre choix de chacune des cinq sortes de matières colorantes.

655. Dans la moitié de chacune des solutions que vous aurez préparées (Exp. 653), mettez 4 gr. d'alun, puis du bicarbonate de soude jusqu'à ce que la réaction soit alcaline : l'alumine se précipitera en entraînant la couleur : vous aurez des *laques végétales*.

TEINTURE

741. **Généralités.** — Teindre, c'est fixer de la matière colorante aux fibres textiles, qu'on divise en deux groupes : 1° fibres d'origine végétale, coton, chanvre, lin, etc.; 2° fibres animales, laine, soie. Grâce aux progrès de la chimie et de la mécanique, cet art est parvenu à un haut degré de perfection.

La teinture ne consiste pas en une fixation superficielle de matière colorante comme cela a lieu sur la porcelaine, ni dans l'application de la couleur sur une toile au moyen d'un vernis, comme fait le peintre : dans l'un et l'autre de ces deux cas, la couleur n'est pas dissoute, elle n'est qu'empâtée. Le teinturier va plus loin : il imprègne tellement de couleur la fibre textile que tous les moyens mécaniques, tels que frottement et lavage, sont impuissants pour les séparer : c'est une espèce de combinaison qu'on appelle *teint*. Généralement on dissout la matière colorante dans un véhicule approprié à sa nature. On distingue deux sortes de teintures par les procédés employés :

742. **Teinture par immersion.** — Elle se fait généralement en plongeant dans un bain les fils ou les tissus. Plusieurs cas sont considérer :

1° Le tissu trempé dans le bain s'empare de la couleur, l'eau qui la tenait en dissolution est décolorée ;

2° Trempé dans un bain renfermant de la couleur, dont une partie est soluble et l'autre insoluble, le tissu s'empare de la matière colorante insoluble : la partie insoluble reste en dissolution.

3° Certaines couleurs ne se dissolvent qu'à la faveur d'agents réducteurs ; leur dissolution est incolore. Les tissus qui sont trempés dans de tels bains, se colorent à l'air ou sous l'action d'agents oxydants, tels que les acides ou l'hypochlorite de chaux en solution étendue.

4° Parfois la couleur résulte d'une double décomposition.

Exp. 656. Versez dans un verre quelques gouttes de rouge d'aniline ; mettez-y de l'eau. Trempez-y ensuite un petit écheveau de soie.

657. Prenez quelques fleurs de carthame que vous laverez bien à l'eau froide ; mettez-les ensuite dans un bain d'eau renfermant 15 p. 100 de cristaux de soude. Plongez dans ce bain un petit écheveau de coton mouillé. Ajoutez-y un peu d'acide acétique ou de jus de citron, il sera coloré en rose.

658. Réduisez en poudre un mélange de 5 gr. d'indigo, 10 gr. de sulfate de peroxyde de fer et 30 gr. de chaux éteinte. Introduisez-la dans un flacon de 250 gr. ; remplissez avec de l'eau. Sous l'influence des composés réducteurs, l'indigo perdra de l'oxygène et sa couleur se dissoudra ; il se formera un indigo blanc en solution qui bleuit au

contact de l'air. Trempez-y du papier blanc ou un tissu : ils se coloreront en bleu, à l'air.

659. Faites une dissolution d'azotate de plomb; trempez-y à plusieurs reprises un petit écheveau de coton. Trempez-le ensuite dans une dissolution de chromate de potassium.

743. **Mordants.** — On appelle *mordant* un composé qui ait, à la fois, de l'affinité et pour le tissu et pour la matière colorante. C'est un intermédiaire qui s'unit à la couleur pour former une laque et qui fixe cette laque à la fibre textile. Le mordant, dit Palissy, est une chambrière qui ôte la couleur au dissolvant pour la bailler au tissu. Parmi les mordants les plus employés, il faut citer ceux qui sont incolores, sels d'alumine, d'étain ; ils n'ont d'autre effet que de fixer la couleur au tissu. Il existe des mordants qui possèdent eux-mêmes une couleur et dont l'effet n'est pas seulement de fixer la couleur, mais de la modifier.

744. **Mordançage.** — Le mordançage s'opère de plusieurs manières :

1° Quelquefois on imprègne les tissus avec la dissolution du sel métallique; puis on les porte au bain de teinture après qu'ils sont secs;

2° D'autres fois on introduit le mordant dans le bain de teinture, et on y plonge directement le tissu ;

3° Enfin, dans certains cas, le tissu est préablement mordancé, et néanmoins on met du mordant dans le bain lui-même. (Privat-Deschanel.)

Exp. 660. Préparez cinq solutions respectives : d'alun, d'un sel d'étain, de sulfate de protoxyde de fer, de potasse et d'acide tartrique. Au moyen d'un pinceau, imbibez cinq feuilles de papier à filtrer blanc. Divisez chaque feuille en cinq bandes et étendez-y l'une des solutions préparées. (Exp. 654 et 655.)

745. **Teinture par impression.** — Art qui tire des empreintes d'une surface où il y a des creux ou des saillies propres à se charger d'une couleur qui, par compression, se reporte sur une autre surface. Il est originaire de l'Inde ; aussi les étoffes teintes par impression portent-elles le nom d'*indiennes*. Dans ce pays, on couvre de cire les parties du tissu qui ne doivent pas recevoir de couleur, et on introduit ainsi la pièce dans le bain de teinture. Cette industrie s'est beaucoup perfectionnée en France.

Longtemps on a imprimé des mordants sur les tissus aux endroits indiqués par les dessins : la couleur se fixant aux points mordancés. Aujourd'hui on applique immédiatement les couleurs épaissies avec de la gomme et mêlées aux mordants. Cette application se fait au moyen de planches ou de rouleaux en cuivre gravés. Les étoffes sont ensuite exposées à l'action de la vapeur : la chaleur et l'humidité facilitent la combinaison de la matière colorante avec la fibre textile.

746. **Rongeants.** — Ce sont ordinairement les acides oxalique, citrique, tartrique, auxquels on ajoute de petites quantités d'acides minéraux. On les applique sur certaines parties de tissus complètement mordancés pour enlever le mordant aux endroits qu'on veut réserver. Ils s'emparent des bases du mordant, et forment des sels solubles qui disparaissent par de simples lavages.

Je suppose qu'on ait appliqué sur une toile un mordant composé d'acétate d'alumine et de fer.

En appliquant sur ce mordant sec un mélange d'acides oxalique et sulfurique épaissi avec de la gomme, on fera disparaître, par des lavages, les sels qui se seront formés par l'action du rongeant. Plongée ensuite dans un bain de teinture, la toile recevra la couleur partout, excepté aux endroits rongés.

GLYCOLAMINE (ALCALI ANIMAL)

Form. atom..... $CH^2(AzH^2)CO^2H$
Form. en équiv..... $C^4H^5AzO^4$

747. **Préparation.** — Ce composé, qui est encore connu sous les noms de *glycocolle*, *sucre de gélatine*, a été découvert par Braconnot en faisant bouillir de la gélatine avec de l'acide sulfurique étendu. On le prépare en soumettant à l'ébullition de l'acide hippurique avec de l'acide chlorhydrique. Après refroidissement, on sépare par le filtre l'acide benzoïque. On évapore au bain-marie : le résidu est desséché avec de l'ammoniaque; il ne reste qu'à épuiser par l'alcool pour obtenir le glycocolle sous forme de poudre cristalline.

748. **Propriétés.** — La glycolamine cristallise en prismes rhomboïdaux obliques, durs, et croquants. Elle est sucrée, fusible à 170°. Elle se dissout dans 4 parties d'eau. Dans ses combinaisons elle joue tantôt le rôle acide, tantôt le rôle de base.

Elle a des homologues, entre autres l'*analine* et la *leucine*.

RÉSUMÉ

729. Les *amines* sont des composés qui résultent de la substitution d'un radical positif à l'hydrogène de l'ammoniaque.

On les divise en *monoamines*, *diamines*, *triamines*.

730. Les monoamines sont *primaires*, si 1 seul atome d'hydrogène de l'ammoniaque est remplacé par un radical alcoolique. Elles sont *secondaires* si la substitution se fait sur 2 atomes ; *tertiaires* si le déplacement est de 3 atomes.

731. Les diamines dérivent du doublement de la molécule d'ammoniaque.

On les divise aussi en *primaires*, *secondaires*, *tertiaires*.

732. Les triamines sont des composés de trois molécules d'ammoniaque où l'hydrogène a été remplacé par des radicaux alcooliques.

On les divise en *primaires*, *secondaires*, *tertiaires*, *quaternaires*.

733. La *méthylamine* se forme par l'action du chlorhydrate d'ammoniaque sur l'esprit de bois.

On le prépare en faisant bouillir du cyanate de méthyle avec de la potasse.

734. La méthylamine est un gaz incolore d'une odeur ammoniacale, rappelant celle de la marée. Elle brûle. Ce caractère la distingue du gaz ammoniac.

735. L'*éthylamine*, liquide très léger et doué d'une odeur ammoniacale, se prépare avec le cyanu ate d'éthyle. Elle brûle et précipite la plupart des solutions métalliques.

736. L'*aniline* se prépare en réduisant la nitrobenzine par l'acide acétique et le fer.

737. L'aniline est un liquide huileux, incolore, doué d'une odeur vineuse désagréable. Elle est insoluble dans l'eau, miscible dans l'alcool et l'éther. Elle forme des sels qui ont de l'analogie avec les sels ammoniacaux.

738. On emploie les couleurs d'aniline dans la teinture et l'impression.

739. Les *matières colorantes* sont des principes immédiats, blanchâtres dans les êtres organisés, se colorant au contact de l'air. Toutes sont solides, inodores. La plupart sont solubles dans l'eau à chaud. Combinées avec les acides, elles forment des *laques*. Elles s'unissent aux tissus.

740. Les couleurs naturelles tirent leurs noms des animaux ou des végétaux qui les fournissent.

741. La *teinture* a pour objet de fixer la matière colorante aux fibres textiles.

742. La *teinture par immersion* se fait généralement en plongeant dans un bain les fils ou les tissus.

743. On appelle *mordant* un composé qui a, à la fois, de l'affinité pour le tissu et pour la matière colorante. C'est un intermédiaire qui s'unit à la couleur pour former une *laque*, et qui fixe cette laque à la fibre textile.

744. Le *mordançage* s'opère soit en imprégnant les tissus avec la dissolution du sel métallique, soit en introduisant le mordant dans le bain.

745. La *teinture par impression* est l'art de tirer des empreintes d'une surface où il y a des creux ou des saillies propres à se charger d'une couleur.

746. On appelle *rongeants* certains acides : acide oxalique, citrique, tartrique, etc.

747. La *glycolamine*, appelée aussi *glycocolle*, *sucre* de gélatine, se prépare en soumettant à l'ébullition de l'acide hippurique avec de l'acide chlorhydrique.

748. La glycolamine cristallise en prismes rhomboïdaux obliques. Elle est sucrée, soluble et fusible à 170°. Tantôt elle joue le rôle d'acide, tantôt le rôle de base.

103e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 729 à 735). — Amines. — Monamines. — Diamines. — Triamines. — Méthylamine. — Éthylamine.

2° *Exercices* 14es — Formulez 10 monamines primaires.
— 10 — secondaires.
— 10 — tertiaires.

Démontrez théoriquement comment dérivent du formène et de l'éthylène, l'alcool méthylique et l'alcool ordinaire ; l'éther méthylique et l'éther ordinaire ; l'aldéhyde méthylique et l'aldéhyde ordinaire ; l'acide formique et l'acide acétique ; la méthylamine et l'éthylamine (n° 520).

104e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 736 à 748). — Aniline. — Matières colorantes. — Teinture par immersion, par impression. — Mordants. — Mordançage. — Rongeants. — Glycocolle.

2° *Calcul.* Problème 342. — On demande la quantité 0/0 d'oxygène de l'alizarine, de la curcumine, de l'indigotine blanche, de la chlorophylle et de l'acide japonique.

CHAPITRE XXIV

ALCALIS NATURELS VÉGÉTAUX OU ALCALOIDES

749. **Généralités. Classification.** — On appelle alcaloïdes des composés basiques capables de s'unir aux acides à la façon de l'ammoniaque. Combinés avec les acides végétaux, ils existent dans les plantes d'où on les extrait.

Les alcaloïdes sont tous azotés, presque toujours fixes et solides. Ils ramènent au bleu le tournesol rougi par un acide. Lorsqu'on les décompose par la chaleur, ils produisent de l'ammoniaque. Leur saveur est amère. Un grand nombre d'alcaloïdes constituent un principe médical ou toxique.

Voici les principaux alcaloïdes naturels :

Papavéracées : Morphine, codéine, narcotine ;
Rubiacées : Quinine, cinchonine ;
Strychnées : Strychnine, brucine ;
Solanées : Nicotine, atropine.

§ I. — ALCALOIDES DE L'OPIUM

I° MORPHINE

Form. atom..... $C^{17}H^{19}AzO^3 + H^2O$
Form. en équiv..... $C^{34}H^{19}AzO^6 + 2HO$

750. **Préparation.** — La morphine existe dans l'opium qu'on retire des capsules vertes du pavot somnifère. Pour extraire la morphine, on coupe l'opium en tranches minces

qu'on fait macérer 24 heures dans 8 fois leur poids d'eau distillée. Après avoir été filtré, ce liquide est évaporé jusqu'à consistance sirupeuse. Quand il est encore chaud, on y ajoute du carbonate de sodium. Il se forme un précipité qui renferme la morphine. On la dissout avec de l'acide acétique chaud : la narcotine reste. Filtrée d'abord, puis décolorée par le noir animal, la liqueur est ensuite sursaturée par l'ammoniaque : enfin la morphine, qui précipite, est purifiée par cristallisation dans l'alcool.

751. **Propriétés.** — La morphine cristallise en prismes rhomboïdaux droits, contenant 1 molécule d'eau. A peine soluble dans l'eau, elle se dissout assez facilement dans l'alcool : sa solution alcoolique dévie à gauche le plan de polarisation.

Chauffée, la morphine perd son eau de cristallisation ; à 200° elle se détruit laissant un résidu charbonneux.

La morphine est un narcotique, un poison violent.

La morphine forme des sels solubles dans l'eau.

II° CHLORHYDRATE DE MORPHINE

Form. atom..... $C^{17}H^{19}AzO^3,HCl + 3H^2O$
Form. en équiv..... $C^{34}H^{19}AzO^6,HCl + 3H^2O^2$

752. **Propriétés.** — Ce sel, qui est souvent employé en médecine, cristallise en aiguilles soyeuses. On l'obtient en traitant la morphine par l'acide chlorhydrique faible.

Exp. 661. Introduisez quelques gouttes d'acide iodique dans une solution alcoolique de morphine : de l'iode se dégageant, la liqueur se colorera en jaune.

662. Faites une solution de chlorure ferrique ; ajoutez-y un peu de poudre de morphine : vous constaterez que la liqueur deviendra bleue.

663. Versez un peu d'acide azotique sur quelques cristaux de morphine : ils deviendront rouge-orange.

III° CODÉINE

Form. atom..... $C^{18}H^{21}AzO^3 + H^2O$
Form. en équiv..... $C^{36}H^{21}AzO^6 + 2HO$

753. **Propriétés.** — La codéine existe dans l'opium. On la retire des eaux mères qui ont servi à la préparation de la morphine.

La codéine cristallise en octaèdres. Elle se dissout dans 80 parties d'eau à 15°; elle est très soluble dans l'alcool, l'éther et le chloroforme. La solution dévie à gauche le plan de polarisation. C'est un poison.

Exp. 664. Procurez-vous de la codéine en poudre que vous placerez sur une capsule en porcelaine. Versez-y de l'eau bromée par petites portions : vous constaterez un précipité jaune de codéine tribromée.

IV° NARCOTINE

Form. atom..... $C^{22}H^{23}AzO^{7}$
Form. en équiv..... $C^{44}H^{23}AzO^{14}$

754. **Préparation. Propriétés.** — On prépare la nicotine en traitant, par l'acide chlorhydrique étendu, le marc d'opium épuisé par l'eau dans la préparation de la morphine.

La narcotine se présente sous forme de belles aiguilles. Elle est insoluble dans l'eau. L'éther la dissout mieux que l'alcool. Sa solution éthérée dévie à gauche le plan de polarisation.

Exp. 665. Disposez de la narcotine sur une capsule en porcelaine, versez sur ces cristaux un peu d'acide sulfurique et quelques traces d'acide azotique : vous constaterez un beau rouge.

§ II. — ALCALOÏDES DES QUINQUINAS

I° QUININE

Form. atom..... $C^{20}H^{24}Az^{2}O^{2}$
Form. en équiv..... $C^{40}H^{24}Az^{2}O^{4}$

755. **État naturel. Propriétés.** — La quinine existe dans l'écorce des quinquinas : les rouges renferment de la cinchonine ; les jaunes, de la quinine. On l'obtient en précipitant par l'ammoniaque le sulfate de quinine.

La quinine obtenue par précipitation d'un de ses sels se présente sous forme d'une masse blanche ; mais, peu à peu, elle se transforme en hydrate et devient cristalline. La quinine est inodore, très amère, peu soluble ; l'alcool, l'éther et le chloroforme la dissolvent mieux. Sa solution dévie à gauche le plan de polarisation de la lumière.

IIo SULFATE DE QUININE

Form. atom..... $2(C^{20}H^{24}Az^2O^2),H^2SO^4 + 7H^2O$
Form. en équiv..... $2(C^{40}H^{24}Az^2O^4),S^2O^8 + 7H^2O^2$

756. **Propriétés.** — C'est le plus important des sels de quinine. On en fait un grand usage en médecine. La préparation se fait en grand.

Le sulfate de quinine affecte la forme de fines aiguilles, soyeuses, flexibles, blanches. Il se dissout dans 750 parties d'eau à 15° et dans 30 parties d'eau bouillante ; l'alcool le dissout aussi ; mais il est insoluble dans l'éther et le chloroforme. La solution dévie à gauche le plan de polarisation.

Exp. 666. Ajoutez quelques gouttes d'acide sulfurique à un peu de sulfate de quinine que vous aurez délayé dans l'eau froide : le sel se dissolvant, la liqueur deviendra claire.

667. Faites dissoudre dans l'eau un peu de sulfate de quinine ; mettez-y du chlore en excès, et sursaturez avec de l'ammoniaque : remarquez la couleur verte.

668. Faites évaporer du sulfate de quinine sur une lame de platine : si le sel est pur, il n'y aura ni odeur ni résidu.

IIIo CINCHONINE

Form. atom..... $C^{20}H^{24}Az^2O$
Form. en équiv..... $C^{40}H^{24}Az^2O^2$

757. **Propriétés.** — Elle se trouve dans les eaux mères du sulfate de quinine.

Pour en obtenir de plus grandes quantités, on traite les quinquinas rouges ou gris.

La cinchonine cristallise en prismes rectangulaires.

Elle est amère, peu soluble dans l'eau bouillante. La solution alcoolique dévie à droite le plan de polarisation. La cinchonine fond à 170°.

§ III. — ALCALOIDES DES STRYCHNÉES

Iº STRYCHNINE

Form. atom..... $C^{21}H^{22}Az^2O^2$
Form. en équiv..... $C^{42}H^{22}Az^2O^4$

758. **État naturel. Propriétés.** — Elle existe dans la noix vomique, d'où on l'extrait par des procédés à peu près semblables à ceux qui servent à isoler la morphine. C'est un des poisons les plus violents que l'on connaisse.

La strychnine cristallise en octaèdres rectangulaires. Elle n'est guère soluble que dans les essences. La solution dévie à gauche le plan de polarisation. Elle donne à l'eau une grande amertume : 2 milligr. dans 1 litre d'eau suffisent pour la reconnaître. La médecine l'emploie dans les gouttes amères de Baumé.

Exp. 669. Mélangez un peu de strychnine et de sulfate rouge de manganèse : vous verrez une coloration violette.

670. Dans une solution de strychnine, mettez d'abord un peu de bichromate de potassium, puis de l'acide sulfurique : remarquez la coloration.

IIº BRUCINE

Form. atom..... $C^{23}H^{26}Az^2O^4 + 4H^2O$
Form. en équiv..... $C^{46}H^{26}Az^2O^8 + 4H^2O^2$

759. **État naturel. Propriétés.** — Elle existe aussi dans la noix vomique. On l'extrait des eaux mères de la strychnine.

La brucine forme des prismes rhomboïdaux. Elle est un peu soluble dans l'eau. Sa solution alcoolique dévie à gauche le plan de polarisation.

Elle s'effleurit à l'air. C'est un poison violent.

Exp. 671. Versez de l'acide azotique sur de la brucine, placée dans une capsule : vous constaterez une coloration rouge de sang.

§ IV. — ALCALOÏDES DES SOLANÉES

1° NICOTINE

Form. atom..... $C^{10}H^{14}Az^2$
Form. en équiv..... $C^{20}H^{14}Az^2$

760. **Préparation.** — On la retire du tabac qu'on épuise par l'eau bouillante. On évapore jusqu'à consistance sirupeuse. L'extrait est mêlé avec le double de son poids d'alcool, qui dissout la nicotine. On évapore et on reprend le résidu avec de l'alcool. A la liqueur concentrée, on ajoute de la potasse et l'éther qui dissout la nicotine mise en liberté par la potasse. On ajoute de l'acide oxalique en poudre. Il se forme de l'oxalate de nicotine qu'on décompose par la potasse. La nicotine est prise par l'éther qu'on chasse ensuite au bain-marie; la nicotine est distillée dans un courant de gaz hydrogène: on recueille ce qui passe au-dessus de 180°.

761. **Propriétés.** — La nicotine est huileuse (Schlæsing), possédant une odeur pénétrante. Incolore après sa préparation, elle brunit à l'air. Elle dévie à gauche le plan de polarisation. Bien que volatile à la température ordinaire, elle ne bout qu'entre 240° et 250°. La nicotine est soluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. Elle est alcaline: c'est un des poisons violents.

Exp. 672. Placez des violettes ou du papier réactif sur la fumée d'une pipe de tabac : vous les verrez bleuir.

673. Faites cuire dans de l'eau du tabac à priser : si un animal en absorbe, il sera malade.

674. Faites une décoction de tabac dans de l'eau-de-vie. Si un animal de petite taille l'absorbe, il en mourra.

II° ATROPINE

Form. atom..... $C^{17}H^{26}AzO^3$
Form. en équiv..... $C^{34}H^{23}AzO^6$

762. **Propriétés.** — Elle existe dans la belladone, qui sert à sa préparation.

L'atropine se présente en aiguilles inodores, fusibles à 90°,

volatiles à 140°. Elle est soluble dans l'alcool. C'est une base puissante, toxique, dilatant la pupille de l'œil

RÉSUMÉ

749. On appelle *alcaloïdes* des composés basiques qui, dans les plantes, sont combinés avec les végétaux.

Les principaux alcaloïdes se trouvent dans les papavéracées, rubiacées, strychnées, solanées.

750. La *morphine* existe dans l'opium, qu'on retire du pavot.

751. La morphine cristallise en prismes droits contenant une molécule d'eau. C'est un narcotique, un poison violent.

752. Le *chlorhydrate de morphine* présente la forme d'aiguilles soyeuses. Il est employé en médecine.

753. La *codéine* se retire aussi de l'opium : c'est un toxique.

754. La *narcotine* se retire de l'eau qui a servi à la préparation de la morphine.

755. La *quinine* existe dans l'écorce des quinquinas. Elle se présente sous forme de masse blanche, très amère.

756. Le *sulfate de quinine* affecte la forme de fines aiguilles. On en fait un grand usage en médecine.

757. La *cinchonine* cristallise en prismes rectangulaires. Elle est très amère.

758. La *strychnine* s'extrait de la noix vomique. Elle donne à l'eau une grande amertume.

759. La *brucine* se prépare avec les eaux mères de la strychnine. C'est un poison violent.

760. On prépare la *nicotine* avec le tabac.

761. La nicotine est huileuse. Incolore après sa préparation, elle brunit à l'air : c'est un poison violent.

762. L'*atropine* se présente en aiguilles. C'est un toxique qui dilate la pupille de l'œil.

105e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 749 à 762). — Alcaloïdes. — Alcaloïdes des papavéracées. — Ceux des rubiacées. — Des strychnées et des solanées.

2° *Calcul.* Problème 343 (471). — L'opium de Smyrne contient 0,04106 de morphine, qui, en cristallisant, retient, en plus, une molécule d'eau H^2O. On demande la morphine cristallisée que fournirait 1 kg. d'opium, s'il n'y avait aucune perte dans la préparation.

Probl. 344 (471). — MM. Pelletier et Caventou découvrirent le sulfate de quinine en 1826 ; l'Académie des sciences leur décerna un prix de 10,000 fr. En admettant que ce fébrifuge a soulagé en France 37,440,000 malades, et que l'Institut a voulu être reconnaissant aux deux savants pour les malades soulagés jusqu'aujourd'hui, combien ces messieurs reçurent-ils pour chaque personne ?

Probl. 345 (473). — 1 gr. 80 de sulfate de quinine, pris en plusieurs fois, suffit pour couper la fièvre intermittente à une personne. Quel nombre de personnes peut-on soulager avec les 6,000 kg. de ce sel qui se fabriquent en France chaque année ? Quel est le prix d'un remède, si le kg. vaut 200 fr ?

CHAPITRE XXV

AMIDES, SÉRIE CYANIQUE

§ I. — AMIDES

763. **Généralités.** — Par amides on entend des composés qui se forment par la substitution d'un acide, radical négatif (N°s 31, 46), à l'hydrogène de l'ammoniaque : il y a élimination des éléments de l'eau.

On les divise en amides *primaires*, *secondaires* et *tertiaires*, suivant que 1, 2 ou 3 atomes d'hydrogène sont remplacés par un radical acide. Avec l'acide acétique, on obtient :

Acétamide, amide primaire.....	$C^2H^3O.AzH^2$;	$C^4H^5AzO^2$
Diacétamide, amide secondaire.	$(C^2H^3O)^2AzH$;	$C^8H^7AzO^3$
Triacétamide, amide tertiaire...	$(C^2H^3O)^3Az$;	$C^{12}H^9AzO^3$

ACÉTAMIDE

Form. atom.....	$C^2H^3OAzH^2$
Form. en équiv.....	$C^4H^5AzO^2$

764. **Formation. Propriétés.** — Ce composé, qu'on appelle aussi *azoture d'acétyle*, se forme :

1° Dans l'action de l'ammoniaque sur l'éther acétique :

F. at.... $C^2H^3O^2.C^2H^5 + AzH^3 = C^2H^6O + C^2H^3O.AzH^2$
F. en éq. $C^8H^8O^4 + AzH^3 = C^4H^6O^2 + C^4H^5AzO^2$ } *acétamide.*

2° Dans l'action de l'ammoniaque sur le chlorure acétique :

F. at....$C^2H^3O.Cl + 2AzH^3 = H^4AzCl + C^2H^3O.AzH^2$
F. en éq.$C^4H^3O^2Cl + 2AzH^3 = H^4AzCl + C^4H^5AzO^2$ } *acétamide.*

On prépare l'acétamide en chauffant à vase clos, à 130°, du chlorure d'ammonium, de l'ammoniaque et de l'éther acétique.

L'acétamide est un composé solide blanc, cristallin. Elle fond à 78° et bout à 221°. L'eau, l'alcool et l'éther la dissolvent. Sa saveur est fraîche et sucrée.

OXAMIDE

Form. atom.	$C^2O^2(AzH^2)^2$
Form. en équiv.	$C^4H^4Az^2O^4$

765. **Préparation. Propriétés.** — On la prépare en ajoutant de l'éther oxalique à une solution d'ammoniaque :

$$\left.\begin{array}{l} \text{F. at.} \ldots C^2O^4(C^2H^5)^2 + 2H^3Az = 2C^2H^6O + C^2O^2(AzH^2)^2 \\ \text{F. en éq.} C^{12}H^{10}O^8 + 2H^3Az = 2C^4H^6O^2 + C^4H^4Az^2O^4 \end{array}\right\} \textit{oxamide.}$$

L'oxamide est une poudre blanche, cristalline, fort légère, sans saveur, insoluble dans l'eau froide, l'alcool et l'éther. Chauffée dans un tube, elle se volatilise.

Les acides et les alcalis concentrés la décomposent à l'ébullition.

L'*acide oxamique* $C^2H^3AzO^2$, qui en dérive, se présente aussi sous forme de poudre grenue, fusible à 173°.

ACIDE HIPPURIQUE

Form. atom.	$C^9H^9AzO^3$
Form en équiv.	$C^{18}H^9AzO^6$

766. **Préparation. Propriétés.** — Se dédoublant en acide benzoïque (N° 706) et en glycocolle (N° 747), l'acide hippurique est quelquefois classé avec les matières aromatiques ; mais, renfermant l'élément azote, sa place nous semble être ici. Il existe dans l'urine des herbivores. On le prépare avec l'urine fraîche de vache qu'on évapore jusqu'au sixième de son volume. On y ajoute 3 fois son volume d'acide chlorhydrique. Au bout de 12 heures, on peut recueillir l'acide hip-

purique cristallisé. On le purifie avec de la soude et on le décolore avec le noir animal.

L'acide hippurique se présente sous forme de longs prismes incolores, transparents. L'eau bouillante et l'alcool le dissolvent. Il fond à 130°; il entre en ébullition à 240°.

§ II. — SERIE CYANIQUE

767. **Généralités.** — Les composés cyaniques peuvent être envisagés comme des amides, c'est-à-dire des dérivés des acides; mais nous les considérerons à un point de vue plus simple, comme dérivant d'un radical monoatomique, le *cyanogène*. Ils ont une grande importance, parce qu'ils servent à passer d'un composé organique à un autre.

CYANOGÈNE

Form. atom..... $(CAz)^2 = Cy^2 = C^2Az^2$
Form. en équiv..... $C^2Az^2 = Cy = (C^2Az)^2$

768. **Historique. Préparation. Propriétés.** — Formé de carbone et d'azote, ce composé aurait dû porter le nom d'*azoture de carbone*. Mais il a reçu de Gay-Lussac, qui l'a découvert, le nom de cyanogène, formé du préfixe *cyani*, signifiant bleu, et du suffixe *gène*, qui signifie j'engendre (N°s 48, 53).

A l'état de liberté, le cyanogène présente une molécule double de celle qu'il a dans ses combinaisons: c'est un radical (N° 528).

Pour le préparer, on chauffe jusqu'au rouge sombre du cyanure de mercure bien sec dans un tube en verre.

Le cyanogène est recueilli sur la cuve à mercure:

Form. atom.... $HgCy^2 = Hg + Cy^2$
Form. en équiv. $2(C^2Az)Hg^2 = Hg^2 + (C^2Az)^2$ } *cyanogène.*

Le cyanogène est un gaz incolore, doué d'une forte odeur, rappelant le kirsch et les amandes amères. Sa densité égale 1,8064. Il brûle avec une flamme pourpre et produit de l'acide carbonique et de l'azote:

$Cy^2 + 2O^2 = 2CO^2 + Az^2$, form. atom.
$C^4Az^2 + 4O^2 = 4CO^2 + Az^2$, form. en équiv.

ACIDE CYANHYDRIQUE

Form. atom..... $CAzH = CyH$
Form. en équiv... ..... $C^2AzH = CyH$

769. **Préparation. Propriétés.** — L'acide cyanhydrique est aussi appelé *acide prussique*.

On le prépare en chauffant dans une cornue 8 parties de ferrocyanure de potassium avec 9 parties d'acide sulfurique étendu de 12 parties d'eau. Les vapeurs aqueuses se condensent dans la partie froide de la cornue ; l'acide prussique plus volatil va se condenser plus loin.

L'acide cyanhydrique est un liquide incolore très mobile, d'une odeur étourdissante d'amandes amères et de kirsch. Sa densité égale 0,7508. Il entre en ébullition à 26°.

Il cristallise à 15°. L'eau le dissout en toutes proportions. Sous l'action d'une série d'étincelles électriques, l'acide prussique se décompose en acétylène et en azote(Berthelot) :

$$2CAzH = C^2H^2 + Az^2, \text{ form. atom.}$$
$$2C^2AzH = C^4H^2 + Az^2, \text{ form. en équiv.}$$

L'action électrique dépassant un certain terme, l'acétylène et l'azote se récombineraient (Berthelot) :

$$C^2H^2 + Az^2 = 2CAzH \text{ , form. atom.}$$
$$C^4H^2 + Az^2 = 2C^2AzH, \text{ form en équiv.}$$

C'est le plus violent poison que l'on connaisse. Une goutte, placée sur la langue ou l'œil d'un chien de forte taille, le fait périr après deux ou trois aspirations. Cinq ou six gouttes tuent un homme avec la rapidité de la foudre. Le seul antidote qu'on lui oppose avec efficacité est le chlore.

Cette terrible composition a heureusement peu de fixité: elle existe dans les plantes de la famille des rosacées: pêcher, amandier, laurier, cerisier, etc.

CHLORURE DE CYANOGÈNE LIQUIDE

Form. atom..... $CyCl = CAzCl$
Form. en équiv..... $CyCl = C^2AzCl$

770. **Préparation et Propriétés.** — On le prépare par

un courant de chlore dans une solution de cyanure de mercure :

Form. atom... $HgCy^2 + 2Cl^2 = HgCl^2 + 2CyCl$
Form. en équiv. $C^2AzHg + Cl^2 = HgCl + C^2AzCl$ } *chlorure de cyanogène liquide.*

Le chlorure de cyanogène est liquide entre 12° et — 7°. Il est doué d'une odeur si irritante qu'il provoque la toux et les larmes. Quand il renferme des traces de chlore, il devient solide. Pur et enfermé dans un tube scellé, il se conserve bien.

CHLORURE DE CYANOGÈNE SOLIDE

Form. atom. et en équiv..... Cy^3Cl^3

771. **Formation. Propriétés.** — Ce composé résulte de transformations polymériques en chlorure liquide. Il se forme en exposant l'acide cyanhydrique à l'action du chlore sous l'influence des rayons solaires.

Le chlorure de cyanogène cristallise en aiguilles jaunes brillantes, fondant à 140° et bouillant à 190° : il est très vénéneux.

Il existe deux correspondants au chlorure de cyanogène.

Le *bromure de cyanogène* CyBr, cristaux cubiques ;

L'*iodure de cyanogène* CyI, aiguilles en barbes de plume.

Faites le 106e Devoir.

CYANURES

772. **Généralités.** — Le cyanogène peut s'unir avec tous les métaux. La combinaison s'opère directement avec les métaux alcalins, et par voie indirecte avec les autres métaux. On obtient facilement les cyanures en faisant réagir les bases sur l'acide cyanhydrique.

Les cyanures se décomposent par l'acide sulfurique et le zinc : l'acide cyanhydrique dégagé est reçu dans une solution d'azotate d'argent. On recueille, on dessèche et on pèse le cyanure d'argent.

I° CYANURE DE POTASSIUM

Form. atom.. ..... $CyK = CAzK$
Form. en équiv..... $CyK = C^2AzK$

773. **Préparation. Propriétés.** — Il se prépare en chauffant au rouge, dans un creuset de fer, du ferrocyanure de potassium. Quand il est refroidi, on l'épuise par l'alcool bouillant. Évaporée dans le vide, cette solution dépose le cyanure sous forme de masse blanche cristalline.

Le cyanure de potassium se présente en cubes déliquescents. Il est amer, caustique, vénéneux.

L'eau le dissout très bien. A l'ébullition, cette dissolution s'altère, dégage de l'ammoniaque et produit du *formiate de potassium :*

Form. at.... $CyK + 2H^2O = KO.CHO + AzH^3$, } *formiate de*
Form. en éq. $C^2AzK + 2H^2O^2 = KO^2.C^2HO^2 + AzH^3$, } *potassium.*

On fait usage du cynanure de potassium, en galvanoplastie, pour dissoudre le chlorure d'argent.

II° CYANURE DE MERCURE

Form. atom..... $Cy^2Hg = (CAz)^2Hg$
Form. en équiv..... $CyHg = C^2AzHg$

774. **Préparation. Propriétés.** — On le prépare en faisant bouillir 4 parties de bleu de Prusse réduit en poudre fine, 3 parties d'oxyde de mercure et 25 parties d'eau. Décantée et filtrée, la liqueur est de nouveau bouillie avec de l'eau et un peu d'oxyde de mercure. Après concentration et refroidissement, le sel se dépose.

Le cyanure de mercure se présente en beaux prismes à base carrée, solubles dans 8 parties d'eau froide. Sous l'action de la chaleur, il se décompose en mercure et cyanogène. C'est un composé très vénéneux.

FERROCYANURES

775. **Généralités.** — Il existe des cyanures et particulièrement ceux du fer, qui s'unissent à un métal alcalin

ou à un autre pour former des sels appelés *ferrocyanures*.

Dans ces combinaisons, il y a, d'après M. Wurtz, un radical tétratomique connu sous le nom de *ferrocyanogène*, dont voici la formule :

Form. atom..... (Cy^6Fe)
Form. en équiv. (Cy^3Fe)

FERROCYANURE DE POTASSIUM

Form. atom..... $Cy^3FeK^4 + 3H^2O$
Form en équiv..... $Cy^3FeK^2 + 3HO$

776. **Préparation. Propriétés.** — Ce composé est aussi connu sous le nom de *prussiate jaune de potassium*. On le prépare en calcinant en vase clos, avec du carbonate de chaux, des matières animales, sang, corne, débris de cuir, etc. Il se forme du cyanure de potassium qu'on dissout avec l'eau bouillante. A cette lessive, on ajoute du sulfate ferreux et on évapore jusqu'à cristallisation.

Le ferrocyanure se dépose en cristaux jaunes transparents. Il se dissout dans 4 parties d'eau à 15°. Chauffé à 100°, il perd son eau de cristallisation.

Le ferrocyanure de potassium échange facilement son potassium contre un grand nombre de métaux en solution. De ces doubles décompositions résultent des ferrocyanures insolubles :

	Form. atom.	Form. en équiv	
Ferrocyanure de zinc....	Cy^6FeZn^2 ;	$Cy^3Fe(Zn^2)$:	préc. blanc.
Ferrocyanure de cuivre..	Cy^6FeCu^2 ;	$Cy^3Fe(Cu^2)$	» marron.
Ferrocyanure de plomb..	Cy^6FePb^2 ;	$Cy^3Fe(Pb^2)$	» blanc.
Ferrocyanure d'argent...	Cy^6FeAg^4;	$Cy^3Fe(Ag^2)$	» blanc.

FERROCYANURE FERRIQUE

Form atom..... $(FeCy^6)^3(Fe^2)^2 + 18H^2O = Fe^7Cy^{18} + 18H^2O$
Form. en équiv..... $(FeCy^3)^3(Fe^2)^2 + 18HO = Fe^7Cy^9 + 18HO$

777. **Formation. Propriétés.** — Ce composé est généralement connu sous le nom de *bleu de Prusse*. On l'obtient en mélangeant des solutions de cyanure de potassium et de sulfate ferrique.

Le bleu de Prusse présente un reflet cuivré lorsqu'on le

casse ou qu'on le frotte. Par la chaleur, on ne peut le priver de son eau de cristallisation, car il se décompose en partie. Insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther, il se dissout dans l'acide oxalique : c'est l'encre bleue, si l'on y ajoute un peu de gomme.

FERRICYANURES

778. **Généralités.** — Il y a la même différence entre les ferrocyanures et les ferricyanures qu'entre l'hydrure de méthyle et l'hydrure d'éthyle. Oxydés, les ferrocyanures se transforment en ferricyanures. Par une opération inverse, les ferricyanures, soumis à l'action d'agents réducteurs, sont ramenés à l'état de ferrocyanures.

Les ferricyanures dérivent d'une double molécule de ferrocyanures dont on a enlevé 2 atomes de métal.

Ainsi :

$$2\left((FeCy^6)K^4\right) - K^2 = (Fe^2Cy^{12})K^6, \text{ form. atom. et en équiv.}$$

Ferrocyanure de potassium. — Ferricyanure de potassium.

Le doublement de la molécule du radical ferrocyanogène (N° 775) donne lieu à un autre radical qui est hexatomique, le *ferricyanogène;* voici sa formule :

Form. atom.... $Cy^{12}Fe^2$
Form. en équiv. Cy^6Fe^2

FERRICYANURE DE POTASSIUM

Form. atom ..... $(Fe^2Cy^{12})K^6 = (Cy^6Fe)^2K^6$
Form. en équiv..... $Cy^6Fe^2K^3 = (Cy^6Fe^2)K^3$

779. **Préparation. Propriétés.** — Ce sel est aussi appelé *prussiate rouge de potasse, cyanure de potassium.* On prépare le ferricyanure de potassium en faisant passer un courant de chlore dans une solution étendue de ferrocyanure de potassium. La formation du chlorure de potassium donne à la liqueur une couleur verdâtre :

F. at.... $2(Cy^6FeK^4) + Cl^2 = 2KCl + (Cy^6Fe)^2K^6$
F. en éq. $2(Cy^3FeK^2) + Cl = KCl + Cy^6Fe^2K^3$ } *ferrycianure de potassium*

Par l'évaporation, on concentre : on fait cristalliser et recristalliser.

Le ferricyanure forme de beaux prismes rhomboïdaux transparents, rouge-sang ; 4 parties sont solubles dans 10 parties d'eau à 15°. Cette solution précipite les sels ferreux; elle donne le *bleu de Turnbull :*

$$(Cy^6Fe)^2K^6 + 3FeSO^4 = 3K^2SO^4 + (Cy^6Fe)^2Fe^3$$

Sulfate de potassium — Ferricyanure ferreux (bleu de Turnbul).

Exp. 675. Broyez 4 parties de bleu de Prusse et 1 partie d'acide oxalique dans de l'eau : la couleur bleue se dissoudra dans l'eau, que vous pourrez épaissir avec de la gomme pour faire de l'encre bleue.

676. Placez du bleu de Prusse sur du charbon de bois ; chauffez au chalumeau : le cyanogène brûlant se transformera en acide carbonique et en azote, le sesquioxyde de fer restera sur le charbon.

677. Faites une solution de prussiate jaune de potassium. A une partie de de cette solution, ajoutez une solution de sulfate de protoxyde de fer : vous aurez un précipité blanc.

A une autre portion de prussiate jaune, ajoutez une solution de sulfate de fer : vous obtiendrez un précipité bleu foncé.

Arrivé ici, faites le 107e *devoir.*

ACIDE CYANIQUE

Form. atom..... $COAzH$
Form. en équiv..... C^2AzHO^2

780. **Préparation. Propriétés.** — On le prépare en distillant l'*acide cyanurique*, dont la molécule se divise en trois molécules d'acide cyanique.

Comme on le voit, ces deux acides sont isomériques :

Form. atom.... $C^3O^3Az^3H^3 = 3COAzH$
Form. en équiv. $C^6O^6Az^3H^3 = 3C^2O^2AzH$ } *acide cyanique.*

Les vapeurs sont reçues dans un tube enveloppé d'un réfrigérant.

L'acide cyanique est un liquide incolore, doué d'une odeur constante et caustique. Il est si instable qu'à peine peut-on le conserver à 0°. Au-dessus de 0°, il se transforme en une substance blanche, appelée *cyamélide*, isomère de l'acide cyanique.

CYANATE DE POTASSIUM

Form. atom..... CAzOK
Form. en équiv..... C^2O^2AzK

781. **Préparation. Propriétés.** — On l'obtient en oxydant le cyanure de potassium dans un bon creuset où l'on ajoute par petites portions de la litharge réduite en poudre : le métal se ramasse en culot. Décantée et broyée, la masse est épuisée par l'alcool.

Le cyanate de potassium est fort soluble dans l'eau, qui le transforme en bicarbonate de potasse et en ammoniaque. Sous l'action de l'acide chlorhydrique, il se décompose en acide carbonique et en chlorhydrate d'ammoniaque.

CYANATE D'AMMONIUM

Form. atom..... $COAz(AzH^4)$
Form. en équiv..... $C^2O^2AzH^4$

782. **Préparation. Propriétés.** — Il se forme en dirigeant des vapeurs d'acide cyanique dans du gaz ammoniac. Le cyanate d'ammoniac se présente en masse blanche. En solution dans l'eau et sous l'influence de la chaleur, il se convertit en urée, son *isomère*.

SULFOCYANATE DE POTASSIUM

Form. atom..... CSAzK
Form. en équiv..... C^2S^2AzK

783. **Propriétés.** — Ce sel est formé par l'acide sulfocyanique, qui ne diffère de l'acide cyanique que par l'élément soufre au lieu de l'oxygène.

Le sulfocyanate de potassium cristallise en longs prismes qui ont une saveur fraîche. Il est très soluble dans l'eau.

Il colore les sels ferriques en rouge. Les sels d'argent, de mercure et de plomb sont précipités en blanc par le sulfocyanate de potassium.

URÉE

Form. atom..... CH^4Az^2O
Form. en équiv..... $C^2H^4Az^2O^2$

784. **État naturel, formation et préparation.** — Elle existe dans les liquides provenant de l'économie animale, le sang, les sérosités et particulièrement l'urine. L'urée se forme :

1° Par la combinaison de l'acide cyanique avec l'ammoniaque :

Form. atom.... $CHAzO + H^3Az = CH^4Az^2O$
Form. en équiv. $C^2HAzO^2 + H^3Az = C^2H^4Az^2O^2$ } *urée;*

2° Par l'oxydation de l'examide;

3° Par l'oxydation des matières albuminoïdes.

On la prépare généralement avec l'urine qu'on évapore jusqu'à consistance sirupeuse. En y ajoutant un volume égal d'acide azotique, il y a formation de cristaux d'azotate d'urée. Après avoir dissous ce sel avec de l'eau chaude, fait recristalliser et purifié avec du noir animal, on y ajoute du carbonate de potassium jusqu'à ce qu'il n'y ait plus d'effervescence. On évapore à sec et l'on sépare l'urée au moyen de l'alcool.

785. **Propriétés.** — L'urée affecte la forme de longs prismes droits à base carrée.

Incolore, saveur fraîche, se dissolvant bien dans l'eau, tels sont ses principaux caractères physiques. L'urée fond à 132°. A une température plus élevée, elle dégage de l'ammoniaque et laisse en dépôt de l'*acide cyanurique* (N° 780) :

Form. atom.... $3COAz^2H^4 = 3AzH^3 + C^3O^3Az^3H^3$
Form. en équiv. $3C^2O^2Az^2H^4 = 3AzH^3 + C^6O^6Az^3H^3$ } *acide cyanurique.*

Un courant de chlore décompose une solution aqueuse d'urée en azote, acide carbonique; il y a formation d'acide chlorhydrique :

$COAz^2H^4 + H^2O + 3Cl^2 = CO^2 + Az^2 + 6HCl$, form. atom.
$C^2O^2Az^2H^4 + H^2O^2 + 3Cl^2 = 2CO^2 + Az^2 + 6HCl$, form. en équiv.

L'urée peut se combiner :

	Form. atom.	Form. en équiv.
1° Avec les acides.	$COAz^2H^4,HCl$;	$C^2O^2Az^2H^4,HCl$
2° Avec les oxydes.	$COAz^2H^4,HgO$;	$C^2O^2Az^2H^4,(HgO)^2$
3° Avec les sels....	$COAz^2H^4,NaCl,H^2O$;	$C^2O^2Az^2H^4,NaCl,H^2O^2$

786. **Urées composées.** — On appelle urées composées ou *uréides*, des combinaisons formées par l'urée et divers radicaux alcooliques. On les obtient soit en faisant réagir l'acide cyanique sur les ammoniaques composées, soit en traitant les éthers cyaniques par l'ammoniaque. (WURTZ.)

Form. atom... $COAzH + C^2H^5.AzH^2 = CH^3(C^2H^5)Az^2O$ } *éthylurée.*
Form. en équiv. $C^2O^2AzH + C^4H^4.AzH^3 = C^2H^4(C^4H^4)Az^2O^2$ }

Voici les principales urées composées :

Formules atomiques		Formules en équivalents
$CH^3(CH^3)Az^2O$	méthylurée ;	$C^2H(C^2H^5Az)AzO^2$
$CH^3(C^2H^5)Az^2O$	éthylurée ;	$C^2H(C^4H^7Az)AzO^2$
$CH^2(C^2H^5)^2Az^2O$	diéthylurée ;	$C^2H(C^8H^{11}Az)AzO^2$
$CH(C^2H^5)^3Az^2O$	triéthylurée ;	$C^2H(C^{12}H^{15}Az)AzO^2$
$CH^3(C^5H^{11})Az^2O$	amylurée ;	$C^2H(C^{10}H^{13}Az)AzO^2$
$CH^3(C^6H^5)Az^2O$	phénolurée ;	$C^2H(C^{12}H^7AzO^2$

ACIDE URIQUE

Form. atom..... $C^5H^4Az^4O^3$
Form. en équiv..... $C^{10}H^4Az^4O^6$

787. **État naturel. Préparation.** — Il existe dans les excréments des insectes, des serpents, des oiseaux, des carnivores, de l'homme, etc. C'est le principe de certains calculs urinaires. On le retire soit des excréments des serpents, soit du guano.

Broyés et chauffés avec une dissolution de potasse, ils donnent un urate de potassium qu'on traite par l'acide chlorhydrique : il se forme du chlorure de potassium qui reste en solution : de l'acide urique se précipite.

788. **Propriétés.** — L'acide urique affecte la forme de paillettes satinées. Il est blanc, sans odeur et sans saveur. Il se dissout dans 1800 parties d'eau bouillante. C'est à l'acide urique que le guano doit sa valeur fertilisante.

Sous l'action des oxydants, de l'acide azotique entre autres, il se dédouble en *alloxane* et en urée :

$$\left.\begin{array}{l} C^5H^4Az^4O^3 + H^2O + O = CH^4Az^2O + C^4H^2Az^2O^4 \\ C^{10}H^4Az^4O^6 + H^2O^2 + O^2 = C^2H^4Az^2O^2 + C^8H^2Az^2O^8 \end{array}\right\} \textit{alloxane.}$$

L'alloxane a la forme de gros cristaux solubles dans l'eau ou l'alcool. L'hydrogène sulfuré la transforme en *alloxanthine* et *acide dialurique :*

$$\left.\begin{array}{l} 2C^4H^2Az^2O^4 + H^2S = H^2O + S + C^8H^4Az^4O^7 \\ 2C^8H^2Az^2O^8 + 3HS = H^2O^2 + S^2 + C^{16}H^4Az^4O^{12} \end{array}\right\} \textit{alloxanthine.}$$

$$\left.\begin{array}{l} C^4H^2Az^2O^4 + H^2S = S + C^4H^4Az^2O^4 \\ C^8H^2Az^2O^8 + 2HS = S^2 + C^8H^4Az^2O8 \end{array}\right\} \textit{acide dialurique}$$

Exp. 678. Broyez un peu de guano : humectez avec du vinaigre fort : s'il fait effervescence, c'est preuve qu'il contient du carbonate de chaux dont on le falsifie.

676. Incinérez sur la lampe à alcool 10 gr. du guano dans un creuset ou dans une cuiller en fer. La cendre devenue blanche ou grisâtre indiquera une bonne qualité de guano, s'il n'en reste que 25 à 40 0/0 du guano essayé.

Épuisez ces cendres par l'eau : les sels alcalins se dissolvent; les phosphates de chaux et de magnésie restent insolubles.

680. Épuisez 20 gr. de guano bien broyé par l'eau bouillante jusqu'à ce que la dissolution ne présente plus de coloration, le résidu insoluble sera bien séché : s'il pèse plus de 10 gr., le guano n'est pas de bonne qualité.

INDIGO

Form. atom..... C^8H^5AzO
Form. en équiv..... $C^{16}H^5AzO^8$

789. **État naturel. Extraction.** — A proprement parler, l'indigo formulé ci-dessus est de l'*indigotine.* On la retire de l'indigo du commerce, qui lui-même est extrait de plantes appelées *indigofères,* famille des légumineuses, et cultivées dans les pays chauds : Indes, Chine, Japon, Mexique, Brésil, Égypte, etc. C'est particulièrement dans les feuilles qu'existe le principe colorant.

Dans certains endroits, on cueille les feuilles; dans d'autres on coupe la plante, lorsque les fruits nouent. Le tout disposé dans une grande cuve, on les laisse macérer dans l'eau qui

les baigne : il s'y établit une fermentation. On soutire le liquide et on l'agite pour le mettre en contact avec l'air. Bientôt on voit une précipitation d'indigo en forme de petits flocons, qu'on facilite avec de l'eau de chaux.

Exp. 681. Broyez 1 gr. d'indigo avec 2 gr. de sulfate ferreux et 3 gr. de chaux éteinte en poudre et 200 gr. d'eau tiède. Introduisez le tout dans un flacon que vous boucherez bien. Agitez-le de temps en temps ; après quelques heures, le liquide sera jaune et il se formera un dépôt de sulfate de chaux et d'oxyde de fer.

La chaux se combine avec l'acide sulfurique du sulfate ; le protoxyde de fer s'oxyde ensuite aux dépens de l'eau : de l'hydrogène se porte sur l'indigo et le change en indigo blanc. Voici les réactions :

$$\left.\begin{array}{l} 1^\circ\ SO^4Fe + CaH^2O^2 = FeH^2O^2 + SO^4Ca \\ \quad FeO,SO^3 + CaO,HO = FeO,HO + CaO,SO^3 \end{array}\right\}\ \textit{sulfate de chaux.}$$

$$\left.\begin{array}{l} 2^\circ\ 2FeH^2O^2 + 2H^2O = H^2 + Fe^2H^6O^6 \\ \quad 2FeHO,O + 2H^2O^2 = H^2 + 2FeO,4HO \end{array}\right\}\ \textit{oxyde de fer.}$$

$$\left.\begin{array}{l} 3^\circ\ 2(C^8H^5AzO) \\ \quad 2(C^{16}H^5AzO^2) \end{array}\right\}\ \textit{indigo.} \quad \left.\begin{array}{l} + H^2 = C^{16}H^{12}Az^2O^2 \\ + H^2 = C^{32}H^{12}Az^2O^4 \end{array}\right\}\ \textit{indigo blanc.}$$

790. **Propriétés.** — L'indigo ou indigotine est bleu foncé, présentant des reflets pourpres. Il n'a ni saveur ni odeur. Il est insoluble dans les dissolvants ordinaires ; il n'y a guère que l'acide sulfurique qui le dissolve, encore faut-il qu'il soit concentré. Sous l'action de la chaleur, il se sublime et se décompose en divers produits dont un des principaux est l'*aniline* (N°s 637 à 738). Projeté sur des charbons, il donne lieu à des vapeurs violettes, qui répandent une odeur agréable.

Les agents réducteurs transforment l'indigo bleu en indigo blanc. Sous l'action des oxydants, par exemple de l'acide azotique étendu, l'indigotine se transforme en *isatine :*

$$\left.\begin{array}{l} \text{Form. atom....}\ C^8H^5AzO + O = C^8H^5AzO^2 \\ \text{Form. en équiv.}\ C^{16}H^5AzO^2 + O^2 = C^{16}H^5AzO^4 \end{array}\right\}\ \textit{isatine}$$

RÉSUMÉ

763. Les *amides* sont des composés formés par la substitution d'un acide (radical négatif) à l'hydrogène de l'ammoniaque.

On les divise en *primaires, secondaires, tertiaires.*

764. L'*acétamide*, appelée aussi *azoture d'acétyle*, se forme dans l'action de l'ammoniaque sur l'éther acétique. C'est un composé cristallin, qui fond à 78° et bout à 221°.

765. L'*oxamide* est une poudre blanche, légère, sans saveur, qu'on prépare en ajoutant de l'éther oxalique à une solution d'ammoniaque.

766. L'*acide hippurique* se prépare avec l'urine fraîche de vache. Il a l'aspect de longs prismes.

767. Les *composés cyaniques* peuvent être considérés comme des amides. Ils dérivent du cyanogène.

768. Le *cyanogène* est un gaz incolore, doué d'une forte odeur, il brûle. On le prépare en chauffant du cyanure de mercure. Il fait la fonction de radical.

769. L'*acide cyanhydrique*, appelé aussi *acide prussique*, est un liquide incolore, d'une odeur étourdissante d'amandes amères et de kirsch. C'est le plus violent poison qu'on connaisse.

770. Le *chlorure de cyanogène* LIQUIDE est doué d'une odeur irritante, qui provoque la toux.

771. Le *chlorure de cyanogène* SOLIDE cristallise en aiguilles ; il est très vénéneux.

772. On appelle *cyanure* simple une combinaison du cyanogène avec un métal.

773. Le *cyanure de potassium* a la forme de petits cubes. Il est vénéneux. On en fait usage en galvanoplastie.

774. Le *cyanure de mercure* se présente sous forme de beaux prismes à base carrée. Il est très vénéneux.

775. On appelle *ferrocyanures* des sels formés par un métal alcalin et un radical tétratomique renfermant du fer, appelé *ferrocyanogène*.

776. Le *ferrocyanure de potassium* est aussi connu sous le nom de *prussiate jaune*. Il échange facilement son potassium par bien des métaux en solution.

777. Le *ferrocyanure ferrique*, appelé aussi *bleu de Prusse*, s'obtient en mélangeant des solutions de cyanure de potassium et de sulfate ferrique.

778. Les *ferricyanures* proviennent du ferricyanure de cyanogène, radical hexatomique, double du radical ferrocyanogène.

779. Le *ferricyanogène de potassium*, connu encore sous le nom de *prussiate rouge de potasse*, forme de beaux prismes rhomboïdaux transparents rouge-sang.

780. L'*acide cyanique* est un liquide incolore, doué d'une odeur irritante et caustique. Il produit des cyanates.

781. Le *cyanate de potassium* est fort soluble dans l'eau, qui le transforme en bicarbonate de potasse.

782. Le *cyanate d'ammonium* a l'aspect d'une masse blanche ; il se convertit en urée, son isomère.

783. Le *sulfocyanate de potassium* ne diffère de l'acide cyanique que par l'élément soufre. Il cristallise en longs prismes d'une saveur fraîche.

784. L'*urée* existe dans les liquides provenant de l'économie animale, particulièrement dans l'urine. Elle se forme aussi par la combinaison de l'acide cyanique avec l'ammoniaque ; par l'oxydation de l'oxamide, des matières albuminoïdes.

785. L'urée affecte la forme de longs prismes droits, à base carrée. Elle fond à 132° ; sa saveur est fraîche.

786. On appelle *urées composées* ou uréides des combinaisons formées par l'urée et divers radicaux alcooliques.

787. L'*acide urique* existe dans les excréments. On le retire du guano.

788. L'acide urique sec affecte la forme de paillettes satinées. Il est blanc, sans odeur et sans saveur.

789. L'*indigo* ou *indigotine* se retire de l'indigo du commerce, qui lui-même est extrait de plantes appelées indigofères.

790. L'indigo est bleu foncé, présentant des reflets pourpres. Inodore, sans saveur, insoluble dans les dissolvants ordinaires, se transformant en indigo blanc, sous l'action des agents réducteurs, tels sont les caractères de l'indigo.

106e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 763 à 772). — Amides. — Acétamide — Oxamide. — Cyanhydrique. — Chlorures de cyanogène.

2° *Calcul.* Problème 346 (**112**). — Combien faudrait-il brûler de cyanogène pour produire 100 gr. d'acide carbonique ?

Probl. 347 (**113**). — Donnez le poids des corps simples de 0 lit. 001 d'acide prussique.

107e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 773 à 779). — Cyanures. — Cyanure de potassium. — Cyanure de mercure. — Ferrocyanures. — Prussiate jaune. — Bleu de Prusse. — Ferricyanures. — Prussiate rouge.

2° *Calcul.* Probl. 348 (**112**). — Dans une fabrique en Angleterre, on produi 100 kg. de prussiate de potasse rouge avec 7000 kg. de charbon de bois à 0 fr. 025 ; 1000 kg. de potasse à 0 fr. 50 ; 30 tonnes de coke à 8 fr. ; 20 tonnes de coke à 8 fr. ; 20 tonnes de houille à 2 fr. 50 ; 1 tonne de carbonate de fer à 200 fr. ; main-d'œuvre 375 fr. ; frais généraux et intérêts 500 fr. Quel est le prix de revient du kg. ? et le volume d'air qui a cédé tout l'azote du prussiate $(Cy^6Fe^2)K^6$?

Probl. 349 (**663**). — On obtient le bleu de prusse en versant une solution de ferrocyanure de potassium dans un chlorure ferrique $2Fe^2Cl^6 + 3(Cy^6FeK)^3,3H^2O = 12KCl + (Cy^6Fe)^3Fe^4,9H^2O$. Mais les proportions suivantes donnent de meilleurs résultats: 20/55 de ferrocyanure de potassium ; 22/55 de sulfate de fer ; 3/55 de chlorure de chaux, dissous dans 75 fois son poids d'eau ; et 10/55 d'acide chlorhydrique, dissous dans 20 fois son poids d'eau. On demande les matières nécessaires, l'eau exceptée, pour la préparation de 1 kg. de bleu de Prusse par les deux procédés. Le cyanogène n'augmente ni ne diminue.

Probl. 350 (**116**). — Avec 20 parties de chlorate de potasse, 10 de prussiate de potasse (n° 779) et 15 de soufre, on fabrique un fulminate détonnant très dangereux, même dans sa préparation. Dites le poids du carbone de 50 gr. de cette terrible composition.

108e DEVOIR

1° *Rédaction* (nos 780 à 790). — Acide cyanique. — Cyanatepot de assiumt

d'ammonium. — Sulfocyanate de potassium. — Urée. — Acide urique. — Indigo.

2° *Calcul* Problème 351 (**118**). — On obtient l'urée, en unissant l'acide cyanique à l'ammoniaque H^3Az ; en d'autres termes, la somme des deux formules fait celle de l'urée. Donnez : 1° la formule de l'acide cyanique ; 2° le poids de ces deux composés que renferment 28 gr. 0525 d'urée.

Probl. 352 (**119**). — En 24 heures, l'homme rejette 28 gr. 0525 d'urée. Or, l'urine renferme 0,0301 d'urée : on demande le volume d'urine (densité 1,025 qu'évacue un homme en un jour.

CHAPITRE XXVI

MATIÈRES ALBUMINOIDES

791. **Généralités.** — Les matières albuminoïdes ou protéiques comprennent les substances azotées, particulièrement celles qui constituent le tissu des animaux. Parmi les plus importantes, il faut citer l'*albumine*, la *fibrine*, la *caséine*, etc.

Leur composition est la même, à peu de chose près; elles renferment :

52 à 54 de carbone,
6 à 7 d'hydrogène,
15 à 16 d'azote,
22 à 23 d'oxygène,
1 à 2 de soufre.

De petites quantités de phosphore.

En faisant figurer le soufre avec un nombre entier d'atomes on les formule comme il suit :

Form. atom.... $C^{72}H^{112}Az^{18}SO^{22}$
Form. en équiv. $C^{144}H^{112}Az^{18}S^{2}O^{44}$

MM. Boussingault et Dumas affirment que les plantes ont seules le privilège de produire ces matières protéiques; ils affirment que l'albumine, la caséine passent toutes formées dans les animaux. C'est le cas de dire, avec Matthieu de Dombasle, que l'herbe, se transformant en lait, en beurre et en chair, va alimenter nos marchés.

792. **Propriétés physiques.** — Les matières albuminoïdes sont généralement solides, inodores, sans saveur. Desséchées, elles se présentent sous forme de masses blanches jaunâtres, cornées, élastiques. Elles gonflent dans l'eau, s'y

dissolvent à la faveur des alcalis, des acides ou de certains sels. Elles dévient à gauche le plan de polarisation.

793. **Propriétés chimiques.** — Sous l'action de la chaleur, les matières albuminoïdes se décomposent en eau, acide carbonique, hydrogène sulfuré, ammoniaques composées, carbures d'hydrogène, etc.; il reste une masse charbonneuse.

Les oxydants énergiques, tels que l'acide chromique, un mélange d'acide sulfurique et de bioxyde de manganèse, le permanganate de potasse, transforment les matières albuminoïdes en produits volatils complexes : acides gras, hydrures, acide benzoïque, etc.

Les acides et les alcalis étendus détruisent les matières albuminoïdes, en donnant des composés amidés. (Berthelot.)

Les ferments solubles de l'économie animale exercent dans la digestion une action fort importante sur les matières albuminoïdes (N° 804).

A une douce température, en présence de l'eau et de l'air, les matières albuminoïdes s'altèrent avec dégagement de gaz fétides (N° 810).

ALBUMINE, ŒUF

794. **Albumine.** — L'albumine est très répandue dans le règne animal (N° 791). Elle existe dans le chyle, le sang, la chair et surtout dans le blanc de l'œuf, où elle est presque pure (N° 795).

L'albumine de l'œuf diffère un peu dans sa propriété rotatoire de l'albumine du sérum du sang (N° 806).

Les fèves, les haricots et les plantes oléagineuses renferment une *albumine végétale*, qui ressemble beaucoup à celle de l'œuf.

Pour préparer l'albumine, on bat dans un peu d'eau le blanc de l'œuf. Filtré dans une atmosphère d'acide carbonique, cette liqueur est évaporée à une température de 30° à 40° (Exp. 680).

L'albumine se présente à l'état liquide et en dissolution. Desséchée à l'air, elle devient vitreuse et jaunâtre comme la gomme arabique. Elle se redissout facilement dans l'eau : c'est dans cet état qu'elle sert de vernis.

Sous l'action de la chaleur, l'albumine se coagule, se prend

en une masse blanche et opaque qui se dissout difficilement. La coagulation de l'albumine n'a pas lieu lorsqu'elle est en solution dans une grande quantité d'eau. (Exp. 683, 684, 685.)

Tantôt comme acide, tantôt comme base, l'albumine entre dans la formation de quelques sels. (Exp. 681, 687.)

795. **Œuf.** — L'œuf renferme le germe des animaux ovipares. Il est formé :

1° D'une *coquille*, en sels de chaux, surtout en carbonate;

2° D'une *membrane* ou *pellicule*, collée à l'intérieur de la coquille;

3° Du *blanc*, composé d'eau, d'albumine, de sels minéraux et organiques, etc.;

4° Du *jaune*, composé d'eau, de substances azotées, sulfatées, matières grasses, sels, etc.

Enveloppés d'une mince coquille, les œufs s'évaporent et se putréfient. De là les précautions qu'on prend pour les conserver. Les meilleures consistent : 1° à les enduire d'une couche d'huile de lin ; 2° à les recouvrir d'un vernis peu coûteux, et de les poser debout dans la sciure de bois.

Exp. 682. Battez le blanc de deux œufs dans un peu d'eau. Filtrez la liqueur et faites évaporer à une douce température.

683. Prenez une partie de la liqueur que vous avez préparée à l'expérience précédente avant de la faire évaporer. Avec un pinceau, passez-en sur la reliure d'un livre, sur un tableau même : ce sera un beau vernis.

684. Dans un blanc d'œuf, délayez de la chaux vive, que vous aurez préalablement réduite en poussière : vous pourrez vous servir de ce mastic, pour joindre des morceaux de faïence et de porcelaine brisée.

685. Versez un peu d'alcool dans une dissolution d'albumine dans l'eau Peu à peu, l'albumine se coagulant et se déposant, la liqueur deviendra claire.

686. Mettez un œuf dans l'eau à 100° ; après quelques minutes. le blanc ou l'albumine se coagulera comme du lait caillé.

687. Versez de l'acide sulfurique dans une dissolution d'albumine : la coagulation de l'albumine s'opérera promptement.

688. Dissolvez les précipités des deux expériences précédentes, par une solution de potasse.

689. Dans une dissolution de sulfate de cuivre, versez une dissolution d'albumine : le sulfate sera décomposé, et sa base sera précipitée en albuminate de cuivre. C'est par cette propriété que l'albumine ou blanc d'œuf est un antidote précieux contre les empoisonnement par les sels métalliques.

CASÉINE, LAIT

796. **Caséine.** — La caséine existe dans le lait des mammifères (N° 797).

On trouve un principe à peu près semblable appelé *légumine*, dans les semences des légumineuses, les pois, les haricots, les lentilles, etc. (N° 791).

Sont semblables à la caséine :

1° La *caséine végétale* contenue dans le gluten des céréales (N° 611) ;

2° La *vitelline* renfermée dans le jaune d'œuf;

La caséine se prépare en traitant le lait frais avec une solution de sulfate de magnésie. Après avoir lavé le précipité dans une eau chargée du même sulfate magnésien, on le redissout dans l'eau. Ensuite, on filtre pour enlever les corps gras. Enfin, on précipite la liqueur par l'acide acétique étendu.

Sèche, la caséine est une substance blanche, inodore, sans saveur, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther. C'est ce qui la distingue de l'albumine.

Les liqueurs alcalines la disolvent.

Avec la chaux, la caséine forme un composé insoluble et imputrescible qu'on met à profit dans la peinture en détrempe.

Dissoute dans l'eau saturée de borax, elle s'agglutine comme la colle et la remplace : 8 parties de caséine, 6 de magnésie et 1 de zinc, pétries et desséchées, forment une matière dure comme du silicate.

797. **Lait.** — Le lait est un liquide que produisent les mammifères. Aliment complet, il suffit au développement des *petits* après leur naissance. C'est aussi un aliment réparateur. On en fait du beurre (N° 799), des fromages (N° 800).

Comme constitution, le lait est une solution de caséine, de lactose et de sels, tenant en suspension des matières grasses et butyreuses et un peu de caséine insoluble.

Le lait frais ne se coagule pas, sous l'action de la chaleur. Au contact de l'air, il se forme à sa surface une pellicule insoluble, composée de caséine et de sels minéraux.

Il se coagule par les acides solubles, la *présure* (N° 798), etc.

COMPOSITION IMMÉDIATE DE QUELQUES LAITS, SUR 100 PARTIES EN POIDS

PRINCIPES DU LAIT	VACHE	CHÈVRE	BREBIS	ANESSE	JUMENT
Caséine	3.00	3.50	4.00	0.60	0.78
Albumine	1.20	1.55	1.70	1.55	1.40
Beurre	3.20	4.40	7.50	1.50	0.55
Lactose ou sucre de lait	4.30	3.10	4.30	5.40	5.50
Sels divers	0.70	0.35	0.90	0.32	0.40
Total des matières ci-dessus	12.40	12.70	18.40	10.37	8.63
Eau	87.60	87.30	81.60	89.63	91.37
	100.00	100.00	100.00	100.00	100.00

Exp. 690. Mettez quelques gouttes d'acide sulfurique dans du lait, aussitôt vous verrez la coagulation. Le liquide qui reste constitue le *petit-lait*. Conservé longtemps, le lait aigrit, se coagule aussi.

691. Versez quelques gouttes de vinaigre dans du lait bouillant : la coagulation se déterminera instantanément.

692. Pour opérer la coagulation du lait, on se sert généralement de présure. Il en faut un gramme par litre de lait. Essayez-le.

693. Une petite quantité de carbonate de soude dans le lait en retarde la coagulation. Les laitiers se servent de ce procédé pour conserver le lait pendant les grandes chaleurs. Expérimentez-le.

On fait des *conserves de lait*, en évaporant ce liquide dans des bassins de cuivre, après y avoir mis un peu de sucre et de carbonate de soude : il faut remuer sans cesse. Lorsqu'il est devenu sirupeux, on le chauffe jusqu'à 160° dans des vases émaillés. Transformé en pâte ferme, on le fait passer dans des cylindres de granit qui le transforment en rubans, que l'on pulvérise avec des meules. Fermée hermétiquement dans des boîtes, cette poudre se conserve longtemps, et donne un bon lait en la faisant chauffer avec 8 fois son poids d'eau.

798. **Présure.** — La présure est une matière extraite de la *caillette* des ruminants. Ce quatrième estomac porte le nom de caillette, parce que le liquide acide qui en humecte la surface possède la propriété de faire cailler le lait.

On prépare la présure soit en raclant la caillette du veau

non sevré, soit en la faisant macérer dans de l'eau légèrement alcoolisée.

La présure agit par la pepsine (N° 804) qu'elle renferme. Une partie de bonne présure peut coaguler 30.000 parties de lait.

On a reconnu que l'estomac de chaque mammifère ne peut coaguler convenablement et facilement que le lait de son espèce. Il en est de même de la digestibilité de ces laits.

799. **Beurre.** — La matière grasse du lait porte le nom de beurre. Moins dense que les autres parties, elle constitue la *crème*, lorsque le lait est abandonné au repos. Par le battage, on désagrège la membrane qui forme l'enveloppe des globules ; et le beurre se précipite.

La baratte (fig. 306), qui exige beaucoup de force, n'est employée que pour faire de petites quantités de beurre.



Fig. 306. — Baratte ordinaire.

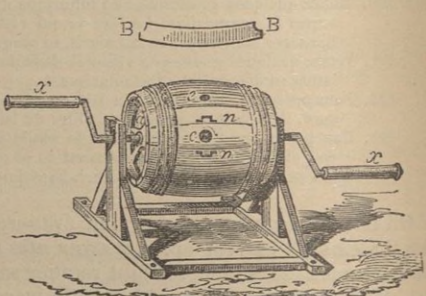


Fig. 307. — Baratte à tonneau.

Plus commode, la baratte à tonneau (fig. 307) sert aux grandes exploitations.

Dans la plupart des pays, on produit le beurre, en ne battant que la crème du lait. Ainsi écrémé, le lait est vendu, ou on en fait des fromages. Ces deux produits sont alors de qualité inférieure. La crème n'aurait-elle que 24 heures, le beurre a toujours un goût qui accuse la formation et la présence d'une certaine quantité d'acide butyrique. Fût-elle fraîche même, la crème battue seule donne un beurre fort.

Pour obtenir un bon beurre, il faut soumettre au battage tout le lait, tel qu'il vient de la vache : le beurre est alors plus abondant et de meilleure qualité. Le *lait battu* renferme la caséine et les sels minéraux du lait. On y fait cuire un peu de riz, du pain, etc. : cette espèce de soupe est bien goûtée par certaines personnes.

C'est ainsi qu'on procède en Flandre, où le beurre est sans rival.

800. **Fromage.** — On appelle fromage les parties caséeuse et butyreuse du lait, réunies en coagulum, sous l'influence de la présure (N° 798). Quand on y laisse le beurre, les fromages sont plus gras que ceux qu'on fait avec le lait écrémé.

Les opérations de la préparation se réduisent à cinq : coagulation, division du caillé, égouttage et pressage, salaison, fermentation ou maturation.

Quelques fromages sont préparés à chaud; on les appelle *fromages cuits* : tels sont le gruyère, le parmesan, etc.

Quelques autres sont *crus*, à pâte ferme : tels sont le fromage d'Auvergne, de Chester, de Hollande, etc. Le roquefort (Aveyron), fait avec du lait de brebis et de chèvre, est recherché. On fait aussi des *fromages mous salés* : le brie, le marolle, le géromé, etc.

FIBRINE

801. **Fibrine.** — La fibrine existe dans la lymphe, le chyle, le sang et certains liquides émanés du sang, etc. (N° 791). Elle se trouve aussi dans le gluten des céréales (N° 611).

C'est par la viande musculaire et maigre que ce principe est fourni (N° 802) le plus abondamment à l'alimentation de l'homme.

On prépare la fibrine en battant du sang frais (Exp. 694).

Isolée, la fibrine est une matière blanche élastique, insoluble dans l'eau. L'acide acétique et les alcalis la dissolvent.

Exp. 694. Saignez un animal de peu d'importance; fouettez une partie de son sang; la fibrine s'attachera aux dents de la fourchette sous forme de filaments. Lavez-la à l'eau pure, jusqu'à ce qu'elle soit décolorée; puis à l'alcool et à l'éther.

695. Faites dissoudre un peu de sel dans du vinaigre ; mettez une partie de cette solution dans du sang ; battez-le : la fibrine ne se coagulera pas.

802. **Chair musculaire.** — Elle est formée de faisceaux de fibres musculaires excessivement minces, renfermant de petits globules de graisse. Les fibres et les faisceaux sont séparés par un liquide, appelé *plasma*. Abandonné à lui-même, le plasma se coagule : il s'en sépare une partie solide, connue sous le nom de *myosine*, qui se transforme en syntonine ; l'autre partie constitue le *sérum* du sang.

D'après Lehmann, voici la décomposition de la viande de bœuf :

Eau	74,0 à 80,0
Matières solides	26,0 à 20,0
Albuminoïdes coagulées (matières). Myosine, sarcolemme, noyaux, vaisseaux et fibres élastiques	15,4 à 17,7
Glutine	0,6 à 1,9
Albuminate, albumine coagulable à 45°. Albume ordinaire	2,2 à 2,0
Créatine	0,07 à 0,14
Graisse	1,5 à 2,30
Potasse	0,50 à 0,54
Soude	0,07 à 0,09
Magnésie	0,04 à 0,05
Acide lactique	1,5 à 2,30
Acide phosphorique	0,66 à 0,70
Sel marin	0,04 à 0,09
Chaux	0,02 à 0,03

Exp. 696. Hachez 100 gr. de viande maigre ; brassez-la avec 100 gr. d'eau. Filtrez au moyen d'un linge. Battez de nouveau la viande, dans une quantité égale d'eau. Mêlez ensuite ces deux liquides. Observez les phénomènes.

697. Chauffez le liquide obtenu par le mélange des deux autres (Exp. 691). Vers 60°, il s'en séparera une écume blanche, qui est de l'albumine coagulée. Enlevez-la et continuez de chauffer : il y aura un nouveau trouble produit par la fibrine et les globules du sang. Par la concentration vous obtiendriez un *extrait de viande*, composé de phosphates, lactates de potasse, de soude, etc., etc. : toutes matières assimilables.

698. Faites bouillir dans l'eau la viande épuisée (Exp. 691). Après plusieurs heures d'ébullition, laissez refroidir. Vous obtiendrez un liquide qui contiendra de la gélatine et des matières grasses. La matière blanche, dure, insoluble, est la *fibrine musculaire* ou *syntonine musculaire*.

699. Découpez de la viande en petits morceaux que vous mettrez dans une dissolution bouillante de potasse caustique. Observez les phénomènes.

Faites le 109e *devoir.*

TRANSFORMATION DES MATIÈRES ALBUMINOÏDES

803. **Digestion.** — Au point de vue chimique, on appelle digestion la fonction par laquelle l'animal dissout, liquéfie, absorbe, s'assimile les aliments avec déjection des résidus. Elle se divise en *digestion buccale*, *stomacale* et *duodénale*.

1° Dans la bouche, par la mastication, les aliments s'imbibent de salive que sécrètent les glandes. La salive est un peu alcaline. Elle renferme un ferment, la *ptyaline* (N° 804), qui transforme l'amidon cuit en dextrine et en glucose.

2° Parvenus à l'estomac, dont la paroi, à ce moment, est rouge, excitée et couverte du suc gastrique, les aliments sont agités et pétris par les contractions de l'organe. Peu à peu, le suc gastrique, qui est sensiblement acide, pénètre de dehors en dedans cette masse alimentaire. Sous l'action d'un ferment contenu dans le suc gastrique, la *pepsine* (N° 804), les aliments azotés sont transformés en syntonines, en peptones : ces dernières sont solubles et dialysables.

En réciprocité, les substances résultant de la digestion des aliments albuminoïdes permettent à la pepsine de commencer son action. En même temps, la ptyaline continue son action sur le bol alimentaire. Le résidu de la digestion stomacale, le *chyme* passe au pylore.

3° Arrivé dans le duodénum, 1re portion de l'intestin, le chyme est arrosé par la bile, liquide vert sécrété par le foie et par le *suc pancréatique*, liquide clair sécrété par le pancréas et ressemblant à la salive. Les graisses, qui n'avaient encore subi aucune altération, sont émulsionnées par la *pancréatine* (N° 804), ferment renfermé dans le suc pancréatique. Ainsi le chyme est transformé en *chyle*, matière blanche et lactescente qu'absorbent et que déversent dans le sang pur la veine sous-clavière, située dans la cavité thoracique, les vaisseaux chylifères.

804. **Ferments solubles : Ptyaline, Pepsine, Pancréatine.** — La *ptyaline*, qu'on appelle quelquefois *diastase salivaire* (N° 614), est le ferment de la salive. Elle possède la propriété de transformer en dextrine et en sucre les matières amylacées, surtout quand elles sont cuites (N° 803).

Elle se prépare avec la salive humaine dont on provoque

la sécrétion avec un peu d'éther. On la traite par l'alcool. C'est une substance blanche, amorphe, soluble dans l'eau.

La *pepsine* est le ferment actif du suc gastrique. Elle a la propriété de transformer en peptones ou albuminoses les matières protéiques (N° 803). Elle agit surtout dans un liquide sensiblement acidulé comme est le suc gastrique. Isolée, la pepsine est blanche, amorphe. La médecine l'emploie pour les estomacs qui digèrent mal.

La *pancréatine*, ferment du suc pancréatique, possède à peu près les mêmes propriétés que la ptyaline. On en a préparé avec le pancréas d'un chien. Le procédé est semblable à celui qui est suivi pour la préparation de la pepsine.

M. Schiff affirme que l'estomac se charge de pepsine par l'absorption de substances qu'il appelle peptogènes : la dextrine, le pain, l'extrait de viande, le fromage. De là le rôle justifié du bouillon et du fromage dans l'alimentation.

805. **Produits de la transformation utiles à l'assimilation.**

1° Les *peptones*, solubles et dialysables (N° 803) ;

2° Le *sang*, qui porte les principes nécessaires aux organes du corps ; ce liquide conduit aussi des produits de désassimilation (N° 806).

3° L'*osséine*, qui constitue, les os, les tendons, la peau, les cartilages : celle des os produit la gélatine (N° 807) ; l'osséine des cartilages permanents donne de la chondrine (N° 808).

806. **Sang.** — Le sang est un liquide un peu visqueux, rouge-pourpre ou rouge-brun, doué d'une odeur fade et d'une saveur saline. C'est une humeur dans laquelle nagent des globules divers. Sa densité varie entre 1,030 et 1,075.

Il remplit le système circulatoire. Sorti des artères ou des veines, il se coagule bientôt en caillots, qui, en se contractant, chassent le *sérum*, liquide riche en albumine.

1,000 grammes de sang humain contiennent :

Eau	781,6	813 gr.	760 gr.
Globules secs	135,0	152	113
Matières albuminoïdes.	70,0	75,5	62,0
Fibrines	2,5	3,5	1,5
Graisses (total)	1,6	3,3	1,0
Matières extractives.	8,4	9,0	5,0
Sels solubles			
Phosphates terreux	0,35		
Fer	0,55		
	1000,00		

Les *globules sanguins* sont des disques qui varient de forme et de dimension suivant l'espèce d'animal. Chez l'homme, les globules ont en moyenne un diamètre de $0^{mm},007$ et un volume de $0^{mm^3},000.000.072$. Un millimètre cube de sang en contient 4.500.000 environ. La superficie totale des globules rouges du sang tout entier chez un homme adulte moyen est environ 2816^{mm^2}.

L'*hémoglobine* est une poudre rouge, qui comprend les $\frac{12}{13}$ du globule sanguin. Voici sa composition :

Carbone	54,18	
Hydrogène	7,20	
Azote	16,20	
Oxygène	21,50	= 100
Fer	0,42	
Soufre	0,50	

L'*hématine*, qui est le produit d'altération de l'hémoglobine, se rencontre dans les anciens foyers apoplectiques. (Berthelot.)

807. **Gélatine. Colle.** — La gélatine ne fait pas partie du corps des animaux. C'est l'osséine (N° 805) modifiée sous l'influence prolongée de l'eau bouillante.

Pour extraire la gélatine des os, on les écrase d'abord entre des cylindres ; puis on les fait bouillir dans l'eau pour en séparer les matières grasses ; on les soumet ensuite à l'action de l'acide chlorhydrique étendu, pour dissoudre les sels calcaires. Par des lavages successifs, on enlève les combinaisons d'acide et de chaux. Débarrassés de leur partie minérale, les os sont soumis à l'action d'une petite quantité d'eau bouillante, dans des marmites en fonte.

La gélatine est une matière transparente, incolore, inodore et insipide, quand elle est pure. Par le refroidissement, elle se prend en gelée et en masse dure : c'est la *colle*. Elle est précipitée de ses solutions par l'acide tannique. C'est le principe du tannage (N°s 605, 606).

Une solution de potasse ou de soude concentrée convertit, à l'ébullition, la gélatine en glycocolle (N° 747).

Exp. 700. Chauffez un os dans un creuset muni de son couvercle. Les produits volatils se dégageront. L'os se transformera en matière noire ou *noir animal*, mélange carbonisé de matière organique et minérale.

701. Faire bouillir les pieds ou la peau d'un veau, d'un mouton ; y mettre de l'eau à mesure qu'elle tarit. Le refroidissement donnera de la gélatine ou *colle forte*.

702. Chauffez de la colle forte dans un bain-marie. Elle formera un liquide épais, qui pourra servir à coller. Ajoutez-y 1/20 de blanc de céruse ou de borax. Sa force de cohésion augmentera.

703. Versez une solution d'acide tannique dans de l'eau de gélatine, du bouillon par exemple : il se formera un précipité insoluble dans l'eau.

808. **Chondrine.** — La chondrine, comme la gélatine, ne fait pas partie du corps des animaux. Elle se forme en faisant bouillir pendant 48 heures les cartilages permanents des fausses côtes, du larynx, etc. Elle est précipitée de ses solutions par l'acide acétique, l'alun, le sulfate de sesquioxyde de fer, composés qui ne précipitent pas la gélatine : c'est en cela qu'elle diffère de la gélatine.

809. **Produits de désassimilation.** — Le carbone se désassimile à l'état d'acide carbonique par la combustion qui s'opère au moyen de l'oxygène absorbé par la respiration (N° 69).

L'azote se désassimile principalement à l'état d'urée (N° 784). Une petite partie passe à l'état de matières extractives contenues dans le corps : créatine, xanthine, taurine, acide hippurique, acide inosique, sels ammoniacaux, etc. MM. Regnault et Reiset ont démontré qu'il s'en désassimile un peu par l'expiration. Enfin il y a des déperditions d'azote par la bile et les excrétions.

Arrivé ici, faites le 110e *devoir.*

PUTRÉFACTION ET CONSERVATION DES MATIÈRES ALBUMINOIDES

810. **Putréfaction.** — On appelle putréfaction, l'altération profonde des substances protéiques avec dégagement de produits volatils infects. C'est une fermentation putride. Honneur à l'immortel M. Pasteur, qui, par ses travaux persévérants, a apporté une si vive lumière sur cette fermentation, comme sur toutes les autres.

L'illustre chimiste a démontré :

1° Que les liquides les plus putrescibles, l'urine et le sang, se conservent sans se putréfier dans des ballons remplis avec de l'air qui avait été calciné en passant dans des tubes de platine chauffés au rouge;

2° Que le lait et le bouillon se conservent indéfiniment dans

des ballons, si ces liquides ont été portés à 100° ou au-dessus pendant quelque temps, et si les ballons ont été scellés pendant l'ébullition ;

3° Que le lait et le bouillon peuvent être conservés dans des vases ouverts où on les a fait bouillir et où l'air peut entrer et sortir librement, à la condition que le col effilé du ballon fasse des zizgags anguleux et soit un peu humide ;

4° Que, lorsqu'il y a putréfaction, il se développe dans le liquide des microzoaires dont les germes sont apportés par l'air, mais qu'on peut arrêter sur des tampons de coton ou mieux de coton-poudre : germes qu'on peut recueillir, examiner et faire servir de semence.

Portant ses investigations dans le sein du liquide, M. Pasteur y constata d'abord de petits infusoires (zooglen) sous forme de points englobés dans un mucilage, puis d'autres ponctuations libres (vibrions) qui voyagent dans le liquide où ils décomposent les matières albuminoïdes en divers produits, en gaz putrides entre autres.

A la surface du liquide, il se forme une couche de *mucédinées* et de *bactéries*, très avides d'oxygène ; ils comburent les produits résultant du dédoublement opéré par les vibrions. Les bactéries arrêtant l'oxygène de l'air, les vibrions perdent cependant de leur activité. La prolifération de ces petits organismes est excessive. M. Davaine a compté dans une goutte de sang putréfié plusieurs millions de vibrions et un plus grand nombre encore de granulations.

811. **Désinfectants.** — Il existe un grand nombre de procédés pour faire disparaître les produits putrides. On enlève l'hydrogène par le chlore ou l'oxygène. Les hypochlorites, et particulièrement celui de chaux, sont d'un usage fréquent. Quant à l'oxygène, il est facilement cédé par l'ozone ou mieux par les manganates ou permanganates, en solution. On détruit encore les matières organiques infectes, en s'emparant de leur oxygène par des agents réducteurs, tels que l'acide sulfureux, l'acide nitreux, etc. La propriété d'absorber les gaz que possède le charbon de bois fait employer ce composé comme désinfectant. On se sert quelquefois de l'acide phénique pour détruire les miasmes putrides.

812. **Agents antiputrides.** — Ils ont pour but de prévenir la putréfaction, ou de la combattre quand elle a commencé. On conserve les viandes et le poisson :

1° *Par réfrigération.* — C'est le meilleur moyen de manger

les viandes fraîches. Mais, pour maintenir constamment une température au-dessous de 0°, il faut des réfrigérants très efficaces. On y parvient avec de puissantes machines : la réfrigération se pratique très bien dans certains navires.

2° *Par cuisson et privation d'air.* — C'est le procédé d'Appert, perfectionné par Fastier. Les viandes crues sont introduites dans des boîtes de fer-blanc. On y met un assaisonnement, c'est-à-dire une dissolution de sel marin, de sucre, etc. Après avoir soudé le couvercle qui présente une petite ouverture, les boîtes sont placées dans un bain de chlorure de calcium qu'on porte à la température de 115°. Elles ne sont pas entièrement immergées dans le bain. Par l'ouverture, il se dégage des gaz, du bouillon qui passe dans un gobelet, disposé au-dessus du couvercle. Lorsque la cuisson est suffisante, les boîtes sont sorties du bain. Le refroidissement détermine la rentrée du bouillon qui remplit de nouveau les boîtes. On les replace dans le bain. Pendant cette seconde ébullition, sur le jet de vapeurs, on ferme l'ouverture avec de la soudure. Ensuite, les boites sont plongées tout entières dans le bain, pour terminer la cuisson.

3° *Par antiseptiques.* — Il faut mettre en première ligne la *créosote* (signifiant *chair* je *conserve*). Elle agit surtout par le phénol et le crésylol qui la composent. La fumée contient ces principes. C'est pour ces motifs qu'on enfume les jambons, le bœuf, les harengs, etc. L'action du chlorure de sodium s'associe très bien à celle de la créosote. L'alcool est aussi employé comme antiseptique.

Le chlorure de mercure et d'ammoniac (sel d'Alembroth), l'acide arsénieux, etc., rendent les pièces d'anatomie imputrescibles et inattaquables par les insectes.

RÉSUMÉ

791. Les *matières albuminoïdes* ou protéiques comprennent les substances azotées, particulièrement celles qui constituent le tissu des animaux.

Les plus importantes sont l'albumine, la fibrine, la caséine.

792. Les propriétés physiques des matières albuminoïdes sèches sont celles-ci : masses jaunâtres, cornées, inodores, sans saveur; se gonflant dans l'eau, s'y dissolvant à la faveur des alcalis, acides.

793. Sous l'action de la chaleur, les matières albuminoïdes se décomposent en eau, acide carbonique, hydrogène sulfuré, ammo-

maques composées, etc. Les oxydants énergiques les transforment en produits volatils complexes.

794. L'*albumine* est très répandue, surtout dans le règne animal. On la prépare avec le blanc de l'œuf. Sous l'influence de la chaleur, elle se coagule en masse blanche, peu soluble.

795. L'*œuf* se compose d'une *coquille* de carbonate de chaux, d'une *membrane* collée à la coquille, du *blanc* ou albumine, enfin du *jaune*, riche en substances azotées, sulfatées, etc.

796. La *caséine* existe dans le lait. On la prépare en traitant le lait frais avec une solution de sulfate de magnésie. Ensuite on filtre. Sèche, la caséine est une substance blanche, insoluble dans l'eau, l'alcool et l'éther : ce caractère la distingue de l'albumine.

797. Le *lait* est une solution de caséine, de lactose et de sels, tenant en suspension des matières grasses et butyreuses.

798. La *présure* est une matière possédant la propriété de faire cailler le lait. On la prépare avec le quatrième estomac (caillette) du veau non sevré.

799. On appelle *beurre* la matière grasse qui constitue la crème du lait. C'est par le battage qu'on désagrège la membrane qui forme l'enveloppe des globules gras.

800. Le *fromage* est formé par les parties caséeuse et butyreuse du lait réunies en coagulum, sous l'influence de la présure.

801. La *fibrine* se trouve abondamment dans l'organisme animal. On la prépare avec le sang. C'est une matière blanche, élastique, insoluble dans l'eau.

802. La *chair musculaire* est formée de faisceaux de fibres musculaires très minces, séparées par un liquide appelé plasma.

803. Au point de vue chimique, on appelle *digestion* la fonction par laquelle l'animal dissout, liquéfie, absorbe, s'assimile les aliments avec excrétion des résidus.

804. La *ptyaline* est le ferment de la salive : elle possède la propriété de transformer en dextrine et en sucre les matières amylacées cuites.

La *pepsine*, ferment actif du suc gastrique, a la propriété de transformer en peptones les matières protéiques.

La *pancréatine*, ferment du suc pancréatique, possède à peu près les mêmes propriétés que la ptyaline.

805. On désigne par *produits utiles à l'assimilation*, les peptones, le sang, l'osséine.

806. Le *sang* est un liquide rouge doué d'une odeur fade, d'une saveur saline. C'est une humeur dans laquelle nagent une infinité de globules qui ont la forme de disques.

807. La *gélatine* n'est autre que l'osséine modifiée sous l'influence prolongée de l'eau bouillante. Elle constitue la *colle*.

808. La *chondrine* s'obtient en faisant bouillir les cartilages permanents, tels que les fausses côtes. Elle est précipitée de ses solu-

tions par l'acide acétique, l'alun. C'est en cela qu'elle diffère de gélatine.

809. Les *produits de désassimilation* les plus importants sont l'acide carbonique, l'urée, la créatine, la tannine, la bile et les excrétions.

810. On appelle *putréfaction* l'altération profonde des substances protéiques avec dégagement de produits volatils infects.

811. Les *désinfectants* les plus efficaces sont le chlore, l'oxygène; les agents réducteurs, le charbon, l'acide.

812. Les agents antiputrides les plus importants sont la réfrigération, la cuisson et la privation d'air ; les antiseptiques comme la fumée, l'alcool, etc.; la salaison, etc.

109e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 791 à 802). — Matières albuminoïdes. — Albumine. — Caséine, beurre, fromage. — Fibrine, chair musculaire.

2° *Calcul.* Probl. 353 (547). — Pour clarifier les vins, on emploie une poudre composée, en parties égales : 1° de noir animal, qui absorbe les gaz putrides; 2° de carbonate de soude Na^2CO^3 qui détruit l'acidité; 3° d'albumine, qui précipite le noir et la matière troublant le vin. On demande le soufre et le sodium 0/0 de cette poudre.

Probl. 354 (548). — L'albumine est un utile contre-poison. Trouver la quantité de vert-de-gris qu'on peut neutraliser avec deux blancs d'œuf. On suppose qu'un œuf pèse 52 gr. 5 ; que le blanc forme les 3/5 de l'œuf et renferme 0,125 d'albumine. On admet encore qu'un équivalent d'albumine neutralise un équivalent de vert-de-gris.

Probl. 355 (550). — On demande l'azote 0/0 de la chair musculaire d'un bœuf qui renferme 0,12 de fibrine. L'azote de la fibrine ne forme que la 1/2 de l'azote de la chair musculaire.

Probl. 356 (555). — Le jaune d'œuf contient : 0,157 de matières albuminoïdes; 0,302 de corps gras ; 0,012 d'extraits et principes azotés ou sulfureux; 0,013 de sels minéraux et 0,516 d'eau. En considérant les matières albuminoïdes comme de l'albumine pure et les corps gras comme de la stéarine, on demande l'hydrogène et le carbone 0/0 du jaune d'œuf; abstraction de ces deux corps simples que peuvent encore renfermer les extraits et les sels.

110e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 803 à 809). — Digestion au point de vue chimique. — Ptyaline, pepsine, pancréatine. — Produits de la transformation utiles à l'assimilation. — Sang. — Gélatine. — Produits de désassimilation.

2° *Calcul.* Probl. 357 (593). — Par jour et par tête, M. Boussingault a donné 386 gr. de maïs à 6 oies, qui d'abord pesaient ensemble 20 kg.; après un engraissement de 30 jours, leur poids s'élevait à 31 kg. 0. La graisse, qui a augmenté de 8 kg. 264, résulte de l'assimilation directe des matières grasses et de la transformation d'autres aliments en graisse. Trouver le poids des matières grasses assimilées et celui de la graisse provenant d'ailleurs.

Probl. 358 (594). — La diète amaigrit. N'ayant que de l'eau pour toute nourriture, une tourterelle bien grasse a perdu, en 7 jours, 29 0/0 de son poids, qui était 186 gr. 8. Puis, mangeant du millet à discrétion, elle a repris chair. Son poids est arrivé à 168 gr. 3, mais la graisse n'a pas reparu. La perte définitive étant toute graisse, on demande la quantité de chair perdue et reprise.

Probl. 359 (609). — Quel bénéfice ou quelle perte ferait un éleveur, en vendant vingt jours plus tard un veau qui consomme en vingt-quatre heures 10 litres de lait à 0 f. 20. Par jour, l'accroissement moyen de viande est de 1 kg. 08. Le veau se vend 2 fr. 20 le kg.

Probl. 360 (635). — Par jour, un veau de 168 kg., nourri au foin, a augmenté de 630 gr. Il s'est assimilé 6 gr. 45 d'acide phosphorique et 32 gr. 6 de chaux. Si tout l'acide phosphorique se combinait avec la chaux, dans la proportion suivante $(CaO)^3,Ph^2O^3$, et qu'une quantité de chaux égale au tiers de celle transformée en phosphate de chaux $CaCO^3$, se changeât en carbonate de chaux quelle serait, par jour, l'augmentation osseuse du veau ? Les deux sels de chaux égalent les 0,65 des os formés.

Probl. 361 (636). — Par la nourriture, une vache, qui portait depuis 2 mois 1/2, a absorbé, en 4 jours, 200 gr. 4 d'acide phosphorique et 233 gr. 6 de chaux CaO. Faites connaître le phosphore et le calcium fixés en cent jours.

Probl. 362 (614). — A sa naissance, un veau pesait 44 kg. ; 239 jours après, il atteignait 215 kg. En supposant que les 9/10 de l'albumine, de la caséine, du beurre et des sels divers renfermés dans le lait de vache, se sont fixés et ont seuls fourni l'augmentation, combien le veau a-t-il consommé de lait, par jour, en moyenne ?

111e DEVOIR.

1 *Rédaction* (nos 810 à 812). — Putréfaction. — Phénomènes qui se passen? dans la fermentation putride. — Désinfectants. — Agents antiputrides.

2° *Calcul.* Probl. 363 (545). — Quel volume d'hydrogène sulfuré H^2S se formerait-il avec le soufre de l'albumine dans la putréfaction d'un œuf de 56 gr. On suppose que l'albumine égale les 0,155 du blanc, et que le blanc forme la 1/3 du poids de l'œuf.

364 (666). — Pour conserver intacts les animaux empaillés, les naturalistes emploient avec avantage une préparation connue sous le nom de savon Bécœur, composée de : 32 parties de savon blanc ; 32 d'acide arsénieux, AsO^3 ; 12 de carbonate de potasse desséché ; 4 de chaux vive en poudre et 1 de camphre Trouver l'arsenic 0/0 de cette pâte

CHAPITRE XXVII

ALIMENTATION

813. **Généralités.** — Tout être vivant éprouve des déperditions incessantes, par l'exercice des fonctions nécessaires à son développement et à sa conservation. Il ne tarderait pas à s'éteindre, si l'économie providentielle ne lui fournissait des matériaux propres à les réparer.

Ainsi, la vie animale s'entretient et s'accroît par les aliments que la digestion (N° 803) et la respiration (N° 69) transforment en sang. La circulation (N° 70) porte ces principes réparateurs dans toutes les parties du corps.

814. **Aliments azotés.** — Le renouvellement des molécules devenues impropres à l'entretien de la vie constitue une déperdition continuelle. Or, toutes les parties vivantes et définies du corps renferment et perdent de l'azote; et cet élément, en mélange avec l'oxygène dans l'air atmosphérique, n'est pas assimilable. Il faut que les aliments fournissent, sous forme de combinaison, ce principe que le corps est d'ailleurs incapable de former. De là, la nécessité d'*aliments azotés*.

815. **Aliments hydrocarburés.** — Il se fait une déperdition par l'action de l'oxygène sur les corps. L'acte de la respiration (N° 69) d'un homme adulte enlève, chaque année, à l'air atmosphérique, 400 kg. d'oxygène, dont pas un atome ne reste dans son corps; et cette masse d'oxygène ne sort pas seule: car, après avoir produit la chaleur animale par sa combinaison avec le carbone et l'hydrogène, il est exhalé sous forme de gaz carbonique et de vapeur d'eau. Ainsi, à ce comburant universel, il faut du carbone et de l'hydrogène. De là les *aliments hydrocarburés*.

816. **Aliments salins ; boissons.** — Les tissus du corps humain sont formés de 0,75 d'eau ; par les urines, la sueur, etc., il se fait une grande déperdition. La charpente osseuse est composée de 0,53 de phosphate de chaux et 0,11 de carbonate de soude, de fer, de manganèse ou de fluor. Comme rien ne se crée, ces matières minérales de composition et de déperdition quotidienne ne peuvent être fournies à l'économie corporelle que par l'alimentation et les boissons : vin, bière, cidre, etc. L'eau en est le véhicule ordinaire.

817. **Aliments tirés du règne animal.** — Ils peuvent se classer en fibrineux, albumineux, gras, lactés, butyro-caséeux, bien que chacun contienne à la fois plusieurs de ces principes.

1° Les aliments fibrineux sont fournis par les chairs musculaires des mammifères, des oiseaux et des poissons. On les divise : en *viandes colorées*, celles que donnent le bœuf, le mouton, etc. ; *viandes noires*, celles du lièvre, de la bécasse, du sanglier, etc. ; *viandes blanches*, celles du veau, du lapin, de la volaille, etc.

2° L'œuf est l'aliment albumineux par excellence.

3° Les aliments gras sont abondants dans la viande de porc, le beurre, la volaille, les chairs huileuses de certains poissons, de l'anguille entre autres, etc.

4° Le lait seul constitue une alimentation complète.

5° Les aliments butyro-caséeux sont fournis par le fromage.

818. **Aliments d'origine végétale.** — On les divise en amylacés ou farineux, huileux, sucrés ou mucilagineux.

1° Les aliments amylacés, c'est-à-dire ceux qui renferment de l'amidon, proviennent des graines de céréales : froment, seigle, riz, etc. ; de celles des légumineuses : haricots, pois, etc. Les pommes de terre, les châtaignes et les glands sont aussi très farineux.

2° Par aliments huileux, il faut entendre les différentes huiles végétales et les substances qui les fournissent, olives, noix, etc.

3° Les aliments mucilagineux sont caractérisés par un principe gommeux appelé pectose (N° 619). La plupart renferment aussi des matières sucrées, acides, albumineuses et aromatiques : tels sont les dattes, figues, pêches, abricots, poires, pommes, épinards, bettes, carottes, betteraves, etc.

819. **Nutrition de l'homme.** — En moyenne, par

jour, un homme adulte qui se livre à des exercices modérés consomme environ 300 gr. de carbone et 25 gr. d'azote. Cette masse de charbon peut lui être fournie par la graisse, l'amidon, la gomme, les matières sucrées, le vin, l'eau-de-vie, la bière, etc.; mais, pour la plupart des personnes, le pain supplée aux aliments variés que la situation pécuniaire ne leur permet pas de se procurer. L'azote lui vient par les mêmes aliments et surtout par le lait, les œufs, la viande, le poisson, les haricots et les pois qu'il consomme.

Lorsqu'il prend et digère une plus grande quantité d'aliments qu'il n'en a besoin pour entretenir sa chaleur vitale et sa force musculaire (N° 26, 1°), il y a formation de graisse et de chairs; dans le cas contraire, il y a amaigrissement.

Un adulte soumis à une alimentation moyenne a environ 3000 calories à dépenser journellement. Il peut à peu près en transformer 540 en travail. (Probl. 1.)

820. **Équivalents nutritifs.** — Dans le tableau suivant, on donne : 1° la quantité d'aliments nécessaires pour fournir autant de principes hydrocarburés que 100 gr. de pain; 2° la quantité de ces mêmes aliments pour procurer autant de principes azotés que 100 gr. de viande de boucherie sans os.

ÉQUIVALENTS ALIMENTAIRES PAR RAPPORT AU PAIN ET A LA VIANDE.

ALIMENTS FOURNIS PAR LES ANIMAUX ET LES POISSONS	EAU	PRINCIPES hydro-carburés : FÉCULENTS ET SUCRÉS	PRINCIPES hydro-carburés : GRAS	PRINCIPES AZOTÉS	CELLULOSE ET LIGNEUX INERTES	ÉLÉMENTS MINÉRAUX, SELS	POIDS DES ALIMENTS capable de produire autant de chaleur que 100 de pain	POIDS DES ALIMENTS contenant autant de principes azotés que 10 gr. de viande de boucherie (sans os)
	1	2	3	4	5	6	7	8
Beurre frais	14	»	82	4,16	»	»	23	476
Lard	20	»	71	7,67	»	»	27	259
Lait de vache	87,6	4,3	3,2	4,2	»	»	313	475
Lait de chèvre	87,3	3,1	4,4	4,85	»	»	291	412
Fromage de Brie	58	21,8	5,6	14,6	»	»	151	136
Fromage de Gruyère	40	13,5	24,0	32,5	»	»	68	61
Œuf (blanc et jaune)	80	»	7,0	12,3	»	»	278	162
POISSONS DÉSOSSÉS : Sardines à l'huile en boîte	46	»	9,36	39,0	»	7,9	208	51
POISSONS DÉSOSSÉS : Raie	74,5	»	0,47	25,0	»	1,7	4.178	80
POISSONS DÉSOSSÉS : Anguille de mer	69,9	»	5,02	25,6	»	1,1	387	77
POISSONS DÉSOSSÉS : Morue salée	47	»	0,38	32,6	»	21,2	5318	61
POISSONS DÉSOSSÉS : Harengs salés	49	»	12,72	20,2	»	16,4	153	99
POISSONS DÉSOSSÉS : Harengs frais	70	»	10,03	12,0	»	»	194	166
POISSONS DÉSOSSÉS : Maquereau	68,3	»	6,76	24,3	»	1,8	288	82
POISSONS DÉSOSSÉS : Sole	86,4	»	0,25	12,4	»	1,9	8357	162
POISSONS DÉSOSSÉS : Brochet	77,5	»	0,60	21,1	»	1,3	3250	94
POISSONS DÉSOSSÉS : Carpe	76,5	»	1,09	22,6	»	1,3	1772	88
POISSONS DÉSOSSÉS : Barbillon	89,3	»	0,21	10,2	»	0,9	9750	196
POISSONS DÉSOSSÉS : Goujon	76,9	»	2,67	18,6	»	3,4	731	110
POISSONS DÉSOSSÉS : Ablettes	72,9	»	8,03	18,1	»	3,2	242	110
POISSONS DÉSOSSÉS : Anguille de rivière	62,1	»	23.86	13,0	»	0,7	81	153
POISSONS DÉSOSSÉS : Saumon	71,7	»	4,85	13,6	»	1,3	403	117
POISSONS DÉSOSSÉS : Limande	79,4	»	2,05	18,8	»	1,9	959	196
Viande de boucherie	78	»	2,0	20,0	»	2,8	975	100
Bouillon gras	98,5	»	var.	1,2	»	9,1	variab.	1300

ÉQUIVALENTS ALIMENTAIRES PAR RAPPORT AU PAIN ET A LA VIANDE

ALIMENTS FOURNIS PAR LES VÉGÉTAUX		EAU	PRINCIPES hydro-carburés : FÉCULENTS ET SUCRÉS	PRINCIPES hydro-carburés : GRAS	PRINCIPES AZOTÉS	CELLULOSE ET LIGNEUX INERTES	ÉLÉMENTS MINÉRAUX, SELS	POIDS DES ALIMENTS capable de produire autant de chaleur que 100 de pain	POIDS DES ALIMENTS contenant autant de principes azotés que 10 gr. de Viande de boucherie (sans os)
		1	2	3	4	5	6	7	8
Pain de munition		35	54,0	1,50	7,8	0,8	0,9	100	256
Pain blanc		36	54,6	1,20	7,0	0,9	0,9	101	285
Farine de froment		12,5	70,8	1,40	14,2	0,3	0,8	78	140
Farine de seigle		14,2	66,7	3,00	13,8	0,5	1,5	77	144
GRAINES DE CÉRÉALES	Orge	13	63,7	2,80	13,4	2,5	4,5	81	149
	Avoine	14	61,5	5,50	11,9	4,1	3,9	75	138
	Maïs	17	61,9	7,00	12,5	1,5	1,1	70	130
	Sarrasin	13	64,0	3,90	13,1	3,5	2,5	77	150
	Riz	14,6	76,0	0,50	7,5	0,9	0,5	75	266
GRAINES DE LÉGUMINEUSES	Fèves de marais	16	51,5	1,50	24,4	3,0	3,6	104	81
	Haricots blancs	15	48,8	3,00	26,9	2,8	3,5	96	74
	Lentilles	12,5	55,7	2,50	25,0	2,1	2,2	92	80
	Pois	8,9	59,6	2,00	23,9	3,6	2,0	89	83
Féculents purs	Châtaignes pelées fraiches	49,2	42,2	3,00	3,0	0,8	1,8	114	666
	Pommes de terre	75,9	20,2	0,20	2,5	0,4	0,8	283	800
RACINES ET FEUILLES CHARNUES	Carottes	86	10,9	0,17	1,5	0,8	0,6	504	1333
	Navets	86,1	10,8	0,15	1,0	0,4	0,9	517	1250
	Choux pommés	90,1	5,3	0,90	2,3	0,6	0,8	731	869
	Betteraves	87,8	7,9	0,10	1,3	1,7	0,7	713	1530
FRUITS	Pommes	83,6	12,5	0,05	1,0	2,8	0,1	464	2000
	Groseilles	81,3	17,0	»	0,91	»	»	344	2222
	Figues fraiches	66,0	33,8	»	2,66	»	»	173	740
	Pruneaux	26,0	63,0	»	4,74	»	»	92	425
BOISSONS	Vin	90	90	»	0,10	»	»	650	20000
	Bière forte	90	11,2	»	0,52	»	»	522	4000
	Eau-de-vie	49	90,0	»	0,0	»	»	65	infini
	Huile	2	»	96,00	traces	»	»	20	infini

821. **Nutrition des animaux.** — L'oxygène de l'air et les aliments albuminoïdes sont indispensables au développement et à l'entretien des animaux. De sorte que la théorie générale sur l'alimentation de l'homme trouve encore ici son application.

Le tableau suivant donne la quantité d'aliments nécessaires pour nourrir le bétail autant que 100 de foin.

ÉQUIVALENTS ALIMENTAIRES DU BÉTAIL, BASÉS SUR LES PRINCIPES ALBUMINOÏDES ET RAPPORTÉS AU FOIN, REGARDÉ COMME NOURRITURE COMPLÈTE.

DÉSIGNATION DES PRODUITS VÉGÉTAUX		EAU	Albumine, caséine	Amilon ou analogue $C^6H^{10}O^5$	Matières grasses, oléine, etc.	Sels minéraux, phosphates de chaux, etc.	Ligneux cellulose $C^6H^{10}O^5$	Équivalents nutritifs déduits de l'albumine	Matières amylacées en excès	Matières amylacées manquantes	Paille à ajouter pour compléter les matières amylacées
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Foin de pré		13,0	7,2	14 4	3,80	7,2	24,4	100	»	»	»
I FOINS DE PRAIRIES ARTIFICIELLES	Regain de foin	14,1	12,4	10,5	3,50	8,0	21,5	58	»	23	51
	Luzerne en fleur	15,0	12,0	11,8	3,50	5,7	22,0	60	»	21	47
	Sainfoin	10,0	11,8	10	3,05	»	»	61	»	20	45
	Trèfle en fleur	20,0	10,6	39,2	3,20	5,0	22,0	67	»	20	44
	Trèfle avant la fleur.	12,2	13,3	11,3	4,00	8,1	21,1	54	»	24	53
	Trèfle incarnat	11,0	7,2	»	»	»	»	100	»	»	»
	Pois	13	13,3	»	»	4,5	»	54	»	»	»
	Vesces	11	6,7	»	»	»	»	109	»	»	»
	Fèves après l'égrenage	12	13,0	»	»	»	»	57	»	»	»
	Lentilles après l'égrenage	10	7,5	»	»	3,4	»	115	»	»	»
	Haricots après l'égrenage	11	7,5	»	»	»	»	115	»	»	»
	Moka	13	9,6	»	»	»	»	71	»	»	»
	Maïs (fourrage sec)	19,5	4,3	»	»	»	»	171	»	»	»
	Ray-grass (fourrage)	11	6,3	»	»	»	»	117	»	»	»
	Seigle (fourrage)	12	8,7	»	»	»	»	84	»	»	»
II TERRES DE FRAIRIES ARTIFICIELLES	Luzerne (en vert)	80,4	2,8	9,6	0,80	1,3	5,1	256	»	21	47
	Trèfle (en vert)	77	3,1	11,3	0,90	1,4	6,3	230	»	20	44
III TOURTEAUX	Colza	10,5	30,7	32,5	10	7,7	9,4	23	»	38	84
	Cameline	6,5	34,4	34	7	8,6	9,5	21	»	40	89
	Arachide	6,6	52,1	»	»	»	»	14	»	»	»
	Œillette	11,7	37,8	23,3	10,10	6,0	11,1	19	»	43	93
	Sésame	10	42,5	16,3	8,20	18,0	5,0	17	»	44	98
	Noix	6	32,8	45,6	9	3,2	3,4	22	»	36	80
	Chènevis	5,3	26,3	38,8	6	3,6	20,0	27	»	36	80
	Lin	13,4	32,7	33,2	6	8,3	5,1	22	»	40	89
	Farines	10	16,8	6,4	1	6,8	50,6	43	»	41	91
	Madia	11,2	31,2	9,8	15	6,7	25,7	23	»	42	93
Lait de vache		87,6	4,2	4,3	3,2	0,8	»	171	»	»	»
IV GRAINES DE LÉGUMINEUSES	Féverolles	2,5	31,9	47,7	2	3,0	2,9	23	»	37	82
	Fèves de marais	16	24,4	51,5	1,50	3,6	3,0	29	»	33	73
	Pois	8,9	23,9	59,6	2	2,0	3,6	30	»	30	67
	Vesces	14,6	27,3	48,9	2,70	3,0	3,5	26	»	35	78
	Lentilles	12,5	25	55,7	2,50	2,2	2,1	29	»	31	69
	Haricots blancs	15	26,9	48,8	3	3,5	2,8	27	»	34	75

DÉSIGNATION DES PRODUITS VÉGÉTAUX		EAU	Albumine, caséine	Amilon ou analogue $C^6H^{10}O^5$	Matières grasses, oléine, etc.	Sels minéraux, phosphates de chaux, etc.	Ligneux, cellulose $C^6H^{10}O^5$	Équivalents nutritifs déduits de l'albumine	Matières amylacées en excès	Matières amylacées manquantes	Paille à ajouter pour compléter les matières amylacées
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
V GRAINES DE CÉRÉALES	Blé	14,5	12,3	67,6	1,50	2,0	2,1	58	»	8	18
	Seigle	14	12,5	66,2	2	2,0	3,3	58	»	9	20
	Orge d'hiver	13	13,4	63,7	2,80	4,5	2,6	54	»	12	27
	Orge escourgeon	13,2	11,2	»	2,18	»	»	64	»	»	»
	Avoine	14	11,9	61,5	5,50	3,9	4,1	61	»	7	15
	Maïs	17	15,5	61,9	7	1,1	1,5	58	»	8	18
	Sorgho	13,2	10,6	61,6	6,10	3,4	5,1	67	25	3	7
	Riz	11,6	7,5	76	0,50	0,5	0,9	96	»	»	»
	Sarrasin	13	13,1	64	3,90	2,5	3,5	58	»	9	20
	Millet	11	20,6	57,8	3	2,2	2,4	35	»	27	60
VI FARINE ET SON	Blé	12,5	14,2	70,8	1,40	0,8	0,3	50	»	12	27
	Seigle	14,5	13,8	66,7	3	1,5	0,5	52	»	12	27
	Son de blé	21	11,9	51,6	4	3,0	8,5	61	51	14	31
VII FRUITS FÉCULENTS	Châtaignes pelées fraiches	49,2	3	»	»	1,8	0,8	»	83	»	»
	Glands secs décortiqués	20	5	64,5	4,30	1,6	4,6	144	51	»	»
	Glands verts non décortiqués	56	2	34,2	2,30	1,0	4,5	359	83	»	»
VIII PAILLES ET BALLES	Blé	26	1,9	35,9	2,20	5,1	28,9	383	98	»	»
	Seigle	18,6	1,5	43	1,50	3	32,4	479	162	»	»
	Orge d'hiver	14,2	1,9	43,8	1,70	4	34,4	373	126	»	»
	Avoine	21	1,9	38,4	5,10	3,6	30	383	118	»	»
	Maïs	18	1,2	»	»	»	»	603	»	»	»
	Millet	15	5	»	»	»	»	146	»	»	»
	Riz	18	1,5	»	»	»	»	479	»	»	»
	Froment (balles)	11,5	5,2	52,3	1,40	9,3	20,3	139	26	»	»
IX TUBERCULES FÉCULENTS	Pommes de terre (jaunes)	75,9	2,5	20,2	0,20	0,8	0,4	287	10	»	»
	Topinambours	79,2	2,1	16,1	0,30	1,1	1,2	348	9	»	»
	Panais	88,3	1,6	8,2	0,20	0,7	4	460	»	9	20
X FEUILLES ET TIGES AQUEUSES	Betteraves	90,7	2,6	3	0,63	1,4	1,7	274	»	37	82
	Carottes	82,2	3,2	7	1	3,6	3	221	»	30	67
	Choux pommés	90,1	2,3	5,3	0,90	0,8	0,6	311	»	29	64
	Topinambours	80	3,3	9,8	0,80	2,7	3,4	217	»	25	57
	Maïs	72	6,2	13,6	0,90	3,3	5,2	115	»	32	71
	Vignes	74,7	5,9	10,6	2,30	2	4,5	121	»	33	73
XI RACINES AQUEUSES	Betteraves champêt.	87,8	1,3	7,9	0,10	0,7	2,2	548	»	4	9
	Rutabaga	91	1,1	7	0,05	0,6	0,3	676	2	»	»
	Navets turneps	86,1	1,6	10,8	0,15	0,9	0,4	460	5	»	»
	Carottes blanches	86	1,5	10,9	0,17	0,6	0,8	479	»	»	»
XII RÉSIDUS INDUSTRIELS AQUEUX	Pulpe de betteraves	80	2,2	10	0,10	0,8	7	303	»	4	18
	Pulpe de pommes de terre	70	3,3	»	»	0,84	»	217	»	»	»
	Drèche de bière	73,1	4,4	15,8	0,13	1,96	4,57	162	»	31	42
	Drèche de genièvre	91,1	2,5	4,5	0,80	0,46	0,31	287	»	18	68

RÉSUMÉ

813. Tout être vivant s'entretient et s'accroît par des aliments que la digestion et la respiration transforment en sang.

814. Le renouvellement des molécules azotées devenues impropres à l'entretien de la vie constitue une déperdition continuelle : de là la nécessité des aliments albuminoïdes.

815. Par la respiration l'homme absorbe une grande quantité d'air qu'il ne s'assimile pas. Une bonne partie de l'oxygène en sort combiné avec le carbone et l'hydrogène : de là les aliments hydrocarburés.

816. L'eau compose les 0,75 du tissu du corps humain. On voit par les urines et la sueur qu'il se fait une grande déperdition de ce liquide. Des sels minéraux composent la charpente osseuse. Or, comme rien ne se crée, ces matières sont fournies à l'économie corporelle par l'alimentation et les boissons.

817. Les aliments tirés du règne animal se classent en fibrineux, albumineux, gras, lactés, etc.

818. Les aliments d'origine végétale se divisent en farineux, huileux, sucrés, etc.

819. Par jour, un homme consomme, en moyenne, 300 gr. de carbone et 25 gr. d'azote.

820. On a calculé la quantité d'aliments qui peuvent fournir autant de principes hydrocarburés ou azotés que 100 gr. de pain et 100 gr. de viande de boucherie.

821. On a dressé un tableau qui donne la quantité d'aliments nourrissant le bétail autant que 100 de foin ; le foin est regardé comme un aliment complet.

112e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 813 à 821). — Alimentation. — Aliments tirés du règne animal. — Aliments d'origine végétale. — Nutrition de l'homme, des animaux.

2° *Calcul.* Probl. 365 (505). — A 750 gr. de pain blanc, 80 gr. de riz, 80 gr. de beurre, 200 gr. de lait de vache, 250 gr. de pommes de terre, 40 gr. de romage de Brie, combien devra-t-on ajouter de viande, pour qu'un homme reçoive les 150 kg. de principes albuminoïdes nécessaires à son entretien ?

366. (566). — Sous l'action de l'oxygène de l'air, les matières sucrées et grasses brûlent et deviennent : la fécule $C^6H^{10}O^5 + O^{12} = 5H^2O = 6CO^2$; l'huile $C^{57}H^{104}O^6 + 160O = 52H^2O + 57CO^2$. Chaque jour, un homme transforme en acide carbonique 200 gr. de carbone provenant de matières féculentes et 100 gr. provenant de matières grasses. Respiré avec 0,209 d'oxygène, en volume, l'air expiré n'a plus que 0,168 d'oxygène en volume aussi. Quel volume d'air faut-il à cet homme-là pour opérer ces transformations ?

367 (569). — Pour toute nourriture, le jeudi, 18 juillet 1873, 7 hommes ont consommé : 385 gr. de lentilles, 7 œufs débarrassés de leurs coquilles pesant 310 gr. : 285 gr. d'huile, 65 gr. de beurre, 2830 gr. de pain, 2330 gr. de pommes de terre, 335 gr. de riz, 3000 gr. de lait de vache, 150 gr. de fromage, 8000 gr. de bière. On demande si, en moyenne, chaque homme a absorbé les 675 gr. de principes

respiratoires et les 150 gr. de principes plastiques attribués à un adulte; donner aussi la quantité en défaut ou en excès de chacun de ces deux principes.

368 (573). — D'après la composition du lait de vache, la lactose ayant la formule $C^{12}H^{22}O^{11}$ et le beurre, contenant 0,656 de carbone, combien un homme devrait-il boire de lait, pour recevoir les 3000 gr. de carbone nécessaires à son entretien? *Le carbone que peuvent renfermer les sels n'est pas appréciable.*

369 (578). — Les pommes de terre renferment 0,00675 d'azote; le beurre 0,00675; les haricots 0,0647. Pour remplacer les 23 gr. d'azote qu'1 perd, par jour, quelle quantité de pain contenant 0,02 d'azote, devrait manger un homme qui consomme déjà 250 gr. de pommes de terre, 100 gr. de beurre et 75 gr. de haricots?

370 (579). — Un homme boit un litre de bière, renfermant 0,9 d'eau; 0 litre 2 de vin contenant 0,9 d'eau; 1 double centilitre d'eau-de-vie, ayant 0,40 d'eau. On demande l'eau qu'il devra absorber par le potage ou par le dessert. On sait que, sans compter celle contenue dans le pain, la viande, etc., 1 litre 2 d'eau, en moyenne, est nécessaire à l'homme, chaque jour.

371 (669). — En moyenne, la ration d'entretien d'un adulte doit renfermer 150 gr. de principes azotés et 4,5 fois plus de principes hydrocarburés. Or, chacun des 2.000.000 d'habitants de Paris recevait par jour, pendant la dernière quinzaine du siège de 1871, 50 gr. de viande et 300 gr. de pain. En admettant que ces deux aliments étaient dans les conditions du pain blanc et de la viande de boucherie indiqués au n° 820, combien manquait-il de principes azotés et de principes hydrocarburés à chaque habitant?

372 (670). — Le pain des Parisiens, pendant le mois de janvier 1871, se faisait avec une farine composée de: 0,3 de froment, 0,2 de seigle, 0,3 de riz et 0,2 d'avoine; 100 de grains et 100 de farine produisaient 130 de pains. Chacun des 2.000.000 d'habitants recevait 300 gr. de pain. On demande: 1° la farine nécessaire chaque jour; 2° l'azote que chaque habitant absorbait par le pain. On suppose que les farines d'avoine et de riz renfermaient autant d'azote que le grain qui les produisait.

PROBLÈMES SUR LES RATIONS D'ENTRETIEN, DE TRAVAIL ET D'ENGRAISSEMENT DES BESTIAUX

373 (586). — Les rations d'entretien, en foin ou en équivalents, des différentes espèces d'animaux, sont ainsi évaluées, pour 100 kg. de poids vivant: cheval 1 kg. 8; bœuf et vache 1,6; mouton 2,5; porc 4; lapin 8; poule 12. On demande le volume d'acide carbonique qu'exhale, par kg. de chair vivante, chacun de ces animaux. *On admet que tout le carbone de l'amidon renfermé dans le foin se transforme en acide carbonique.*

374 (587). — Pour son entretien seulement, il faut à un cheval, en sus de sa ration journalière de 9 kg. de foin, 1 kg. de foin, par heure de travail. Or, en moyenne, un cheval de roulage, à Paris, travaille quatorze heures. Si on lui donne 7 kg. 1/2 de foin par jour, combien doit-on ajouter d'avoine et de paille? 61 kg. d'avoine joints à 15 de paille équivalent à 100 kg. de foin.

375 (589). — Une bonne vache laitière flandrine produit 20 lit. de lait par jour. On demande le poids de la ration de foin, qui renfermerait autant d'albumine et de caséine.

376 (595). — Quel serait le poids des corps simples de 1 kg. de foin, en regardant les sels minéraux comme phosphate de chaux $(CaO)^3,Ph^2O^5$ et les matières grasses comme de l'oléine?

377 (598). — La ration d'entretien d'un cheval de 420 kg. est de 1 kg. 850 de foin, par 100 kg. de chair. Combien devrait-on lui donner de foin et de paille de blé, s'il mangeait 1 kg. 1/2 d'avoine par jour? *Ne pas mettre en compte l'albumine que peut renfermer la paille.*

378 (599). — Quelle est, en foin, la ration d'entretien d'un cheval de roulage, qui consomme 10 kg. de foin, 9 kg. d'avoine, 1 kg. de son? Il travaille quatorze heures; et, par heure de travail, il lui faut, en sus de sa ration ordinaire, 1 kg. de foin.

379 (600). — Nourrie avec 5 kg. de foin, 2 kg. 1/2 de blé, 3 kg. 39 d'avoine, 14 kg. de pommes de terre, une jument a perdu journellement 109/240 de kg. Quel est en foin l'équivalent de cette ration?

380 (602). — Un cheval de 470 kg. a été nourri avec une ration quotidienne de 4 kg. 5 de foin, 2 kg. 05 d'avoine et 5 kg. 5 de paille de seigle. En supposant que le carbone de l'amidon se transforme en acide carbonique, quel est le poids de ce gaz produit?

381 (605). — Par tête, avec une ration quotidienne de 4 kg. 1 d'avoine et 8 kg. de paille de blé, 3 chevaux, pesant ensemble 1371 kg., ont perdu 36 kg. en 32 jours. Au contraire, avec 4 kg. d'avoine et 8 kg. de foin, 3 autres, pesant ensemble 1444 kg., ont gagné 11 kg. pendant le même temps. En admettant que le dépérissement d'une part et l'engraissement de l'autre proviennent de la différence des matières albuminoïdes absorbées, on demande quelle quantité de foin il faut substituer à pareille quantité de paille dans le premier cas; et quelle quantité de paille il faut pareillement substituer dans le deuxième cas, pour que la ration soit purement d'entretien?

382 (607). — Avec une ration de 15 kg. de foin, en 298 jours, une vache produit 3142 litres de lait. En admettant que la ration pour la production du lait est égale à une quantité de foin, renfermant autant d'albumine et de caséine que le lait produit, quelle est la ration d'entretien de cette vache?

383 (609). — Quel bénéfice ou quelle perte ferait un éleveur, en vendant 20 jours plus tard un veau qui consomme en vingt-quatre heures 10 litres de lait à 0 f. 20? Par jour, l'accroissement moyen de viande est de 1 kg. 08. Le veau se vend 2 f. 20 le kg.

384 (613). — 7 kg. 5 de foin, 2 kg. de tourteaux d'œillette, 12 kg. de betteraves, 2 kg. de farine de seigle forment une ration double d'entretien d'une vache laitière, qui produit 12 kg. de lait. On demande le poids de l'albumine, caséine et des matières grasses absorbées qui ne se trouvent pas dans le lait et que la vache s'est assimilés.

385 (612). — A sa naissance, un veau pesait 44 kg.; 239 jours après, il atteignait 215 kg. En supposant que les 9/10 de l'albumine, de la caséine, du beurre et des sels divers renfermés dans le lait de vache, se sont fixés et ont seuls fourni l'augmentation, combien le veau a-t-il consommé de lait, par jour, en moyenne?

386 (615). — Par 100 kg. de foin non fermenté, il s'est produit dans une étable 3 kg. 39 de poids vivant, 6 litres de lait, 211 kg. de fumier humide. Calculez le poids de chacun des trois produits dans une étable où il se consomme 18.350 kg. de foin.

387 (617). — En 87 jours, 10 moutons, pesant ensemble 505 kg., ont consommé

496 kg. 25 de luzerne, 144 kg. 25 de foin, 256 kg. 85 de balles, 11 kg. de son, 8 kg. de tourteaux d'œillette, 3605 kg. 6 de pulpe de betteraves, 256 litres d'eau. En estimant ces aliments d'après la colonne 7 du tableau, quelle est la valeur de 100 kg. de chacun de ces aliments. La valeur totale des aliments consommés égale 51 fr. 37.

388 (618). — A sa naissance, un poulain pesait 51 kg. Par jour, son poids s'est accru en moyenne de : 1 kg. 04, pendant l'allaitement, qui a duré 90 jours; 0 kg. 345 depuis le sevrage jusqu'à l'âge de trois ans. On demande : 1° le poids du cheval à trois ans; 2° la quantité de foin qu'il a consommé depuis le sevrage, 100 kg. de foin produisant 7 kg. 34 de poids en vie.

389 (622). — M. Boussingault a expérimenté que l'espèce porcine, nourrie exclusivement de pommes de terre, prend chair, mais engraisse peu. En 205 jours, un porc a consommé 1333 kg. de pommes de terre cuites, représentant 1433 kg. de pommes de terre crues. Son poids initial de 59 kg. 5 s'est élevé à 84 kg. Abattu, il a donné 7 kg. 74 de graisse. On demande : 1° la graisse qu'il avait avant l'expérience, en supposant que toutes les matières grasses se sont transformées en graisse; 2° l'accroissement quotidien, en moyenne ; 3° la diminution 0/0 que la cuisson a fait subir aux pommes de terre crues.

390 (623). — Un porc de 60 kg. perd, par jour, 661 gr. 3 de carbone et 4 gr. d'azote par la respiration; par les déjections et les sécrétions de la bile et de l'urine, il rend 52 gr. de carbone et 16 gr. d'azote. Combien resterait-il de carbone pouvant être transformé en graisse et d'azote en chair, s'il mangeait 7 kg. de pommes de terre, le carbone et l'azote de l'amidon et de l'albumine seuls étant profitables?

391 (626). — Par 100 kg. de chair vivante, la ration quotidienne des porcs se compose pour la production :

1°	de la chair	, de 2,304	d'aliments digestibles;
2°	chair et graisse,	de 3,472	» »
3°	graisse	, de 2,925	» »

A 5 kg. de pommes de terre, combien faut-il ajouter de fèves, par 100 kg. de chair vivante, pour produire : 1° chair ; 2° chair et graisse ; 3° graisse? *Entendre par aliments digestibles ceux contenus aux colonnes* 2, 3, 4, 5 *du tableau.*

392 (633). — Un veau de 168 kg., nourri au foin, a augmenté, par jour, de 630 gr. Il s'est assimilé 6 gr. 45 d'acide phosphorique et 32 gr. 6 de chaux. Si tout l'acide phosphorique se combinait avec la chaux, dans la proportion suivante $(CaO)^3,Ph^2O^5$, et qu'une quantité de chaux égale au tiers de celle transformée en phosphate de chaux se changeât en carbonate de chaux $CaCO^4$, quelle serait, par jour, l'augmentation osseuse du veau? Les 2 sels de chaux égalent les 0,65 des os formés.

393 (638). — 2 bœufs, l'un de 780 kg., l'autre de 765 kg., consomment, pour leur entretien, 1 kg. 26 de foin, par 100 kg. de chair vivante ; et chacun consomme 0 kg. 7 de foin, par heure de travail. Or, ils travaillent treize heures par jour: et on veut leur donner la nourriture albuminoïde nécessaire, 1/3 par le maïs (fourrage), 1/3 par la pulpe de pommes de terre, 1/3 par les balles de blé. Trouver la quantité de chacun de ces trois aliments nécessaires pendant vingt-quatre heures à ces deux ruminants.

394 (639). — 5 moutons, mis à l'engrais, pendant 166 jours, ont consommé 3193 kg. de betteraves crues à 0 f. 015 ; 167 kg. de paille à 0 f. 05 ; 161 kg. de son à 0 f. 16. Leur augmentation totale a été de 45 kg. 3. Chaque jour, par leurs

excréments, ils ont produit 46 gr. 5 d'azote, estimé 2 f. le kg. On demande le prix du kg. de l'accroissement.

395 (640). — Pendant 166 jours, 5 autres moutons ont acquis un accroissement de 59 kg. 9. Ils ont consommé 4051 kg. de pulpes à 0,015 ; 63 kg. de paille à 0,05, 161 kg. de son à 0,16. Leurs excréments de chaque jour renferment 66 gr. 75 d'azote, et sont évalués comme le guano du Pérou, qui contient 15 0/0 d'azote, et coûte 32 fr. les 100 kg. La valeur de l'un et de l'autre engrais étant entièrement basée sur l'azote, à combien revient 1 kg. du poids de l'accroissement?

PROBLÈMES DONNÉS A L'ÉPREUVE ÉCRITE DE DIVERS EXAMENS

396. — 500 gr. d'un corps organique composé d'oxygène, d'hydrogène et de carbone ont fourni à l'analyse 318 gr. d'eau et 667 gr. d'acide carbonique. Établir sa formule. (*Brevet de l'enseignement spécial, partie scientifique, Douai*, 1878.)

397. — Quel est le poids du sucre de cannes qui a donné, apres fermentation, 45 centim. cub. d'acide carbonique sec? Quel volume d'éther acétique en vapeur pourra-t-on obtenir avec l'alcool produit?

On supposera que le volume de l'acide carbonique est mesuré à 10°, celui de l'acide acétique à 80°, et que les deux mesures sont faites sous la pression $0^m,700$.

(*Concours général de l'enseignement spécial*, 1878.)

398. — Combien obtiendrait-on d'eau-de-vie marquant 55° à l'alcoomètre centésimal avec 60,000 kg. de betteraves contenant 8 0/0 de sucre? On supposera les pertes nulles. (*Diplôme d'études, Lille, novembre* 1880.)

399. — Quel poids de glycérine peut-on obtenir avec 1000 kg. de stéarine et 40 kg. de margarine?

400. — 100 volumes d'un mélange d'hydrogène protocarboné, bicarboné et d'azote mélangés avec 200 volumes d'oxygène ont donné, après le passage de l'étincelle électrique, un résidu de 135 volumes dont 80 sont absorbés par la potasse et 45 par le phosphore à chaud : déduire de ces données la composition du mélange. (*Diplôme, Lille*, 1882.)

401. — Un quintal de coke contenant en carbone pur les 9/10 de son poids, est exposé à la combustion dans un courant d'air. Cet air se présente à 0° et à la pression de $0^m,76$. Il perd dans la combustion les $\frac{6}{21}$ en poids de son oxygène pour former de l'acide carbonique avec la moitié du carbone, et de l'oxyde de carbone avec l'autre moitié. Le mètre cube d'air, avant d'entrer dans le foyer, pèse 1 kg. 3 et l'oxygène constitue les $\frac{23}{100}$ de ce poids. On demande :

1° Le nombre de mètres cubes d'air nécessaires pour une combustion complète
2° Le poids d'acide carbonique et d'oxyde de carbone produit.

Équivalent de l'oxygène 8.
— du carbone 6.

(*Diplôme d'études, Douai.*)

402. — Calculer la teneur en fer du bisulfure de fer FeS^2. Expliquer l'opé-

ration du grillage de ce bisulfure et dire les produits de ce grillage lorsqu'il est complet.

Équivalent de l'oxygène 8.
— du soufre... 16.
— du fer..... 28.

(*Diplôme, Douai.*)

403. — Expliquer le rôle de l'alun dans la teinture. On a l'habitude d'employer pour l'alunage dans une chaudière 25 kg. d'alun de potasse. On veut remplacer cet alun de potasse par de l'alun d'ammoniaque: combien en faudra-t-il de kg. ?

Équivalents : oxygène.. 8.
— soufre.... 16.
— azote..... 14.
— aluminium 13,7.
— potassium. 39,2.

(*Diplôme, Douai.*)

404. — On donne 100 kg. de sel marin pur et sec, et on propose de faire avec ses éléments du sulfate de soude et du chlorure de chaux. On demande:

1° Un procédé de l'industrie ou de laboratoire ;

2° Les poids des produits supposés secs.

Expliquer le rôle du chlorure de chaux dans le blanchiment des toiles écrues.

Équivalents : oxygène. 8.
— soufre.. 16.
— chlore.. 35,5.
— sodium. 23.
— calcium. 20.

(*Diplôme d'études, Douai.*)

405. — Raconter l'action de la chaleur sur le vitriol vert cristallisé jusqu'à sa complète décomposition. Calculer sur 1 kg. de vitriol vert les poids des produits de la décomposition. On donne :

Équivalents : fer..... 28
— soufre..... 16.
— oxygène... 8.
— hydrogène. 1.

(*Diplôme, Douai.*)

406. — Expliquer la déflagration d'un mélange de salpêtre et de carbone pur suffisamment chauffé, en supposant que le carbone se change en acide carbonique. Calculer :

1° Les quantités de carbone pur et sec qu'il faut mélanger d'une manière intime avec 50 gr. d'azotate de potasse pour une réaction complète ;

2° Les poids de l'azote et de l'acide carbonique rendus libres. (*Diplôme, Douai.*)

407. — Combien faut-il de litres d'air (à 0° et 760^{mm}) pour brûler 29 gr. 75 de soufre ?

Équivalents en poids :
S = 16 ; Poids du litre d'oxygène
O = 8 ; à 0° et 760 mill. } 1 gr. 43.

(*Concours pour l'admission à l'École centrale*, 1882.)

408. — Préparation et propriétés chimiques de l'ammoniaque. Détermination

de la densité théorique du gaz ammoniac, connaissant les densités de l'hydrogène et de l'azote :

Densité de l'hydrogène..... 0,0692
— l'azote..... 0,972
(*Concours de Centrale, juillet* 1881.)

409. — Préparation de l'acide sulfurique anhydre, de l'acide sulfurique de Nordhausen, et de l'acide sulfurique ordinaire. Quel est le volume d'acide sulfurique ($SO^3.HO$) qu'on obtient au moyen de 250 kg. de soufre ?

H = 1 ; O = 8 ; S = 16 ; Densité de l'acide sulfurique 1,848.
(*Concours de Centrale, novembre* 1881.)

410. — On vaporise 1 kg. d'eau sur du C au rouge ; puis on brûle les produits obtenus.

Exprimer, en poids et en volumes (température et pression normales), ces produits, avant et après la combustion, ainsi que l'O nécessaire à la combustion complète. (*Concours pour l'admission à l'école de Cluny*, 1881.)

411. Quels produits obtient-on en mélangeant 100 gr. de sulfure de fer, 100 gr. d'acide sulfurique et 500 gr. d'eau? Combien d'eau faut-il pour absorber l'acide sulfhydrique qui se dégage, et combien cette eau renfermera-t-elle pour 100 de gaz sulfhydrique ? (*Diplôme d'études, Berlin*, 1876.)

412. On a 500 grammes de ferrocyanure de potassium en cristaux ; on demande combien on pourra en faire de bleu de Prusse, combien il faudra de perchlorure de fer, combien de chlore (en volume) il faudra faire passer dans la solution des 500 gr. pour obtenir de les transformer en ferricyanure, quel poids on aura de ce dernier produit ? (*Diplôme d'études, Berlin* 1876.)

413. Combien faut-il de minerai d'étain contenant 0,9 pour 100 de deutoxyde d'étain pour produire 100 kg. d'étain ?

Propriétés du deutoxyde d'étain. (*Diplôme d'études, Berlin*, 1880.)

414. — De combien de bisulfure de fer peut-on extraire 10 kg. de vitriol, et combien de bisulfure de fer peut-on retirer de ces 10 kilogrammes de vitriol ? Indiquer la manière dont s'opèrent ces réactions. (*Diplôme d'études, Berlin, septembre* 1880.)

415. — Caractères physiques et chimiques du chlorure de sodium. Reconnaître s'il contient du sulfate de magnésie. Indiquer la fabrication industrielle du carbonate de soude. Les candidats qui connaissent le procédé Solvay sont invités à le donner concurremment avec l'ancienne méthode. (*Diplôme d'études, Lille*, 1879.)

416. — Quelle quantité de betteraves contenant 10 0/0 de sucre faut-il employer pour obtenir 200 hectolitres d'alcool marquant 50° à l'alcoomètre centésimal. On supposera qu'il n'y a pas de perte. Densité de l'alcool absolu, 0,79. (*Diplôme d'études, Lille*, 1879.)

417. — Du sulfate de cuivre. Ses propriétés ; ses usages.

On dissout dans l'eau 10 grammes de ce sel cristallisé pur. On plonge dans la dissolution une lame de fer pesant 50 grammes. On demande : 1° Quels phénomènes se produiront ; 2° ce que pèsera la lame de fer quand ces phénomènes seront terminés.

Hydrogène = 1 ; Oxygène = 8 ; Soufre = 16 ; Cuivre = 32 ; Fer = 28.
(*Brevet scientifique, Bordeaux, août* 1879.)

418. — On distille avec de la chaux 33 gr. d'un sulfate d'ammoniaque qui ne

contient que 40 0/0 de son poids de sulfate pur; combien de litres de gaz ammoniac obtiendra-t-on si on les mesure à 0° et sous la pression de 570^{mm}?

419. Chlorure de chaux; préparation, usages. — Combien faut-il de peroxyde de manganèse pour produire le chlore nécessaire à la transformation de 100 kg. de chaux en chlorure de chaux? (O = 8, Ca = 20, Mn = 27,5.) (*Diplôme d'études, Nantes, août* 1881.)

420. — On a un mélange de sulfate de potasse et de sulfate de soude anhydre dont le poids total est de 1 gr. 582. Après avoir dissous ce mélange dans l'eau, on précipite l'acide sulfurique au moyen du nitrate de baryte. En déduire la quantité totale d'acide sulfurique contenue dans les deux sulfates et la proportion de chacun d'eux dans le mélange.

Équivalents : O = 8 ; S = 16 ; K = 39 ; Na = 23 ; Ba = 68.

(*Diplôme d'études, Lille, juillet* 1881.)

421. — On a traité par l'acide sulfurique 500 kg. d'argile qui ont abandonné 20 0/0 d'alumine à l'acide. Combien faudra-t-il ajouter de sulfate de potasse ou de sulfate d'ammoniaque au produit de la réaction pour le transformer en alun cristallisé, et combien obtiendra-t-on d'alun de potasse ou d'alun d'ammoniaque? Faire le calcul pour les deux cas.

Équivalents : Al = 14 ; O = 8 ; H = 1 ; Az = 14 ; S = 16 ; K = 39.

(*Concours académique de l'enseignement spécial, Clermont-Ferrand,* 1877.)

422. — Quel volume de gaz mesuré sec à + 10° et à 0^{m},75 de pression produirait 1 kg. de carbonate de soude décomposé au rouge-blanc par un excès de charbon? Le sodium rapporté à l'hydrogène a pour équivalent 23. (*Concours général de* 1869.)

423. On décompose par la chaleur 100 grammes de carbonate de plomb. On demande : 1° le poids de l'acide carbonique dégagé, 2° le volume occupé par ce gaz à la température de 0° et à la pression 0^{m},760. (*Diplôme, Nantes,* 1879.)

424. — Quel est à 0° et sous la pression 0^{m},760 le volume d'hydrogène contenu dans 500 grammes d'hydrogène phosphoré?

Équivalents : Ph = 32 ; H = 1.

Densité de l'hydrogène = 0,0692

Poids du litre d'air 1 gr. 293 à 0° et pression 0,760.

(*Concours de Centrale,* 1880.

425. On chauffe dans un ballon 57 gr. 50 de bisulfate d'ammoniaque avec 28 gr. de chaux; on recueille le gaz qui se dégage. Trouver le volume de ce gaz en le supposant mesuré à la température 0° et sous la pression 0^{m},760. (On calculera la densité du gaz.)

Déterminer le poids du résidu de la cornue après qu'il aura été évaporé.

Dire quel serait le volume du gaz recueilli d'abord si on le faisait passer dans un tube de porcelaine chauffé au rouge.

426. — L'analyse d'un minéral a fourni les résultats suivants : silice 36,62 ; alumine 7,53 ; oxyde de fer 22,18 ; chaux 31,80 ; magnésie 1,95 ; on tout un nombre de parties égales à 100,08. Quel est la formule générale d'une combinaison isomorphe si R est un symbole diatomique et si R' est un symbole exatomique. (*Diplôme d'études, Berlin,* 1880.)

427. — Combien faut il employer de minerai gris d'antimoine pour produire 50 kg. d'antimoine pur? (*Diplôme d'études, Berlin,* 1880.)

428. — Quel volume de gaz, mesuré à 10° et à 0^{m},740 exprimés obtiendrait-on

en dissolvant 13 gr. de ce métal dans un excès d'acide nitrique, et en supposant que la réaction normale s'opère d'une manière complète ?

Hg = 100. A la tension de la vapeur d'eau à 10° = 10^{mm}. A quel volume se réduirait ce gaz si on le faisait passer dans un tube de porcelaine sur du cuivre chauffé au rouge ? (*Concours général*, 1870.)

429. — Calculer la densité théorique de la vapeur de soufre, connaissant la composition de l'acide sulfhydrique.

Densité de l'hydrogène $d = 0{,}0692$.
Acide sulfhydrique $d'' = 1{,}1712$.
(*Concours de Centrale*, 1879.)

430. — Quel est le volume d'hydrogène protocarboné que l'on peut brûler avec 1800 gr. d'oxygène ?

C = 6
H = 1
O = 8

Densité de l'hydrogène protocarboné $d = 0{,}559$.
Poids d'un litre d'air à 0° et sous la pression 0,760 = 1,293.
(*Concours d'admission à l'École centrale*, 1880.)

431. — On a préparé, par l'action de l'acide sulfurique, à 10 équivalents d'eau sur le fer, 2 kg. 572 gr. de vitriol vert cristallisé. On demande :

1° La quantité de cet acide qu'on a dû employer ;

2° Le volume d'hydrogène dégagé. Ce gaz, supposé sec, étant mesuré à 0°, sous la pression de 0,76. (*Concours académique. — Enseignement spécial. — Lyon*, 1870.)

432. — Quel volume de gaz (mesuré sur la cuve à eau, à 10° et sous la pression 0,740) recueillerait-on en traitant 13 gr. de mercure dans un excès d'acide nitrique ? On prendra l'équivalent du mercure égal à 100 et la tension de la vapeur d'eau, à + 10°, sensiblement égale à 10^{mm}.

A quel volume se réduirait le gaz obtenu si on le faisait passer sur du cuivre chauffé au rouge ? (*Concours général de* 1870. — *Enseignement spécial.*)

433. En admettant que l'eau oxygénée concentrée a une densité 1,4, calculer le volume d'oxygène, mesuré à + 10° et à 0^{m},760, que produirait la décomposition de 1 centim. cube de cette eau. On supposera le gaz recueilli sur la cuve à eau.

Tension maxima à + 10°, 9^{mm},2. (*Brevet pour l'enseignement spécial. Examen de* 1869.)

434. — On suppose qu'ayant traité par un grand excès d'acide sulfurique à chaud une quantité d'acide oxalique cristallisé représentant 7 gr. 2 d'acide oxalique anhydre, on a recueilli sur le mercure le gaz qui s'est produit et on l'a mêlé avec le gaz que donnent, d'une part, 27 gr. 6 de perchlorate de potasse décomposé par la chaleur et de l'autre 5 gr. 6 de fer pur dissous à froid dans un excès d'acide chlorhydrique. On demande : 1° Quel est le volume de chacun des gaz qui composent le mélange, mesurés à 10° sous la pression 760 et saturés d'humidité ; 2° à quoi se réduiraient 100 volumes de ce gaz contenu dans un eudiomètre à mercure et dont on provoquerait la détonation par l'étincelle électrique ?

On se servira des équivalents se rapportant à l'hydrogène ; ceux du carbone et de l'oxygène étant connus, on prendra 28 pour le fer et 39 pour le potassium.

Tension maxima à 10°, 9^{mm},2. (*Brevet pour l'enseignement spécial. Examen de* 1870.)

435. — A un litre de chlore gazeux et sec, à la pression de 710^{mm} et à la température de 0°, on ajoute une solution concentrée de potasse ; il se forme du

chlorure de potassium et du chlorate de potasse ; on demande quel est le poids du chlore qui entre dans ces deux composés. Densité du chlore 2,44. (*Problème de chimie donné au concours général de 1862 dans la classe de seconde. — Scientifique.*)

436. — On chauffe 1 gr. d'un mélange de bicarbonate et de carbonate neutre de soude dans un ballon muni d'un tube abducteur qui se rend sous une cloche graduée, et l'on constate qu'il se dégage 80 cent. cubes de gaz carbonique, mesurés à 15° et sous la pression de 750^{mm}. Quelle est la proportion du bicarbonate de soude contenu dans le mélange ?

La surface de l'eau est recouverte d'une couche d'huile pour empêcher la dissolution de l'acide carbonique, qu'on supposera sec dans la cloche où on le mesure. (*Concours général de 1862. Classe de seconde. — Scientifique.*)

437. — En faisant passer un courant de chlore sec sur un mélange d'alumine et de charbon, on a obtenu 1 kilogr. de chlorure d'alumine. On demande :

1° Quel est le poids d'alumine décomposée ;

2° Quel est le volume de chlore sec mesuré à 10° et sous la pression 760 ;

3° Quel est le poids de carbone utilisé et le volume de gaz, mesuré à la pression de 760, auquel il a donné naissance en s'unissant à l'oxygène. (*Brevet de Cluny, 1872.*)

438. — Étant donnés 25 gr. de protochlorure de mercure, combien faut-il de litres de chlore à 15° et sous la pression 765^{mm} pour le convertir en bichlorure ?

Équivalents Hg = 100 ; Cl = 35,5.

(*Concours général 1859. Classe de seconde. — Sciences.*)

439. — Un gramme d'une matière organique non azotée donne à l'analyse 1 gr. 467 d'acide carbonique et 0 gr. 6 d'eau. On demande quelle est sa composition ? Ces données suffisent-elles pour indiquer la formule exacte ? (*Concours général 1863. Seconde. — Scientifique.*)

440. — Les équivalents du lithium, du sodium et du potassium étant respectivement 7, 23, 39, on demande combien 100 gr. de chacun de ces métaux fourniront d'hydrogène sec à 0° et sous la pression 760^{mm}, par la décomposition de l'eau. (*Concours général 1863. Classe de mathématiques spéciales.*)

441. — On réduit par l'hydrogène un mélange de chlorure et de sulfure d'argent dont le poids est P ; on obient ainsi un poids P′ d'argent. On demande la proportion des 2 composés dans le mélange.

Cl = 35,5 S = 16 Ag = 108

(*Concours général 1863. Classe de mathématiques spéciales.*)

442. — Un mélange de carbonate de potasse et de carbonate de soude parfaitement secs a un poids égal à P. On traite ce mélange par une suffisante quantité d'acide sulfurique, et, après avoir chassé l'excès d'acide, on estime le poids P′ des sulfates obtenus. On demande le poids des métaux contenus dans les deux sels.

Équivalents K = 39 Na = 23, etc.

(*Concours général 1858. Classe de seconde. — Sciences.*)

443. — Quel est le poids de chlorate de potasse qu'il faudrait ajouter à 1 gr. de fer dissous dans l'acide chlorhydrique en excès, pour le transformer en perchlorure de fer ?

Équivalent du fer 28.

Équivalent du chlore 35,5.

(*Concours général 1859. Classe de seconde. — Sciences.*)

444. — On demande quel est le volume d'oxygène qu'il faudrait ajouter à 100 litres d'air, ces gaz étant à 15° et à 750^{mm} de pression, pour que le rapport des poids de l'azote et de l'oxygène fût égal à celui qu'offrent ces mêmes éléments dans l'acide nitrique anhydre.

445. — En supposant que le gaz acide carbonique dégagé par 2 kg. de bicarbonate de soude pur se trouve renfermé dans un espace résistant de 2 litres de capacité, à la température de 10°, quel serait le volume d'acide maintenu liquide par la pression du gaz ?

Tension de l'acide carbonique à 10°... 45 atmosphères.

Densité de l'acide carbonique liquide, à 10°... 0,868.

446. — Un kg. d'azotate de potasse étant donné, combien faut-il de carbone pour en convertir l'oxygène en acide carbonique ?

Combien produira-t-on de carbonate sec en poids ?

Combien d'azote en volume, le gaz supposé sec à 10° et sous la pression 752^{mm} ?

Combien d'acide carbonique libre en volume sous les mêmes conditions ? (*Concours général de* 1858. *Classe de seconde. — Sciences.*)

447. — Lorsqu'on fait passer de la vapeur d'eau sur du charbon porté au rouge, on obtient un mélange composé d'acide carbonique, d'oxyde de carbone et d'hydrogène. Si l'on suppose que 100 litres du mélange contiennent 11 litres d'acide carbonique, déterminer la proportion des deux autres gaz.

448. — On a produit de l'hydrogène au moyen de 10 gr. de zinc pur et on s'en est servi pour réduire à l'état métallique 1 gr. de bioxyde de cuivre ; on demande combien les 10 gr. de zinc doivent fournir de gaz hydrogène en volume ; ce gaz étant recueilli sur l'eau sous la pression 765^{mm} et à la température de 11° ; la tension de la vapeur d'eau étant 9^{mm},165. On demande de plus combien il est resté de ce même gaz en volume après la réduction de l'oxyde de cuivre ; le gaz étant, cette fois, mesuré sur l'eau, sous la pression 758^{mm}, à la température de 26° ; la tension de la vapeur d'eau étant de 24^{mm},988.

Équivalents Zn = 33 ; Cu = 32.

(*Concours général* 1862, *en mathématiques spéciales.*)

449. — Trouver le volume du gaz bioxyde d'azote que fournirait 1 kg. de cuivre traité par une quantité suffisante d'acide azotique, le gaz étant supposé recueilli sur la cuve à eau à la température de 20° et sous la pression 750^{mm}. Tension maximum de la vapeur d'eau à 20° = 17^{mm},5. Équivalent du cuivre = 32 ; de l'azote = 14. (*Diplôme d'études d'enseignement spécial. — Douai*, 1876.)

450. — On demande quel est à 0° et sous la pression 76 le volume de cyanogène que l'on peut extraire de 100 gr. de cyanure de mercure.

Évaluer, en outre, le poids de chlorate de potasse qui pourrait, en se décomposant complètement, fournir assez d'oxygène pour transformer en acide carbonique tout le charbon de ce cyanogène. Densité du cyanogène, 1,8 ; équivalent du mercure, 100 ; du chlore 35,5 ; du potassium, 39. (*Concours général* 1861. *Mathématiques spéciales.*)

451. — On prend un certain poids d'un alliage de cuivre et d'argent que l'on chauffe dans de l'acide sulfurique concentré. Le produit est dissous dans l'eau. On ajoute à la dissolution une lame de cuivre du poids de 26 gr. ; lorsque l'action est terminée, on trouve que la lame de cuivre avec ce qui s'y est déposé pèse 32 gr. Le liquide surnageant est additionné de potasse caustique, le précipité est lavé et séché ; son poids est de 45 gr. On demande : 1° le poids de

l'alliage ; 2° sa teneur en argent et en cuivre ; 3° le volume, à 0° et à 0m,76 de pression du gaz recueilli pendant la dissolution.

Équivalents Cu = 31,75, Ag = 108, S = 16
Densité de l'hydrogène = 0,069.

(*Concours général de* 1876.)

452. — En admettant que la température atteinte par les gaz qui résultent de la combustion de la poudre soit 1100° ; on demande quel sera le volume, à cette température et sous la pression à 0,76, du mélange gazeux produit par la combustion de 1 kg. de poudre de guerre. (*Concours général de* 1876.)

453. — Quel poids d'acide sulfurique faut-il dédoubler totalement en acide sulfureux et oxygène (sous l'action de la chaleur), pour obtenir 140 lit. d'oxygène mesurés à 0° et à 760mm de pression?

Équivalents en poids :
L = 16 O = 8

Poids du litre d'oxygène à 0° et 760mm = 1 gr. 43. (*Concours d'admission à l'École centrale des arts et manufactures en* 1882.)

454. — On a chauffé avec de l'oxyde de cuivre 0 gr. 740 d'un liquide formé de carbone, hydrogène, oxygène. On a obtenu 1 gr. 320 d'acide carbonique et 0 gr. 900 d'eau. Trouvez la formule de ce liquide en équivalents.

Équivalents :
Carbone 6
Hydrogène 1
Oxygène 8

(*Brevet scientifique de l'enseignement spécial. Rennes, novembre* 1881.)

SUJETS DONNÉS A TRAITER A DIVERS EXAMENS

I

1re Série. — Indiquer la composition, les principales propriétés, les caractères distinctifs et les applications de l'acide oxalique.

2e Série. — Indiquer la composition et la préparation de l'éther oxalique.

Qu'arrive-t-il si l'on maintient l'éther oxalique en ébullition avec une solution de potasse caustique?

Que se produit-il si l'on traite l'éther oxalique par l'ammoniaque?

3e Série. — Indiquer le mode de préparation, la constitution, les usages du chlorure de chaux. — Dire comment on peut évaluer sa richesse.

4e Série. — En quoi consiste la saponification?

Donner les principaux caractères des corps gras. — Indiquer les modifications qu'ils éprouvent sous l'influence des alcalis. (*Diplôme d'études, Douai, juillet* 1877.)

II

1re Série. — On a cinq éprouvettes contenant chacune un gaz incolore, savoir O ; H ; AzO ; SO^2 ; C^4H^4, formulés en équivalents. Indiquer les moyens de distinguer ces gaz.

2e Série. — Qu'est-ce que la glycérine? Quels sont ses propriétés et ses usages?

3e Série. — Du fer et de ses combinaisons binaires.

4e Série. — Principaux procédés pour teindre une étoffe : 1° en noir; 2° en bleu.

5e Série. — Des aluns. Différents procédés de fabrication. Qu'est-ce que l'isomorphisme?

(*Diplôme d'études, Douai, juillet-août* 1882.)

III

Formule de l'alcool et de ses principaux dérivés. Indiquer les principaux alcools employés dans l'industrie et leurs dérivés correspondant aux dérivés de l'alcool éthylique. Exemple d'un alcool biatomique et d'un alcool triatomique. (*Lille, 29 juillet* 1878.)

IV

Marche générale à suivre pour trouver la nature de la base d'un sel donné. (*Brevet scientifique, Nancy,* 1878.)

V

Préparation et propriétés chimiques de l'acide sulfhydrique. (*Concours général,* 1870.)

VI

Différences physiques et chimiques du fer, de l'acier et de la fonte. Fabrication de l'acier Bessemer. Minerais de fer employés dans le nord de la France. Indiquer le terrain dont ils proviennent et les lieux de production. (*Lille,* 18 *juillet* 1878.)

VII

De l'acide acétique. Comment obtient-on cet acide avec les liqueurs fermentées? Quels sont les usages de cet acide et de ses sels dans l'économie domestique et dans l'industrie? (*Concours général,* 1870.)

VIII

Indiquer les procédés analytiques pour reconnaître les trois sels suivants, que l'on aurait en solutions séparées :

Sulfate de zinc,
Chlorure de baryum,
Azotate d'argent.

(*Diplôme, Lille*, 25 *juillet* 1878.)

IX

Sur quoi repose la méthode de Marsh pour la recherche de l'arsenic, et comment faut-il l'appliquer? (*Diplôme d'études, Berlin*, 1881.)

X

Ammoniaque. (*Diplôme d'études, Paris, octobre* 1880.)

XI

Le manganèse et ses composés. — Caractères des sels de manganèse. (*Ecole de Cluny*, 2e *année*, 1882.)

XII

Du chlorure, de ses composés, mais tout particulièrement des chlorures métalliques étudiés d'une manière générale. (*Brevets de Cluny*, 1881.)

XIII

Actions chimiques du courant électrique. Lois de cette action. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Paris*, 27 *octobre* 1881.)

XIV

Acide sulfhydrique et ses actions sur diverses dissolutions salines. (*Diplôme d'études des Realschulen, Berlin, Pâques*, 1880.)

XV

Propriétés générales, formation et analyse des sulfures métalliques. (*Diplôme d'études des Reaschulen, Berlin, septembre* 1880.)

XVI

Principaux produits industriels retirés du goudron de houille. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Aix, novembre* 1881.)

XVII

Fabrication de l'acide sulfurique. (*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Aix, juillet* 1881.)

XVIII

Production de la fonte dans les hauts fourneaux. (*Diplôme d'études, Alger, juillet* 1881.)

XIX

Description, propriétés et usages de l'acide fluorhydrique et de l'acide hydrofluosilicique, ainsi que des principaux sels de ce dernier acide. (*Diplôme d'études des Reaschulen, Berlin, Pâques,* 1880.)

XX

Minerais de cuivre les plus importants et manière d'en extraire le cuivre. (*Diplôme d'études des Reaschulen, Berlin, septembre* 1880.)

XXI

Oxydes et acides fournis par le chlore et principaux sels de ces acides. (*Diplôme d'études des Reaschulen, Berlin, septembre* 1880.)

XXII

Exposer rapidement l'action des acides usuels (sulfurique, azotique, chlorhydrique) sur les métaux suivants : fer, zinc, étain, cuivre, argent. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Bordeaux, novembre* 1881.)

XXIII

Quelles sont les principales combinaisons oxygénées du fer? — Dans quelles circonstances se produisent-elles ? — Rappeler très sommairement par quelles réactions on en tire le métal. (*Diplôme d'études, Bordeaux, juillet* 1881.)

XXIV

Sur quoi repose la méthode de Marsh pour la recherche de l'arsenic, et comment faut-il l'appliquer? (*Diplôme d'études des Realschulen, Berlin, Pâques*, 1881.)

XXV

Potassium. — Ses oxydes. — Caractères distinctifs des sels de potasse. (*Brevet scientifique, Clermont-Ferrand, août* 1881.)

XXVI

1re Série. — Cuivre; ses oxydes. — Vitriol bleu. — Caractères distinctifs des sels de cuivre.

2e Série. — Oxydes de plomb; céruse. — Caractères distinctifs des sels de plomb.

3e Série. — Chlorures de mercure. — Caractères distinctifs des sels de mercure.

4e Série. — Vitriol vert. — Caractères distinctifs des sels de fer.

5e Série. — Sodium et ses composés les plus usuels. — Caractères distinctifs des sels de soude.

(*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Clermont-Ferrand, août* 1881.)

XXVII

Air atmosphérique, sa composition quantitative et qualitative. Analyse de l'air par des procédés très simples. Son action sur les êtres vivants animaux et végétaux. (*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Grenoble, août*, 1881.)

XXVIII

Indiquer les caractères des bases alcalines et faire connaître particulièrement la chaux et ses sels. (*Diplôme d'études, Lyon, octobre* 1881.)

XXIX

Acide acétique; préparation; propriétés. — Comment a-t-on pu déterminer la composition en centièmes? (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Angers, novembre* 1881.)

XXX

Sels ammoniacaux. (*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Rennes, novembre* 1881.)

XXXI

Décrire les procédés d'analyse élémentaire des matières organiques non azotées ; des matières organiques azotées et de celles qui contiennent du chlore et du soufre. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Poitiers, août* 1881.)

XXXII

1re Série. — Air atmosphérique : sa composition : son analyse.

2e Série. — Phosphore : ses propriétés : sa préparation : ses usages industriels.

3e Série. — Caractères et composition des carbonates, des azotates, et des sulfates neutres : leur préparation ; réactifs qui les font reconnaître.

4e Série. — Acide sulfurique, ses divers états, ses propriétés, sa préparation, ses usages industriels.

5e Série. — Potassium ; ses propriétés, sa préparation, ses oxydes. Caractères des sels de potasse ; dire comment on les distingue des sels d'ammoniaque.

6e Série. — Chlore et acide chlorhydrique, propriétés, préparations, usages divers.

(*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Poitiers, août* 1881.)

XXXIII

Alcalis organiques en général ; propriétés et préparation de la quinine ; de la morphine et de leurs principaux sels. (*Brevet scientifique, Poitiers, novembre* 1881.)

XXXIV

1re Série. — Énoncer les lois de Berthollet et citer un exemple à l'appui de chacune d'elles.

2e Série. — Caractères des sels de plomb, de cuivre et d'argent. (*Diplôme d'études, Poitiers, novembre* 1881.)

XXXV

Distinction, caractères et préparations des substances désignées en chimie sous le nom de sucre. (*Diplôme d'études, Dijon, novembre* 1881.)

XXXVI

3e Série. — Lois de composition et caractères des carbonates, des azotates et des sulfates.

4e Série. — Classification des métalloïdes en familles naturelles; caractères de chacune de ces familles.

(*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Poitiers, août* 1881.)

XXXVII

Essais des matières d'or et d'argent. Coupellation et voie humide. (*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Montpellier, juillet* 1881.)

XXXVIII

De l'acide azotique. (*Concours d'admission à l'École navale, 7 juin* 1882.)

XXXIX

Huiles et graisses. — Notions générales sur leur composition et leurs propriétés. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Nantes, août* 1881.)

XL

Chlorures de chaux : Préparation, usages. Combien faut-il de peroxyde de manganèse pour produire le chlore nécessaire à la transformation de 100 kilogr. de chaux en chlorure de chaux (O = 8; Ca = 20; Mn = 27,5) ? (*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Nantes, août* 1881.)

XLI

Qu'est-ce qu'un sel neutre? — Action de la chaleur et de l'électricité sur les sels. (*Diplôme d'études, Brest, août* 1881.)

XLII

Huiles et graisses. — Saponification. — Acide gras. — Bougie stéarique. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Lille, août* 1881.)

XLIII

Éther ordinaire. Théorie de l'éthérification. — Éther méthylique. — Éthers composés. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial. Douai, juillet* 1881.)

XLIV

1re SÉRIE. — Énumérer les principaux composés de calcium naturels et artificiels. — Leurs usages. — Caractères principaux des sels de chaux.

2e SÉRIE. — On a un mélange de sulfate de potasse et de sulfate de soude anhydre dont le poids total est de 1 gr. 582. Après avoir dissous ce mélange dans l'eau, on précipite l'acide sulfurique au moyen du nitrate de baryte et on a 2 gr. 348 de sulfate de baryte. En déduire la quantité totale d'acide sulfurique contenue dans les deux sulfates et la proportion de chacun d'eux dans le mélange.

Équivalents : O = 8 ; S = 16 ; K = 39 ; Na = 23 ; Ba = 68.

5e SÉRIE. — Exposer la théorie de la fermentation d'après les découvertes de Pasteur. Citer les expériences qui prouvent rigoureusement cette théorie.

6e SÉRIE. — De la chaux. — Cuisson. — Diverses variétés des chaux. — Ce qu'on appelle ciment. — Mortiers. — Théorie de la solidification des chaux et des mortiers.

(*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Douai, juillet* 1881.)

XLV

Action d'un acide sur l'alcool vinique. Éther simple et composé. (*Brevet scientifique de l'enseignement secondaire spécial, Rennes, juillet* 1881.)

XLVI

1re SÉRIE. — Préparation, propriétés et usages du carbonate de soude. Comment en retire-t-on le sodium et la soude ?

2e SÉRIE. — Lois de Berthollet.

(*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Rennes, juillet* 1881.)

XLVII

1re SÉRIE. — Carbonates. État naturel ; quels sont les principaux qu'on trouve dans la nature? Action de la chaleur sur les carbonates : citer des exemples. Action de l'eau sur les carbonates. Action des acides. A quoi reconnaît-on l'acide carbonique ?

Énumérer les carbonates naturels ou artificiels employés dans les arts ou l'industrie.

2e SÉRIE. — Essais d'or et d'argent par la méthode de la coupellation. — Lois de Berthollet relatives à l'action des sels.

3e SÉRIE. — Minerais de fer. Principes de leur traitement dans les hauts fourneaux.

(*Diplôme d'études de l'enseignement special, Nancy, juillet* 1881.)

XLVIII

Préparation et propriétés du chlorure et du sulfure de mercure. (*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Nancy, novembre* 1881.)

XLIX

De la houille et des produits principaux qu'on en retire ; indiquer les principales propriétés et les usages de ces produits. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Nancy, juillet*, 1881.)

L

4e SÉRIE. — Qu'est-ce qu'un savon ? — Différentes sortes de savons. — Propriétés et usages. Principes de la saponification. — Acides gras. — Glycérine et corps gras neutres.

5e SÉRIE. — Métallurgie du zinc et principales propriétés de ce métal. — Oxyde de zinc.

(*Diplôme d'études de l'enseignement spécial, Nancy, juillet* 1882.)

LI

Matières grasses neutres. — Acides gras. — Glycérine. — Saponification. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial, Nancy, novembre* 1881.)

LII

Fermentation alcoolique. — Production de l'alcool. — Vin, bière. (*Diplôme d'études de l'enseignement special, Toulouse, juillet* 1881.)

LIII

Produits de la distillation de la houille. Gaz de l'éclairage. (*Diplôme d'etudes, Toulouse, novembre* 1881.)

LIV

Indiquer sommairement les préparations de l'acide sulfureux, et donner les formules qui les représentent. (*Concours d'admission à l'École centrale des arts et manufactures en* 1882.)

LIV

Fer : préparation, oxydes, caractères des sels de fer. Sulfate de fer. (*Diplôme d'études, Académie de Montpellier*, 1882.)

LVI

Potasse et soude du commerce. Essais alcalimétriques. (*Diplôme d'études, Académie de Chambery*, 1882.)

LVII

Métallurgie de l'argent. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial. Académie de Bordeaux*, 1882.)

LVIII

Caractères généraux des sulfates. Propriétés, usages et préparation du sulfate de cuivre. (*Diplôme d'études. Académie de Bordeaux*, 1882).

LIX

1° Corps gras. — 2° Principes immédiats qui entrent dans leur composition. Constitution de ces principes immédiats. Saponification. (*Brevet scientifique de l'enseignement spécial. (Académie de Rennes*, 1882.)

LX

Aluminium et ses composés les plus usuels. (*Diplôme d'études, Académie de Rennes*, 1882.)

LX

Le vinaigre : sa préparation et sa composition. (*Diplôme d'études, Académie de Dijon*, 1882.)

LXII

Produits qu'on retire de la distillation de la houille. Étudier en particulier le gaz d'éclairage. (*Diplôme d'études, Caen*, 1882. 1re *session.*)

LXIII

Eau oxygénée. (*École de Cluny*, 1882.)

LXIV

Des alcalis organiques volatils naturels et artificiels. Signaler et décrire quelques-uns de ces composés. (*Brevet scientifique de l'enseignement special. Académie de Dijon*, 1882.)

LXV

Décrire la marche à suivre pour reconnaître la base et l'acide d'un sel dans le cas d'une dissolution contenant un seul sel. (*Diplôme d'études, Académie de Dijon*, 1882.)

LXVI

Ciments et mortiers. (*Diplôme d'études, Académie d'Aix*, 1882.)

LXVII

Constitution des corps gras neutres usuels. Définition de la saponification des graisses neutres, dans son acception scientifique. — Indication des principaux moyens de saponification.

Application de la saponification par la chaux avec vapeur d'eau sous pression à la fabrication de la stéarine et des produits secondaires de cette industrie. (*Brevet de Cluny en* 1882.)

LXVIII

1re SÉRIE. — Céruse.

2e SÉRIE. — Carbonates. — Sulfates. — Azotates. On fera connaître les propriétés et les lois de composition de ces trois genres de sels.

3e SÉRIE. — Calcium et chaux.

4e SÉRIE. — Zinc. — Son extraction. — Caractères de ses sels. (*Diplôme Poitiers*, 1882.)

LXIX

Essai des alliages d'argent et de cuivre. (*Diplôme d'études, Lyon*, 1882.)

LXX

Combinaisons oxygénées de l'azote. (*Brevet scientifique. Académie de Paris*, 1882.)

LXXI

1re SÉRIE, 1er *groupe*. — Analyse de l'air atmosphérique.

2e *groupe*. — Oxygène.

3e *groupe*. — Chlore.

4e *groupe*. — Phosphore.

(*Diplôme Paris, juillet-août* 1882.)

LXXII

Théorie de la fabrication de l'acide sulfurique. — Caractères des sulfates. (*Brevet scientifique, Paris*, 1882.)

LXXIII

Propriétés physiques et chimiques du soufre. (*Diplôme d'études, Paris*, 1882.)

LXXIV

Des corps gras en général. Fabrication des bougies stéariques. (*Brevet littéraire de l'enseignement spécial, Toulouse*, 1882.)

LXXV

Fer, fonte et acier. Caractères distinctifs. Indiquer les procédés métallurgiques de fabrication de l'acier. (*Diplôme d'études, académie de Toulouse*, 1882.)

LXXVI

Lois de Berthollet. — Action des acides et des bases sur les sels. (*Brevet littéraire et diplôme de l'enseignement spécial, Académie de Clermont*, 1882.)

LXXVII

1re SÉRIE. — Alcool. — Éther acétique.
2e SÉRIE. — Cellulose ; bois ; leur altération et leur conservation ; leur coloration.
3e SÉRIE. — Éther sulfurique ; éther oxalique.
(*Diplôme, Clermont*, 1882.)

LXXVIII

Histoire du vitriol vert sous les titres suivants :
1° Préparation du vitriol cristallisé ;
2° Action de l'eau et de l'air sur le vitriol ;
3° Son rôle dans les teintures ;
4° Sa destruction par la chaleur, produits qu'elle donne. (*Diplôme, Douai.*)

LXXIX

Raconter comment on fait du gluten et de la fécule avec la farine de blé. Comment on transforme cette fécule en dextrine et en glucose. (*Diplôme, Douai.*)

LXXX

1re SÉRIE. — Phosphore, propriétés, préparation.
2e SÉRIE. — Soufre. — Acide sulfhydrique.
(*Diplôme, Paris, juillet-août* 1883.)

BACCALAURÉAT ÈS SCIENCES, EXAMEN ORAL; QUESTIONS FAITES AUX CANDIDATS PAR LES EXAMINATEURS

I

Qu'est-ce que l'ammoniaque? Sa préparation. — Qu'est-ce que la flamme? — Qu'est-ce que l'acide sulfureux, sa préparation, ses propriétés? — Action du chlore sur les métaux. — Qu'est-ce qu'un sel? Enoncer les lois de Berthollet. — Comment prépare-t-on l'acide chlorhydrique? Quelles sont ses propriétés? Est-il soluble dans l'eau? — Quels sont les phénomènes chimiques de la digestion? Sécrétions qui y concourent. (*Examens de la Sorbonne*, 8 *juillet* 1882.)

II

Qu'est-ce que l'acide acétique? Dans quelles circonstances se produit-il? — Qu'est-ce que la céruse? — Comment le détermine-t-on? — Dire ce qui se produit quand on combine un mélange d'oxygène et d'hydrogène? Rapports en volume et en poids? Dire ce que vous savez sur l'hydrogène? — Quelle est la formule de l'acide azotique? Que savez-vous sur ce corps? Comment le prépare-t-on? — Qu'est-ce que l'acide azotique hydraté? — Quelle est la formule de l'azotate de potasse? — Parler du composé de l'hydrogène et du soufre. Qu'est-ce que l'acide sulfurique? Comment le prépare-t-on? Dans quelles conditions se forme-t-il naturellement? (*Examens de la Sorbonne*, 10 *juillet* 1882.)

III

Qu'est-ce que l'oxyde de carbone? — Qu'arrive-t-il lorsqu'on dirige un courant de gaz acide carbonique sur du carbone incandescent? — Qu'appelle-t-on acide végétal? Connaissez-vous des acides végétaux? — Que se produit-il lorsqu'on mélange de l'eau et de l'alcool? — Qu'est-ce que l'acide chlorhydrique? Comment le produit-on dans l'industrie? Dans les laboratoires? Quelle en est la formule? — Que savez-vous sur les phénomènes chimiques ou physiques produits par les piles? — Que savez-vous sur les carbonates? Quels sont ceux qui sont indécomposables? Connaissez-vous quelques exemples des carbonates naturels? — Que savez-vous sur le phosphore? Où existe-t-il à l'état de combinaison? Comment le prépare-t-on? — Composition des os. De la chaux. — Qu'est-ce que l'oxyde de carbone? Acide sulfurique? Acide oxalique. — Qu'est-ce que l'acide sulfureux? Ses propriétés. A quoi reconnaît-on sa présence? Sa préparation, sa formule. Comment obtient-on sa dissolution? — Composition de l'air. — Propriété de l'acide carbonique. — Que savez-vous sur le carbone? — Qu'est-ce que le diamant? Quels caractères extérieurs le distinguent du graphite? — Qu'est-ce qu'un sel, un acide, une base? (*Examens de la Sorbonne*, 17 *juillet* 1882.)

IV

Chaux. Carbonate de potasse. — Carbonate de chaux. — Qu'est-ce que l'oxyde de carbone? Comment le prépare-t-on? — Formule de l'acide oxalique? En quoi

se dédou 'e l'acide oxalique lorsqu'on le traite par l'acide sulfurique? — Hydrogène bicarboné. Comment le prépare-t-on? — Qu'est-ce que l'acide acétique? — Principales propriétés chimiques de l'hydrogène bicarboné? — Qu'appelle-t-on liqueur des Hollandais? — Qu'est-ce que le chlore? Comment peut-on le liquéfier? — Hydrogène sulfuré. Sulfure de fer. Sulfures naturels. Sulfure d'antimoine. — Composition de l'hydrogène sulfuré. Dans quelles conditions la combustion de l'hydrogène sulfuré est-elle incomplète? — Carbonates. Carbonates naturels. Formule du carbonate de chaux. A quels caractères reconnaît-on les carbonates?

(*Examens de la Sorbonne*, 18 *juillet* 1882.)

V

Minerai de plomb. — Chlore. — Acide chlorhydrique. — Préparation. — Classification des métalloïdes. — Que comprend la première partie? — Quelles sont les formules des composés hydrogénés de la première série? — Qu'est-ce que l'eau? — Différence entre les mélanges et les combinaisons. — Caractères des mélanges. Caractères des combinaisons.

(*Examens de la Sorbonne*, 19 *juillet* 1882.)

VI

Combinaisons de l'oxygène avec le carbone. — Propriétés de l'oxyde de carbone. — Est-il un gaz stable? — Préparation de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique. — Métaux. — Métalloïdes. — Classification. — Propriétés de l'acide chlorhydrique. Sa préparation dans l'industrie, dans les laboratoires. — Composition de l'eau. — Vapeur d'eau. — Acide chlorhydrique, sa préparation, ses propriétés, sa composition. — Métaux et métalloïdes. — Formule de la chaux. — L'ammoniac est-il un gaz soluble dans l'eau?

(*Examens de la Sorbonne*, 20 *juillet* 1882.)

VII

Que savez-vous sur l'acide azotique, ses propriétés chimiques, son action sur les métaux? — Comment prépare-t-on l'oxygène? — Classification des métalloïdes en familles. — Combinaisons principales observées dans la première famille. — Action de la chaleur sur un sulfate. — Acide sulfureux. Comment peut-on l'obtenir? — Composition d'un volume d'acide sulfurique. — Qu'appelle-t-on alliage? — Qu'est-ce que le bioxyde de manganèse? Quelle est sa formule? — Chlorate de potasse. Quel est son acide?

(*Examens de la Sorbonne*, 21 *juillet* 1882.)

VIII

Que savez-vous sur le plomb? Moyens employés pour l'extraire. — Azote, ses propriétés; composés oxygénés de l'azote. — Acide oxalique. — Arsenic. — Acide arsénique. — Acide arsénieux. — Qu'est-ce que l'hydrogène? Sa préparation, ses propriétés. L'hydrogène est-il combustible? — Qu'appelez-vous sulfures? Sulfure de carbone. Hydrogène sulfuré. Carbone, diamant, graphite. — Qu'est-ce que le fer, la fonte, l'acier? — Oxyde de fer. Si on a de l'oxyde de fer pur, quel réducteur faut-il employer pour obtenir du fer pur? — Azote. Oxydes d'azote. — Acide carbonique. Comment le prépare-t-on? Est-il combustible? — Chaux, carbonates de chaux, bicarbonates de chaux, bicarbonates de soude.

(*Examens de la Sorbonne*, 22 *juillet* 1882.)

IX

Qu'est-ce que l'alun ? Comment prépare-t-on l'acide azotique ? Action de l'acide azotique sur le fer. — Sulfate de potasse. — Que savez-vous sur le protoxyde d'azote ? (*Examens de la Sorbonne*, 24 *juillet* 1882.)

X

Préparation du phosphore, ses composés, ses propriétés. Formule de l'acide phosphorique. Composés oxygénés du phosphore. — Qu'est-ce que l'hydrogène ? Est-il combustible ? Si vous enflammez de l'hydrogène non mélangé d'air, brûle-t-il rapidement ? — Sel ammoniac. Qu'arrive-t-il lorsqu'on fait passer une étincelle électrique à travers le gaz ammoniac ? — Soude. Azotate de soude. — D'où vient l'iode ? Comment le traite-t-on ? (*Examens de la Sorbonne*, 25 *juillet* 1882.)

XI

Comment obtient-on l'acide sulfureux ? propriétés physiques de cet acide. Est-il liquéfiable ? Est-il soluble dans l'eau. Système de l'eau. Différents procédés employés. Si l'on fait passer de l'hydrogène sur un oxyde de cuivre, que se produit-il ? — Principaux minerais de fer. — Quel est l'oxyde intermédiaire entre le carbone et l'acide carbonique ? Formule de cet acide. — Ecrire les formules des composés oxygénés de l'azote. — Dans quelles circonstances se forme l'acide hypoazotique. (*Examens de la Sorbonne*, 26 *juillet* 1883.)

CHAPITRE XVIII

MANIPULATIONS CHIMIQUES

CORPS SOLIDES — ESSAIS PRÉLIMINAIRES

822. **Premier essai.** — On réduit le corps solide en poudre et on le chauffe, sur une feuille de platine, ou dans une petite cuiller de fer ou dans une petite capsule de porcelaine.

Mieux vant encore introduire ce corps dans un tube fermé à un bout, d'environ 6 cent. de longueur et de 1/2 cent. de largeur. On chauffe d'abord modérément à la lampe ; plus fortement ensuite au chalumeau.

Remarques : (*a*) *Le corps ne change pas.* Absence de substances organiques, de sels hydratés, de corps facilement fusibles ou volatils.

(*b*) *Le corps change de couleur sans entrer en fusion.* Passant du blanc au jaune, la couleur redevient blanche par le refroidissement : *oxyde de zinc;* — du blanc jaunâtre au brun-jaune et redevenant par le refroidissement blanc jaunâtre ; *oxyde d'étain ;* — du blanc jaunâtre ou rougeâtre, au rouge-brun, et restant jaune par le refroidissement : *oxyde de plomb,* composé qui ne fond qu'au rouge ; — du blanc jaunâtre au jaune orangé jusqu'au brun-rouge et revenant à la même couleur, par le refroidissement : *oxyde de bismuth,* composé qui fond au rouge vif ; — du brun rougeâtre au noir et repassant par le refroidissement à sa couleur primitive : *peroxyde de fer ;* — etc.

(*c*) *Le corps fond, et il s'en dégage des vapeurs d'eau qui se condensent aux parois froides du tube.* Le composé peut fondre facilement et redevenir solide après avoir perdu son eau, ou il peut se boursoufler, comme le borax, l'alun : *eau de cristallisation.*

Si le composé décrépitait, comme le sel marin : *eau interposée.*

Dans tous les cas, on essaye au papier réactif les gouttes d'eau formées aux parties froides du tube.

(*d*) *Le corps fond, et, à une température plus ou moins élevée, il dégage des gaz ou des vapeurs autres que l'eau.* Il faut examiner leur couleur, leur odeur, leur action sur le papier réactif, leur combustibilité.

(α) Le gaz dégagé rallume un bâtonnet présentant un point en ignition : c'est de l'*oxygène* (nos 53 à 57) provenant d'un *peroxyde*, d'un *azotate*, d'un *chlorate*, etc.

(β) Le gaz dégagé a une odeur de kirsch, et brûle avec une flamme pourpre : c'est le *cyanogène* (n° 768), accusant un *cyanure* décomposable par la chaleur.

(γ) Il se dégage des vapeurs rutilantes d'une odeur désagréable : c'est l'*acide hypo-azotique* (nos 170 à 172), provenant d'un *azotate* d'un métal lourd, de plomb, par exemple.

(δ) Le gaz dégagé a une odeur fétide : c'est l'*hydrogène sulfuré* (nos 94 à 100), indiquant un *sulfure* hydraté.

(ε) Il se dégage un gaz d'une odeur irritante : on reconnaît l'*acide sulfureux* (nos 103 à 108), accusant la décomposition d'un *sulfate*.

(ζ) Le gaz s'échappant par le tube a une odeur forte : c'est l'*ammoniaque* (nos 153 à 160), provenant d'un *sel ammoniacal* ou d'un *composé cyanogéné* ou d'une *matière organique azotée*.

(η) Il se dégage un gaz verdâtre : c'est le *chlore* (nos 121 à 126).

Un gaz rouge-brun : c'est le *brome* (nos 144 à 146).

Un gaz violet : c'est l'*iode* (nos 140 à 143). Si le dégagement était considérable, l'iode se sublimerait.

Ces trois dégagements feraient voir qu'on est en présence d'un composé des halogènes.

(θ) Le gaz n'a ni odeur ni couleur, mais il éteint les corps en combustion : c'est l'*acide carbonique* (nos 237 à 244) indiquant la décomposition d'un *carbonate* ou d'un *oxalate* à oxyde réductible, comme un oxalate de cuivre.

(ι) Il se dégage un gaz qui brûle avec une flamme bleue : c'est l'*oxyde de carbone* (nos 235 et 236), provenant de la décomposition d'un *oxalate* ou d'un *formiate*.

(*e*) *Le corps introduit dans le tube peut se sublimer.* On examine ce sublimé : le soufre forme des gouttes brun-rouge ; l'iode est noir ; le mercure apparaît en petits globules ; le sulfure de mercure est noir, mais il devient rouge ; l'arsenic forme une couche noire miroitante, etc.

(*f*) *La substance se charbonne.* Il y a dégagement d'eau, de l'acétone, des acétates, etc. On est en présence de *substances organiques*.

Exp. 703. Procurez-vous un peu de chaque composé indiqué aux remarques précédentes ; réduisez-en un peu en poudre ; introduisez l'échantillon dans le tube d'essai ; chauffez-le comme il est dit n° 822. Constatez ensuite le phénomène qui en résultera.

823. **Deuxième essai.** — On place une petite quantité du corps à essayer, sur un morceau de charbon ;



Fig. 308. — Souffleur.

on y dirige la flamme intérieure du chalumeau.

Remarques : (*g*) Beaucoup de phénomènes reconnus en chauffant la matière dans un tube reparaissent sous l'action du chalumeau.

(*h*) *Le corps fond et pénètre dans le charbon ou laisse une perle au fond de la cavité.* Aucun enduit ne reste sur le charbon : *sels alcalins.*

(*i*) *Un résidu infusible blanc reste sur le charbon.* Alors c'est à la couleur de la flamme du chalumeau qu'il faut avoir recours pour connaître le métal : le vert est produit par le *baryum ;* le rouge, par le *strontium ;* le jaune, par le *sodium ;* le rouge-orange, par le *calcium.* La flamme prend un grand éclat quand elle renferme du *zinc,* du *magnésium.*

(*j*) *Le résidu sur le charbon est coloré.* Dans ce cas, on mélange avec une goutte d'eau, un peu du corps en poudre avec du carbonate de sodium ; et on chauffe avec la flamme réductrice du chalumeau. C'est au résidu sur le charbon qu'on reconnaît le corps.

(*x*) Le charbon ne se couvre pas d'enduit, mais un *grain métallique* se trouve au fond de la cavité : *or* ou *cuivre.*

Le *platine,* le *fer,* le *cobalt* et le *nickel* ne laissent pas de grain

(λ) Un résidu *blanc*, facile à volatiliser et répandant une odeur d'ail : *arsenic*.

(μ) Le résidu est *blanc*, changeant facilement de place, et il y a dépôt de grains métalliques qui répandent des fumées blanches : *antimoine*.

(ν) Le résidu, *jaune* à chaud, blanc à froid, est situé près de l'essai ; il se volatilise difficilement : *zinc*.

(ξ) Il est *jaune pâle* à chaud, blanchâtre à froid, situé autour de l'essai ; les grains métalliques sont blancs, fusibles, malléables : *étain*.

(ο) Le résidu est *jaune-citron* à chaud ; sa place prend un aspect bleuâtre ; globules métalliques fusibles et malléables : *plomb*.

(π) Il est *jaune orangé foncé* à chaud, *jaune-citron* à froid, ne laissant pas de trace bleuâtre : *bismuth*.

Exp. 705. Faites les expériences indiquées aux remarques du n° 823. Le soufflleur n'arrive pas immédiatement à former la flamme réductrice ou oxydante : il faut un peu d'exercice. Aussi sera-t-il heureux de constater les phénomènes prévus.

RECHERCHE DE LA BASE D'UN SEL EN SOLUTION

PREMIÈRE SÉRIE D'OPÉRATIONS

824. **Acidité. — Alcalinité.** — 1° Avec une baguette, déposer une goutte de la solution (N° 813) sur le papier bleu et une autre goutte sur le papier rouge.

Remarques : (*k*) *Aucune action ne se manifeste*, la solution est neutre. C'est signe que, si la solution renferme un sel, ce sel a pour base des alcalis purs ou des terres alcalines.

(*l*) *Le papier bleu est rougi :* cette réaction peut provenir d'un acide libre ou d'un sel acide.

Pour distinguer ces deux cas, on verse un peu de liquide sur un verre de montre, et on plonge le bout d'une baguette en verre dans une solution étendue de carbonate de soude.

Si le liquide reste clair ou si le précipité formé se redissout par l'agitation, c'est un acide libre.

Si le trouble persiste, c'est un sel acide, au moins généralement.

(*m*) *Le papier rouge est ramené au bleu :* cela indique un alcali libre ou un carbonate, des terres alcalines libres, des sulfures alcalins, comme aussi une série de sels formés d'un alcali ou d'un oxyde alcalino-terreux combiné à un acide faible.

Exp. 706. Faites dissoudre séparément quelques sels : un, formé d'un alcali, potasse, soude, ammoniaque ; un autre, alcalino-terreux, calcium, baryum, strontium. Suivez ce qui est indiqué au n° 824 et aux remarques qui le développent.

825. **Évaporation.** — 2° Déposer une goutte de la solution sur la lame de platine ; chauffer modérément pour faire évaporer : un résidu noir accuserait des matières organiques ; noter d'ailleurs la couleur du résidu.

Remarque (*n*) : *Si le résidu sur la lame de platine est volatil*, il est probable que le sel est ammoniacal.

Ce résidu constaté après l'évaporation disparaît lorsqu'on chauffe davantage.

Exp. 707. Exercez-vous, sur la lame de platine, à faire évaporer un bon nombre de sels, à base inorganique ou organique, que vous connaissez et que vous aurez fait dissoudre.

826. **Élimination de l'ammoniaque.** — 3° Éliminer l'AzH^3 du sel reconnu ammoniacal, comme il vient d'être dit aux remarques *k* et *l*, en faisant bouillir la dissolution dans un tube avec :

	Form. atom.	Form. en équiv.
l'hydrate de K.....	KHO ;	KO,HO
ou l'hydrate de Ca.....	CaO,H^2O ;	CaO,HO

Remarque (*o*) : *S'il y a un dégagement d'*AzH^3, on le sent facilement.

Exp. 708. Prenez deux ou trois sels à base ammoniacale, faites-les dissoudre. Ensuite traitez-les comme c'est indiqué au n° 826.

DEUXIÈME SÉRIE D'OPÉRATIONS

827. **Premier essai.** — Aiguiser la liqueur par quelques gouttes d'acide chlorhydrique.

Remarques (*p*) : *S'il ne se produit pas de précipité*, absence certaine d'argent, de protoxyde de mercure et absence probable de plomb. On passe au 2e essai.

(*q*) *S'il se produit un précipité laiteux, avec dégagement d'acide sulfureux*, on passe outre.

(*r*) *Si le précipité est blanc, lourd,*

Sel de { Ag (N° 496). / Hg (N° 488). / Pb (N° 461).

tions par l'acide acétique, l'alun. C'est en cela qu'elle diffère de gélatine.

809. Les *produits de désassimilation* les plus importants sont l'acide carbonique, l'urée, la créatine, la tannine, la bile et les excrétions.

810. On appelle *putréfaction* l'altération profonde des substances protéiques avec dégagement de produits volatils infects.

811. Les *désinfectants* les plus efficaces sont le chlore, l'oxygène; les agents réducteurs, le charbon, l'acide.

812. Les agents antiputrides les plus importants sont la réfrigération, la cuisson et la privation d'air ; les antiseptiques comme la fumée, l'alcool, etc.; la salaison, etc.

109e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 791 à 802). — Matières albuminoïdes. — Albumine. — Caséine, beurre, fromage. — Fibrine, chair musculaire.

2° *Calcul.* Probl. 353 (347). — Pour clarifier les vins, on emploie une poudre composée, en parties égales : 1° de noir animal, qui absorbe les gaz putrides; 2° de carbonate de soude Na^2CO^3 qui détruit l'acidité; 3° d'albumine, qui précipite le noir et la matière troublant le vin. On demande le soufre et le sodium 0/0 de cette poudre.

Probl. 354 (348). — L'albumine est un utile contre-poison. Trouver la quantité de vert-de-gris qu'on peut neutraliser avec deux blancs d'œuf. On suppose qu'un œuf pèse 52 gr. 5 ; que le blanc forme les 3/5 de l'œuf et renferme 0,125 d'albumine. On admet encore qu'un équivalent d'albumine neutralise un équivalent de vert-de-gris.

Probl. 355 (350). — On demande l'azote 0/0 de la chair musculaire d'un bœuf qui renferme 0,12 de fibrine. L'azote de la fibrine ne forme que la 1/2 de l'azote de la chair musculaire.

Probl. 356 (355). — Le jaune d'œuf contient : 0,157 de matières albuminoïdes; 0,302 de corps gras ; 0,012 d'extraits et principes azotés ou sulfureux; 0,013 de sels minéraux et 0,516 d'eau. En considérant les matières albuminoïdes comme de l'albumine pure et les corps gras comme de la stéarine, on demande l'hydrogène et le carbone 0/0 du jaune d'œuf; abstraction de ces deux corps simples que peuvent encore renfermer les extraits et les sels.

110e DEVOIR.

1° *Rédaction* (nos 803 à 809). — Digestion au point de vue chimique. — Ptyaline, pepsine, pancréatine. — Produits de la transformation utiles à l'assimilation. — Sang. — Gélatine. — Produits de désassimilation.

2° *Calcul.* Probl. 357 (393). — Par jour et par tête, M. Boussingault a donné 386 gr. de maïs à 6 oies, qui d'abord pesaient ensemble 20 kg. ; après un engraissement de 30 jours, leur poids s'élevait à 31 kg. 0?. La graisse, qui a augmenté de 8 kg. 264, résulte de l'assimilation directe des matières grasses et de la transformation d'autres aliments en graisse. Trouver le poids des matières grasses assimilées et celui de la graisse provenant d'ailleurs.

Probl. 358 (394). — La diète amaigrit. N'ayant que de l'eau pour toute nourriture, une tourterelle bien grasse a perdu, en 7 jours, 29 0/0 de son poids, qui était 186 gr. 8. Puis, mangeant du millet à discrétion, elle a repris chair. Son poids est arrivé à 168 gr. 3, mais la graisse n'a pas reparu. La perte définitive étant toute graisse, on demande la quantité de chair perdue et reprise.

Probl. 359 (609). — Quel bénéfice ou quelle perte ferait un éleveur, en vendant vingt jours plus tard un veau qui consomme en vingt-quatre heures 10 litres de lait à 0 f. 20. Par jour, l'accroissement moyen de viande est de 1 kg. 08. Le veau se vend 2 fr. 20 le kg.

Probl. 360 (635). — Par jour, un veau de 168 kg., nourri au foin, a augmenté de 630 gr. Il s'est assimilé 6 gr. 45 d'acide phosphorique et 32 gr. 6 de chaux. Si tout l'acide phosphorique se combinait avec la chaux, dans la proportion suivante $(CaO)^3,Ph^2O^3$, et qu'une quantité de chaux égale au tiers de celle transformée en phosphate de chaux $CaCO^3$, se changeât en carbonate de chaux quelle serait, par jour, l'augmentation osseuse du veau ? Les deux sels de chaux égalent les 0,65 des os formés.

Probl. 361 (636). — Par la nourriture, une vache, qui portait depuis 2 mois 1/2, a absorbé, en 4 jours, 200 gr. 4 d'acide phosphorique et 233 gr. 6 de chaux CaO. Faites connaître le phosphore et le calcium fixés en cent jours.

Probl. 362 (614). — A sa naissance, un veau pesait 44 kg. ; 239 jours après, il atteignait 215 kg. En supposant que les 9/10 de l'albumine, de la caséine, du beurre et des sels divers renfermés dans le lait de vache, se sont fixés et ont seuls fourni l'augmentation, combien le veau a-t-il consommé de lait, par jour, en moyenne ?

111e DEVOIR.

1 *Rédaction* (nos 810 à 812). — Putréfaction. — Phénomènes qui se passen? dans la fermentation putride. — Désinfectants. — Agents antiputrides.

2° *Calcul.* Probl. 363 (545). — Quel volume d'hydrogène sulfuré H^2S se formerait-il avec le soufre de l'albumine dans la putréfaction d'un œuf de 56 gr. On suppose que l'albumine égale les 0,155 du blanc, et que le blanc forme la 1/, du poids de l'œuf.

364 (666). — Pour conserver intacts les animaux empaillés, les naturalistes emploient avec avantage une préparation connue sous le nom de savon Bécœur, composée de : 32 parties de savon blanc ; 32 d'acide arsénieux, AsO^3 ; 12 de carbonate de potasse desséché ; 4 de chaux vive en poudre et 1 de camphre Trouver l'arsenic 0/0 de cette pâte

pas donné de précipité, on ajoute du phosphate de soude, un peu d'ammoniaque, et on agite vivement avec une baguette de verre.

Remarques (z) : *S'il y a précipité*, sel de Mg ou Li.
(a') *S'il n'y a pas précipité*, sels suivants :

1re classe { K ..... (N° 325). Na ..... (N° 338). Ammoniacal (Nos 153 à 160).

Exp. 712. Traitez les dissolutions qui vous ont donné des épreuves négatives à l'Exp. 711 comme il est recommandé au 5e essai et aux remarques z, a'.

RECHERCHE DE L'ACIDE D'UN SEL EN SOLUTION

832. **Exercices préliminaires.** — On reconnaît facilement les acides quand ils sont isolés.

Leurs caractères sont développés aux articles qui les concernent.

Leur recherche présente quelque difficulté, lorsque, combinés avec les bases, ils forment des sels.

Par les essais préliminaires (page 721) sur les sels qui ne sont pas en solution, on obtient des résultats importants pour connaître les acides.

A la remarque (a, page 721) on reconnaît si l'on est en présence d'un acide organique ou d'un acide inorganique volatil. Il faut cependant noter que les oxalates, la plupart des cyanates, des formiates, des acétates, ne charbonnent pas par la calcination.

Aux remarques (x) ψ, δ, ε, θ, on voit si l'on a affaire à un *azotate*, un *chlorate*, un *sulfure*, un *sulfate*, un *carbonate*.

Exp. 713. Dans des *vases à précipités*, mettez un peu d'acide : à l'un, de l'acide sulfurique; à l'autre, de l'acide azotique; à un troisième, de l'acide chlorhydrique, etc. D'après les propriétés décrites aux articles qui les concernent, faites-les distinguer aux élèves.

14. Mettez dans le tube d'essai (n° 822) un petit fragment d'un azotate; chauffez et constatez les phénomènes. Essai avec un chlorate — un sulfure hydraté — un sulfate — un carbonate.

833. **Moyen de rendre soluble un sel insoluble.** — On calcine ce sel avec du carbonate de soude : alors l'alcali

forme avec l'acide du sel insoluble un sel soluble. Il faut excepter les carbonates faciles à reconnaître au moyen d'un acide.

Exp. 715. Versez quelques gouttes de vitriol sur de la craie ; remarquez le phénomène.

716. Essayez de faire dissoudre dans l'eau du sulfate de baryum.

617. Calcinez dans le *tube d'essai* (n° 822) un peu de sulfate de baryum avec du carbonate de soude. Versez le tout dans un vase à précipités. Mettez-y de l'eau : remarquez les phénomènes.

834. **Premier essai.** — On met du chlorure de baryum ou de l'acétate de baryte dans une partie de la dissolution aqueuse *neutre* d'un sel.

Remarques : (*a*) *Si la liqueur reste limpide*, on passe au 2e essai. (*b*) *S'il se forme un précipité*,

Acide	*combiné avec une base et formant un sel*	
arsénieux		arsénite
arsénique		arséniate.
chromique		chromate.
sulfurique		sulfate.
phosphorique		phosphate.
borique		borate.
fluorhydrique		fluorure.
carbonique		carbonate.
silicique		silicate.
oxalique		oxalate.

Exp. 718. Vous pouvez disposer sans doute d'un certain nombre de *vases à précipités;* dissolvez dans chaque vase un des sels des nos 834 et 836. Remarquez les phénomènes.

835. **Deuxième essai.** — On acidule avec de l'acide chlorhydrique une portion du liquide primitif dont une partie a donné un précipité par le chlorure de baryum.

1° On y verse de l'acide sulfhydrique et on chauffe doucement.

Remarques : (*c*). *S'il se produit un précipité*, c'est qu'on a un *arsénite*, ou un *arséniate* ou un *chromate*.

(*d*) *Si ce précipité est jaune*, il renferme de l'arsenic. On y met de l'azotate d'argent : *le précipité reste jaune*, arsénite ; *il devient rouge*, arséniate.

(*e*) *Si le précipité est gris verdâtre*, et *si la dissolution, d'abord jaune ou rouge, prend une couleur verdâtre*, le sel est un *chromate*. Ce précipité produit par l'azotate d'argent un rouge-pour-

pre : par l'acétate de plomb un précipité jaune, soluble dans la potasse.

2° On reprend la liqueur qui a donné un précipité par le chlorure de baryum ; on y ajoute de l'acide chlorhydrique en excès.

Remarques : (*f*) *Si le précipité ne se dissout pas*, le sel est un *sulfate*.

(*g*) *S'il n'y a qu'une partie du précipité qui disparaisse*, on reprend la liqueur primitive, on y ajoute de l'acide sulfurique et on chauffe un peu.

(*h*) *S'il se dégage du gaz :* 1° il peut être de l'*acide sulfureux :* on le reconnaît à son odeur.

2° Le gaz peut être de l'*acide fluorhydrique :* on le reconnaît à son action sur le verre, la silice.

3° Il peut être un mélange d'oxyde de carbone et d'acide carbonique : signe de l'*acide oxalique*.

(*i*) *S'il n'y a pas de dégagement de gaz*, sous l'influence de l'acide sulfurique, le sel est un *borate* ou un *phosphate*. L'azotate d'argent précipite les borates en blanc et les phosphates en jaune.

(*j*) Si, sous l'action de l'acide sulfurique, *il se forme un précipité gélatineux*, c'est un *silicate*.

Exp. 719. Faites le 2° essai sur chacun des sels du n° 834. Profitez des remarques précédentes pour vous rendre compte du sel en solution et de son acide que vous recherchez.

836. **Troisième essai.** — On verse un peu d'une dissolution d'azotate d'argent dans une portion de la liqueur primitive, rendue *neutre* par l'ammoniaque, si elle est acide ; par l'acide azotique, si elle est alcaline.

Remarques : (*k*) *S'il ne se forme pas de précipité*,

Acide	azotique	*combiné avec une base*	azotate.
	chlorique	*et formant un sel*	chlorate.

(*l*) *S'il se forme un précipité*,

Acide	chlorhydrique	*combiné*	chlorure.
	bromhydrique	*avec une*	bromure,
	iodhydrique	*base et*	iodure.
	sulfhydrique	*formant*	sulfure.
	cyanhydrique	*un sel*	cyanure.

(*m*) *Si le précipité est noir*, c'est un sulfure.

(*n*) *Si le précipité est blanc ou jaune*, on met de l'ammoniaque :

1° *Le précipité ne se dissout pas*, c'est un *iodure*.

2° *Le précipité se dissout dans l'ammoniaque*, on a un *chlorure*, un *bromure* ou un *cyanure*.

(*o*) *Si le précipité est blanc et très soluble dans l'ammoniaque*, c'est un *chlorure*.

(*p*) *Si le précipité est blanc jaunâtre et ne se dissout pas facilement dans l'ammoniaque*, c'est un *bromure*.

(*q*) *Si le précipité est blanc et peu soluble dans l'ammoniaque*, c'est un *cyanure*.

Exp. 720. Reprenez les solutions des sels (Exp. 719), qui n'ont pas donné de précipité, et faites le 3e essai, en suivant l'instruction donnée aux remarques de *k* à *q*.

837. **Quatrième essai.** — On évapore une partie des solutions de sels indiqués à la remarque *k*; ou mieux on prend du sel sec semblable à celui qui a été dissous : on le projette sur des charbons rouges.

(*r*) *S'il se produit une déflagration*, c'est un *azotate* ou un *chlorate*.

Traités par l'acide sulfurique les *azotates* produisent des vapeurs rutilantes; les *chlorates* des vapeurs jaunes.

Exp. 721. Expérimentez ce qui est dit au n° 837.

FIN

TABLE DES MATIÈRES

INTRODUCTION

Objet de la physique. 1
Objet de la chimie. 1
États de la matière. 2
Corps. Leur constitution. 3
Molécules. Cohésion. Pores. 3
Mouvement des atomes et des molécules. 5
Passage d'un état à l'autre. 5
Dissolution. Sursaturation. 6
Cristallisation. 7
Systèmes cristallins. 8
Dimorphisme. 11
Isomorphisme. 11
Allotropie. 13
Isomérie. 13
Atomes. Chaleur atomique. Poids atomiques. 13
Corps simples, leurs symboles, leurs poids atomiques, etc. . 16
Métaux. Métalloïdes 16
Combinaison. Mélange. 17
Atomicité. 17
Affinité 21
Influences favorables aux combinaisons. 22
Corps électropositifs et corps électronégatifs. 22
Électrolyse. 23
Lois des combinaisons en poids. 23
Lois des combinaisons en volume ou lois de Gay-Lussac. 24
Phénomènes qui accompagnent les combinaisons. . . . 25
Dissociation. 25
Équivalents. 25

Formules des molécules. Calcul de leur poids relatif. . . . 27
Formules par atomes et par équivalents. Leur identité. . 28

Résumé. 30

1er devoir 32
2e devoir. 33
3e devoir. 33

LIVRE PREMIER

NOMENCLATURE CHIMIQUE ET HYDROGÈNE

CHAPITRE PREMIER

ANHYDRIDES, ACIDES ; LEUR NOMENCLATURE

Anhydrides, acides ; leur formation. 35
Acides, terminaison *ique*. 36
Plusieurs acides formés par le même corps. Terminaison *ique* et *eux*. 36
Préfixes *hypo*, *per*. 37
Terminaison *hydrique*. 37

Résumé. 37

4e devoir. 38
5e devoir. 38

CHAPITRE II

OXYDES, BASES, HYDRATES ; LEUR NOMENCLATURE

Oxydes, hydrates ; bases, leur formation. 39
Corps neutres. 40
Oxydes ; leur nomenclature. 40
Terminaisons *eux*, *ique* 40

Résumé. 41

6e devoir. 41

CHAPITRE III

COMPOSÉS NON OXYGÉNÉS ; LEUR NOMENCLATURE

Leur formation. 42
Leur nomenclature. 42
Terminaisons *eux*, *ique*. 42
Mono, bi, tri, tétra, penta. 42
Terminaison *é*. 43
Résumé. 43
7e devoir. 43

CHAPITRE IV

SELS ; FORMULES ET NOMENCLATURE

Sels ; leur formation. 45
Nomenclature. 45
Saturation des acides. 46
Résumé. 47
8e devoir. 47
9e devoir. 48

CHAPITRE V

DE L'HYDROGÈNE

Historique et état naturel. 49
Préparation. 49
Propriétés physiques. 51
Propriétés chimiques. 53
Usages. 55
Résumé. 56
10e devoir. 56
11e devoir. 56
12e devoir. 56

LIVRE II

CHIMIE INORGANIQUE

PREMIÈRE PARTIE : MÉTALLOIDES

CHAPITRE PREMIER

DE L'OXYGÈNE, DE LA COMBUSTION, DE L'OZONE

Oxygène. — Historique et état naturel. 59
Préparation. 60
Propriétés physiques. 62
Propriétés chimiques. 62
Usages. 63
Combustion. — Combustion vive. 63
Combustion lente. 63
Ozone. — Historique. 64
Propriétés. 64
Génération naturelle de l'ozone. 65
Résumé. 65
13e devoir. 66
14e devoir. 66
15e devoir. 67

CHAPITRE II

DE L'AIR ATMOSPHÉRIQUE, DE LA RESPIRATION

Historique 68
Composition. 69
Propriétés physiques. 71
Propriétés chimiques. 71
Analyse de l'air. 71
Usages de l'air. 74
Respiration et circulation du sang. — Respiration. 74
Circulation. 75
Résumé. 76
16e devoir. 76
17e devoir. 77
18e devoir. 77

CHAPITRE III

DE L'EAU, DE L'EAU OXYGÉNÉE

Eau. — Historique et état naturel. 78
Propriétés physiques. 78
Propriétés chimiques. 80
Pouvoir dissolvant. 80
Qualités d'une bonne eau. 80
Gaz dissous dans l'eau. 81
Eaux dures, crues, séléniteuses, lourdes. 84
Moyen de purifier les eaux. 83
Analyse ou décomposition de l'eau. 83
Synthèse ou recomposition de l'eau. 84
Eau distillée. 87
Usages de l'eau. 88
Eaux minérales. 88
Eau oxygénée. — Historique ; préparation. 90
Propriétés. 90
Résumé. 91
19e devoir 92
20e devoir 92
21e devoir 92
22e devoir 93
23e devoir 93

CHAPITRE IV

DU SOUFRE, DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS HYDROGÉNÉS ET OXYGÉNÉS; DU SÉLÉNIUM ET DU TELLURE

Soufre. — Historique et état naturel. 94
Extraction du soufre. 95
Raffinage du soufre. 97
Extraction du soufre des pyrites. 97
Propriétés physiques. 98
Divers états du soufre. 98
Propriétés chimiques. 99
Usages du soufre. 100
Hydrogène sulfuré. — Historique ; état naturel. 101
Préparation de l'acide sulfhydrique. 102
Préparation continue d'hydrogène sulfuré gazeux. . . . 103
Propriétés physiques. 103
Propriétés chimiques. 104

Analyse de l'acide sulfhydrique. 106
Action physiologique et usages. 107
Bisulfure d'hydrogène. — Généralités. 107
Composés oxygénés du soufre. 108
Acide sulfureux anhydre.— Historique, état naturel. . . . 108
Préparation. 108
Propriétés physiques. 111
Propriétés chimiques. 112
Synthèse de l'anhydride sulfureux. 114
Usages. 115
Acide sulfurique anhydre. — Préparation. 116
Propriétés. 117
Acide sulfurique monohydraté. — Historique. . . . 118
Préparation. 118
Fabrication industrielle de l'acide sulfurique. 119
Concentration et purification. 123
Propriétés physiques. 123
Propriétés chimiques. 125
État naturel. 127
Usages. 127
Acide disulfurique. — Historique. Préparation. Propriétés et usages. 127
Sélénium et Tellure. 128
Résumé. 129
24e devoir. 131
25e devoir. 131
26e devoir. 132
27e devoir. 132

CHAPITRE V

DU CHLORE ; DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS HYDROGÉNÉS ET OXYGÉNÉS

Chlore. — Historique et état naturel. 133
Préparation 133
Préparation de la solution du chlore. 135
Propriétés physiques. 135
Propriétés chimiques. 136
Usages. 138
Acide chlorhydrique. — Historique. État naturel. 139
Préparation de l'acide chlorhydrique. 139
Fabrication industrielle de l'acide chlorhydrique ; Hydrate. 141
Purification de l'acide chlorhydrique. 142
Propriétés physiques. 142
Propriétés chimiques. 143
Composition de l'acide chlorhydrique. 144
Usages. 145

Composés oxygénés du chlore. — Généralités. 146
Anhydride hypochloreux. 146
Acide chlorique. 146
Acide perchlorique. 147
Oxyde hypochlorique. 147
Résumé. 147
28e devoir. 148
29e devoir. 149
30e devoir. 149

CHAPITRE VI

DE L'IODE, DU BROME, DU FLUOR, DE L'ACIDE FLUORHYDRIQUE

Iode. — Historique. État naturel. 150
Préparation. 150
Propriétés. 151
Usages. 152
Brome. — Historique. État naturel. Préparation. 153
Propriétés. Usages. 153
Fluor. — État naturel. 154
Acide fluorhydrique. — Préparation. Propriétés. Usages. . 154
Résumé. 155
31e devoir. 155

CHAPITRE VII

DE L'AZOTE ET DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS HYDROGÉNÉS ET OXYGÉNÉS

Azote. — Historique et état naturel. 156
Préparation. 156
Propriétés physiques. 158
Propriétés chimiques. 158
Usages. 158
Ammoniaque. — Historique et état naturel. 159
Préparation du gaz ammoniac. 159
Préparation de l'ammoniaque ou dissolution ammoniacale. 160
Propriétés physiques. 161
Glace produite par l'ammoniaque. Appareil Carré. 163
Propriétés chimiques. 164
Analyse de l'ammoniaque. 166
Usages de l'ammoniaque. 167
Protoxyde d'azote. — Historique et préparation. 167
Propriétés physiques. 168

Propriétés chimiques. 168
Analyse du protoxyde d'azote. 169
Usages. 170
Bioxyde d'azote. — Historique et préparation. 170
Propriétés physiques. 171
Propriétés chimiques. 171
Analyse du bioxyde d'azote. 173
Peroxyde d'azote. — Historique et préparation. 173
Propriétés physiques. 174
Propriétés chimiques. 174
Acide azotique. — Historique, état naturel et production. . 175
Préparation dans le laboratoire 176
Préparation industrielle. 176
Propriétés physiques. 177
Propriétés chimiques. 177
Usages. 179
Eau régale. 179

Résumé. 180

32e devoir 180
33e devoir 181
34e devoir 182
35e devoir 182
36e devoir 182

CHAPITRE VIII

DU PHOSPHORE, DE L'ARSENIC, DE L'ANTIMOINE, DE LEURS PRINCIPAUX COMPOSÉS

Phosphore. — Historique et état naturel. 183
Préparation industrielle du phosphore par les os. 184
Propriétés physiques. 185
Allotropie du phosphore. 185
Propriétés chimiques. 186
Usages du phosphore. 187
Hydrogène phosphoré. — Historique et formation. 188
Préparation. 189
Propriétés. 189
Acide hypophosphoreux. 190
Anhydride phosphoreux. 190
Acide phosphoreux. 191
Anhydride phosphorique. 191
Acide phosphorique ordinaire. 192
Acide pyrophosphorique. 192
Acide métaphosphorique. 192
Arsenic. Historique. État naturel et extraction. 192
Propriétés. 193

Hydrogène arsénié. 194
Anhydride arsénieux. 194
Acide arsénique. 194
Acide pyroarsénique. 195
Acide métarsénique. 195
Arsenic poison, arsenic remède. 195
Antimoine. — Historique. État naturel et extraction. . . . 196
Propriétés. 196
Hydrogène antimonié. 197
Chlorures d'antimoine. 197
Acides de l'antimoine. 198
Sulfures d'antimoine. 198

Résumé. 199

37e devoir. 201
38e devoir. 201
39e devoir. 201

CHAPITRE IX

DU BORE, DU SILICIUM, DU CARBONE, DE LA FLAMME, DE LEURS PRINCIPAUX COMPOSÉS

Bore. — Historique et extraction. 202
Propriétés. 202
Acide borique. — État naturel et extraction. 203
Propriétés. 204
Usages. 205
Silicium. — Historique et préparation. 205
Propriétés. 206
Acide silicique anhydre ou silice. — État naturel et préparation. 206
Propriétés. 207
Usages. 208
Carbone. — Propriétés physiques. 209
Propriétés chimiques. 209

1° *Variétés naturelles du carbone :*

Le diamant. 210
Le graphite. 212
L'anthracite. 213
La houille. 213
Le lignite. 214
La tourbe. 215

2° *Variétés artificielles du carbone :*

Le charbon de bois. 215

Le noir de fumée 218
Le noir animal 219

3° *Combinaisons du carbone avec l'oxygène et avec le soufre :*

Généralités 221
Oxyde de carbone. — Historique et formation 221
Préparation 222
Propriétés. 223
Effets physiologiques. 224
Acide ou *anhydrique carbonique.* — Historique, état naturel et formation 225
Préparation 226
Fabrication industrielle de l'eau de Seltz. 228
Fabrication de l'eau de Seltz dans le ménage 229
Synthèse de l'acide carbonique 230
Propriétés physiques 230
Propriétés chimiques. 232
Usages de l'acide carbonique. Précautions contre ses funestes effets 234
Sulfure de carbone. — Historique et préparation 235
Propriétés physiques 237
Propriétés chimiques. 237

4° *Composés hydrogénés du carbone :*

Généralités 238
Gaz d'éclairage. — Historique. Sa nature 238
Préparation 239
Propriétés et usages 240

5° *Flamme, chalumeau, toiles métalliques, lampes de sûreté :*

Flamme. — Sa nature. Son éclat. 242
Température. 243
Éclat. 243
Chalumeau 245
Effet des toiles métalliques. 246
Lampe de sûreté 247

Résumé. 247

39e devoir 250
40e devoir 251
41e devoir 251
42e devoir 251
43e devoir 252
44e devoir 252
45e devoir 253

CHAPITRE X

RÉSUMÉ DES MÉTALLOIDES

Première famille. — Propriétés générales 254
Deuxième famille. — Propriétés générales 255
Troisième famille. — Propriétés générales 255
Quatrième famille. — Propriétés générales 257
46e devoir 257

DEUXIÈME PARTIE : MÉTAUX

CHAPITRE XI

DES MÉTAUX, DE LEURS PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES, DES ALLIAGES

Propriétés physiques 259
Tableau des propriétés physiques des métaux.. 260
Alliages. — Généralités 260
Liquation 260
Propriétés 262
47e devoir 233

CHAPITRE XII

DES OXYDES, DES SULFURES MÉTALLIQUES, DES CHLORURES MÉTALLIQUES

Oxydes. — Leur formation 264
Propriétés physiques des oxydes 266
Propriétés chimiques 266
Préparation des oxydes 269
Sulfures. — Leur formation 269
Propriétés physiques 270
Propriétés chimiques 270
Préparation des sulfures 271
Chlorures. — Leur formation 271
Propriétés physiques 272
Propriétés chimiques 272
Préparation des chlorures 273
Résumé 273
48e devoir 275

CHAPITRE XIII

DES SELS, DE LEURS PROPRIÉTÉS GÉNÉRALES, DES LOIS DE BERTHOLLET.

Phénomènes qui accompagnent la formation d'un sel. . . 276
Sels neutres. Sels acides. Sels basiques 276
Atomicité et basicité d'un acide. 277
Propriétés physiques des sels 278
Propriétés chimiques. 279
Action des acides sur les sels 283
Action des bases sur les sels 284
Action des sels sur les sels. 284

Résumé. 285

49e devoir 286
50e devoir 286

CHAPITRE XIV

DES AZOTATES, DES SULFATES, DES CARBONATES, DE LA CLASSIFICATION.

Azotates. — Constitution. Leur état naturel. Leur préparation. 287
Propriétés. 288
Caractères distinctifs 288
Sulfates. — Constitution. Leur état naturel, leur préparation. 289
Propriétés. 290
Caractères distinctifs 290
Carbonates. — Constitution. Leur état naturel. Leur préparation. 291
Propriétés. 291
Caractères distinctifs 292
Classification. — Classification ancienne 293

I. — Corps monoatomiques 293
II. — Corps diatomiques 295
III. — Corps triatomiques et pentatomiques 296
IV. — Corps tétratomiques 296
V. — Corps hexatomiques 297

Résumé. 297

51e devoir 298

CHAPITRE XV

DU POTASSIUM, DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS : DE LA POUDRE.

Potassium. — Historique et état naturel 299
Préparation 300
Propriétés physiques. 301
Propriétés chimiques. 301
1° *Iodure de potassium.* — Préparation. 303
2° *Chlorure de potassium.* — État naturel. Propriétés. Usages. 303
3° *Protoxyde de potassium.* — Propriétés. 304
4° *Peroxyde de potassium.* — Préparation. 304
5° *Hydrate de potassium* ou *potasse caustique.* — Préparation. 304
Propriétés. 305
6° *Hypochlorite de potassium.* — Préparation. Propriétés . . 307
7° *Chlorate de potasse.* — Préparations. 308
Propriétés et usages 308
8° *Carbonate de potassium neutre.* — Propriétés. 309
9° *Carbonate de potassium acide.* — Préparation 310
Potasses du commerce. — Usages. Fabrication industrielle . 310
10° *Azotate de potassium.* — État naturel. Formation . . . 312
Préparation industrielle. 314
Propriétés. 314
Agents explosifs. — Poudre. 315
Fulmi-coton 316
Nitroglycérine 316
Dynamite 318
Poudres à base de picrate 318
Caractères physiques des principaux sels potassiques . . . 318
Caractères chimiques. Réactions. 319

Résumé 320

52e devoir. 322
53e devoir. 322
54e devoir. 322
55e devoir. 323

CHAPITRE XVI

DU SODIUM, DE SES PRINCIPAUX COMPOSÉS

Sodium. — Historique et état naturel 324
Préparation 324
Propriétés. 325
1° *Chlorure de sodium.* — État naturel et extraction. . . . 326

Propriétés et usages 327
2° *Hydrate de sodium* ou *soude caustique*. — Préparation et propriétés 328
3° *Sulfate de sodium neutre*. — État naturel. Préparation et propriétés 329
4° *Carbonate de sodium neutre*. — Sa production. Ses usages. 330
5° *Cristaux de soude*. Leur fabrication. Leurs usages. . . 332
6° *Bicarbonate de soude* ou *carbonate acide de sodium*. — Sa fabrication. Ses propriétés. Ses usages. 333
Borates de sodium, borax. — État naturel. Propriétés. 333
Usages 334
Caractères. 336
Caractères chimiques. Réactions. 333
Résumé 337
56e devoir. 337
57e devoir. 337

CHAPITRE XVII

DE QUELQUES AUTRES MÉTAUX ALCALINS ; DE L'ANALYSE SPECTRALE ; DE L'ALCALIMÉTRIE

Autres métaux alcalins. — Lithium. 339
Analyse spectrale. — En quoi elle consiste 439
Alcalimétrie. — Généralités. 340
Liqueur normale 340
Procédés 341
Résumé 342
58e devoir 180

CHAPITRE XVIII

DU BARYUM, DU STRONTIUM, DU CALCIUM.

Métaux alcalino-terreux. 344
Baryum. — Historique 344
Généralités. 344
Chlorure de baryum 345
Oxyde de baryum *ou* baryte 345
Sulfate de baryum. 345
Azotate de baryum 346
Carbonate de baryum 346
Réactions caractéristiques des sels de baryum. 346
Strontium. 346
Calcium. — Historique et propriétés 347
1° *Chlorure de calcium*. — Propriétés 347
2° *Chaux vive ; chaux hydratée*. — Préparation. 348

Propriétés 349
3° *Carbonate de calcium.* — État naturel. Usages. 350
4° *Sulfate de calcium, plâtre.* — État naturel. Déshydratation 352
5° *Phosphate de chaux.* — État naturel 353
6° *Hypochlorite de chaux.* — Constitution et préparation . . 353
Propriétés et usages 354
Chlorométrie. — Généralités 355
Préparation de la liqueur normale 356
Essai 356
Caractères physiques des principaux sels calciques. . . . 356
Caractères chimiques. Réactions. 357
Résumé 358
59e devoir. 359
60e devoir. 359
61e devoir. 360

CHAPITRE XIX

DU MAGNÉSIUM ET DE L'ALUMINIUM; DES POTERIES ET DU VERRE.

Magnésium. — Propriétés 361
Chlorure de magnésium 362
Oxyde de magnésium, magnésie. 362
Sulfate de magnésium 362
Phosphate de magnésium 362
Carbonate de magnésium 362
Caractères physiques des principaux sels magnésiens . . . 362
Caractères chimiques. Réactions. 363
Aluminium. — Préparation et propriétés. 363
Chlorure d'aluminium 364
Oxyde d'aluminium ou alumine 365
Aluns 365
Caractères des sels aluminiques 366
Poterie. — Fabrication 367
Variétés de poterie. 369
Verre. — Fabrication. 369
Variétés de verre 370
Résumé 371
63e devoir. 371

CHAPITRE XX

DU FER.

État naturel 373
Métallurgie. — Généralités 373
Méthode catalane 373
Méthode des fours 374
Fonte. Propriétés et usages 376
Conversion de la fonte en fer 377
Affinage au bois 377
Affinage à la houille 378
Acier. — Propriétés 379
Acier naturel 381
Acier puddlé 381
Acier Bessemer 381
Acier de cémentation *ou* de carburation du fer 381
Acier fondu *ou* acier fin 382
Propriétés physiques du fer 382
Propriétés chimiques 383
Usages 383
Chlorure ferreux 384
Chlorure ferrique ou sesquichlorure de fer 384
Oxyde ferreux ou protoxyde de fer 384
Oxyde ferrique ou oxyde de fer 384
Hydrate ferrique ou rouille 385
Sulfure ou protosulfure de fer 386
Pyrite ou bisulfure de fer 386
Sulfate de fer 387
Sels ferreux ou *de protoxyde.* — Caractères physiques . . . 388
Caractères chimiques. Réaction 388
Sels ferriques ou *de sesquioxyde.* — Caractères physiques généraux 389
Caractères chimiques. Réactions 389
Transformation réciproque des sels de fer 389
Résumé 390
63e devoir 391
64e devoir 392
65e devoir 392

CHAPITRE XXI

DU ZINC, DU NICKEL ET DU COBALT, DU MANGANÈSE, DU CHROME ET DU BISMUTH

Zinc. — État naturel 393
Métallurgie 393
Propriétés et usages. 394
Oxyde de zinc 395
Sulfate de zinc. 396
Caractères généraux des sels zinciques 397
Nickel; cobalt. — Généralités. 397
Propriétés du nickel 397
Propriétés du cobalt 398
Caractères généraux des sels de nickel. 398
Caractères généraux des sels de cobalt 398
Manganèse. — Propriétés 399
Caractères généraux des sels de manganèse. 400
Chrome. — Propriétés 400
Caractères généraux des composés chromiques. . . . 401
Bismuth. — Propriétés 401
Caractères principaux des composés bismuthiques 402

Résumé 403

66e devoir 404

CHAPITRE XXII

DE L'ÉTAIN

État naturel 405
Métallurgie 405
Propriétés et usages 406
Chlorure stanneux. 407
Chlorure stannique 407
Oxyde stanneux 408
Oxyde stannique 408
Sulfure stanneux, protosulfure 409
Sulfure stannique 409
Caractères principaux des sels d'étain. 409

Résumé 410

67e devoir 410

CHAPITRE XXIII

DU PLOMB

État naturel 411
Métallurgie. — Méthode par réduction. 411
Méthode par réaction. 412
Affinage du plomb par cristallisation 413
Affinage par coupellation 414
Propriétés et usages du plomb 413
Chlorure de plomb. 415
Iodure de plomb 416
Protoxyde de plomb. 416
Oxyde rouge ou minium 416
Bioxyde de plomb. 417
Sulfure de plomb 417
Azotate de plomb 418
Sulfate de plomb 418
Chromate de plomb 418
Céruse. — Généralités. 419
Méthode hollandaise 419
Procédé de Clichy 420
Procédé nouveau 421
Propriétés et usages de la céruse. 421
Caractères principaux des sels de plomb. 421
Résumé. 422
68e devoir. 424
69e devoir. 424

CHAPITRE XXIV

DU CUIVRE

État naturel 425
Métallurgie. — Le grillage. 426
Fontes pour mattes 427
Grillage de la matte 427
Fonte pour cuivre noir. 427
Raffinage du cuivre brut 427
Liquation du cuivre argentifère. 427
Propriétés et usages 428
Chlorure cuivreux. 429
Chlorure cuivrique 429
Oxyde cuivreux. 429

Oxyde cuivrique 430
Sulfate de cuivre 430
Caractères des sels de cuivre. 431
Résumé. 432
70e devoir. 432
71e devoir. 433

CHAPITRE XXV

DU MERCURE

État naturel.. 434
Métallurgie. — Méthode suivie à Almaden. 334
Méthode à Idria. 434
Propriétés et usages. 436
Chlorure mercureux. 437
Chlorure mercurique. 438
Iodure mercureux. 438
Iodure mercurique. 439
Oxyde mercureux. 439
Oxyde mercurique. 439
Sulfure mercurique. 439
Azotate mercureux. 440
Caractères des sels de mercure. 440
Résumé.. 441
72e devoir. 442

CHAPITRE XXVI

DE L'ARGENT

État naturel. 443
Métallurgie. — Chloruration. Amalgamation. 443
Coupellation. 445
Propriétés. 445
Chlorure d'argent. 447
Oxyde d'argent. 447
Azotate d'argent. 448
Caractères. 448
Résumé.. 449
73e devoir. 449

CHAPITRE XXVII

DE L'OR

État naturel 450
Extraction. — Lavage à la main 450
Lavage mécanique 450
Amalgamation 451
Propriétés 451
Chlorure aurique 1 452
Pourpre de Cassius 452
Essai au touchau des alliages d'or 452
Caractères des sels d'or 452
Résumé 453
74e devoir 453

CHAPITRE XXVIII

DU PLATINE

État naturel, extraction 454
Propriétés 454
Bichlorure de platine 454
Tétrachlorure de platine 455
Caractères des sels de platine 455
Résumé 455
75e devoir 455
Problèmes de récapitulation 456
Problèmes donnés aux épreuves écrites du diplome d'enseignement secondaire spécial 458
Problèmes donnés aux épreuves écrites du baccalauréat ès sciences a Lille 459

LIVRE III

CHIMIE ORGANIQUE

CHAPITRE PREMIER

MATIÈRE ORGANIQUE, ANALYSE, SYNTHÈSE

Chimie organique des éléments. 461
Groupement atomique. 461
Analyse intermédiaire et élémentaire. 462
Analyse intermédiaire de la cellulose. 463
Analyse intermédiaire par oxydation. 465
Synthèse naturelle. 467
Synthèse directe de composés organiques. 467
Synthèse de composés organiques par réduction. 469
Résumé 469
76e devoir 470

CHAPITRE II

CLASSIFICATION DES SUBSTANCES ORGANIQUES ; MOLÉCULES, LEUR VOLUME

Généralités. Fonction chimique. 471
Classification. 471
Molécules. — Leur existence. 573
Leur petitesse. Leur forme. Leur poids. 473
Leur volume. 473
Leur modification. 476
Résumé 476
77e devoir 477

CHAPITRE III

CARBURES D'HYDROGÈNE, LEUR CLASSIFICATION ; RADICAUX

Généralités. 478
Classification. 478

Hydrures. 480
Radicaux. —Leur fonction. 480
Radicaux monoatomiques. 480
Radicaux diatomiques, triatomiques, etc. 480

Résumé 481

78e devoir 481

CHAPITRE IV

CARBURES DE LA PREMIÈRE SÉRIE

Généralités. 482
Hydrure méthylique. — Historique et état naturel. 482
Synthèse et production. 583
Préparation. 484
Propriétés. 484
Analyse. 486
Hydrure d'éthyle. — Historique et production. 486
Préparation. 487
Propriétés. 487
Pétroles. — Historique et extraction. 487
Composition des pétroles bruts. 487
Propriétés. Distillation. 489
Usages et dangers. 489
Paraffine. — Historique et extraction. 490
Propriétés et usages. 490

Résumé. 491

79e devoir 492

CHAPITRE V

CARBURES DE LA DEUXIÈME SÉRIE

Généralités. 493
Éthylène. — Historique et production. 493
Préparation. 494
Propriétés. 495
Propylène. — Formation et propriétés. 496
Butylène. — Formation et propriétés. 496
Amylène. — Formation. Propriétés. 497

Résumé. 497

80e devoir 598

CHAPITTE VI

CARBURES DE LA TROISIÈME SÉRIE

Généralités. 499
Acétylène. — Formation. 499
Propriétés. 500
Allylène. — Propriétés. 500
Résumé 501
81 devoir. 501

CHAPITRE VII

CARBURES DE LA QUATRIÈME SÉRIE

Généralités. 502
Térébenthène. — Propriétés. 502
Térébenthine. — État naturel. Propriétés. 503
Essences. — Propriétés 503
Résumé 504
82e devoir. 505

CHAPITRE VIII

CARBURES DE LA CINQUIÈME SÉRIE OU SÉRIE AROMATIQUE

Généralités. 506
Benzine. — Historique et préparation. 506
Propriétés. 507
Substitutions. Isomères de la benzine. 507
Toluène. — Formation et propriétés. 509
Résumé 509
83e devoir. 510

CHAPITRE IX

CARBURES DIVERS

Styrolène. — Formation et propriétés. 511
Naphtaline. — Historique. Préparation. 511
Propriétés. 512

Anthracène. — Historique et propriétés. 512
Résumé. 513
84e devoir 513

CHAPITRE X

ALCOOLS, LEUR CLASSIFICATIO

Formation. Propriétés. 514
Alcools monoatomiques. Leur constitution. Leur classification. 515
Alcools diatomiques. Leur constitution. Leur classification. 516
Alcools triatomiques. Leur constitution. 516
Leur classification. 517
Alcools tétratomiques. 517
Alcools pentatomiques. 517
Alcools hexatomiques. Leur classification. 517
Résumé 518
85e devoir. 518

CHAPITRE XI

DE QUELQUES ALCOOLS MONOATOMIQUES

1° *Alcool méthylique.* — Historique. Formation. Préparation. 520
Propriétés. 520
2° *Alcool ordinaire.* — Historique. 521
Synthèse et analyse. 521
Formation. 522
Fermentation en général. 522
Fermentation alcoolique. 523
Distillation. 524
Eaux-de-vie. Esprits. 526
Préparation de l'alcool anhydre. 527
Propriétés et usages. 527
3° *Alcool allylique.* Propriétés. 529
Boissons fermentées. — 1° *Vin.* — Fabrication. 529
Usages. 530
2° *Bière.* — Généralités. 530
Maltage. 530
Brassage. 530
Houblonnage. 531
Fermentation. 531
Usages. 531

3° *Cidre.* — Fabrication. Usages. 532
Résumé. 532
86e devoir 533
87e devoir 533

CHAPITRE XII

DE QUELQUES ALCOOLS POLYATOMIQUES

1° *Du glycol* (*alcool diatomique*). — Préparation et propriétés. 535
De la glycérine (*alcool triatomique*). — Formation. Préparation. 535
Propriétés. 536
3° *Mannite* (*alcool hexatomique*). — État naturel et propriétés. 537
Isomères des alcools hexatomiques. — 1° *Glucose.* — État naturel et formation. 537
Fabrication industrielle. 537
Propriétés. 538
2° *Sucre ou saccharose.* — État naturel. 539
Fabrication du sucre avec la betterave. 540
Propriétés. 544
3° *Lactose ou sucre de lait.* — Préparation. Propriétés. . . 545
4° *Amidon ou matière amylacée.* — État naturel. 546
Extraction de l'amidon. 546
Gluten. 547
Extraction de la fécule. 548
Propriétés. 549
Diastase. 550
Dextrine. Sa fabrication. Ses usages. 550
Panification. — Diverses opérations. 551
5° *Gommes, mucilages, principes pectiques.* — Gommes. . . 552
Mucilages. 553
Pectose. Principes pectiques 553
Usages. 553
6° *Cellulose.* — État naturel et propriétés. 554
Bois, sa conservation. — Constitution du bois. 556
Conservation du bois. 556
Papier. — Historique. 558
Fabrication. 559
Résumé. 560
88e devoir 562
89e devoir 562
90e devoir 563

CHAPITRE XIII

PHÉNOLS

Généralités 564
Du phénol ou de l'acide phénique. — Formation 565
Propriétés 565
Usages 565
Alizarine. — Préparation 566
Propriétés 566
Usages 567
Garance. — Culture 568
Préparation 568
Résumé 568
91e devoir 569

CHAPITRE XIV

ÉTHERS, LEUR CLASSIFICATION

Définitions 570
Éthers simples, classification 570
Éthers méthyliques 570
Éthers éthyliques 571
Éthers éthyléniques ou du glycol 571
Éthers composés, leur classification 571
Éthers monoalcooliques composés 571
Éthers dialcooliques composés 571
Résumé 572
92e devoir 572

CHAPITRE XV

ÉTHERS SIMPLES

De quelques éthers méthyliques simples. — 1° *Éther méthylique.* — Préparation, propriétés 573
2° *Chloroforme.* — Formation. Propriétés. Usages 573
De quelques éthers éthyliques simples. — 1° *Éther chlorhydrique.* — Formation et propriétés 574
2° *Éther iodhydrique.* — Formation et propriétés 575
3° *Éther ordinaire.* — Historique 575
Théorie de l'éthérification 576

Préparation 577
Préparation industrielle 578
Propriétés 578
4° *Ether sulfhydrique.* — Formation et propriétés. 579
De quelques éthers éthyléniques simples. — 1° *Chlorure d'éthylène.* — Formation. Propriétés 580
2° *Ether glycolique.* — Propriétés 580
Résumé 581
93e devoir 582

CHAPITRE XVI

DES ÉTHERS DE LA GLYCÉRINE OU GLYCÉRIDES

Nomenclature 583
Glycérides naturels ou *corps gras.* — Généralités. Leurs éthers constituants 583
Stéarine. 584
Margarine 584
Oléine 584
Palmitine 585
Acides gras. 585
Savons. — Saponification 585
Fabrication 586
Usages 586
Bougies. — Fabrication. 587
Glucosides. — Généralités 589
Amygdaline. Émulsine 590
Salicine. 590
Tanin ou *acide tannique.* — État naturel. Préparation . . . 590
Propriétés 591
Tannage des peaux. — Opérations. 592
Résumé 592
94e devoir 593
95e devoir 593

CHAPITRE XVII

DE QUELQUES ÉTHERS ÉTHYLYQUES COMPOSÉS

1° *Ether azoteux* (*monoalcoolique*). — Préparations et propriétés. 595
2° *Ether azotique* (*monoalcoolique*). — Préparation et propriétés. 795

3° *Éther acétique* (*monoalcoolique*). — Préparation et propriétés 596
4° *Éther oxalique* (*dialcoolique*). — Préparation et propriétés. 597
Résumé 597
96e devoir 597

CHAPITRE XVIII

ALDÉHYDES

Formation. 598
Classification. 598
Aldéhyde ordinaire. — Formation. 599
Préparation 600
Propriétés 600
Dérivés chlorés de l'aldéhyde. 600
Chloral 601
Acétone. — Formation. Propriétés. 601
Camphre. — Formation. 602
État naturel. Préparation 602
Propriétés 602
Résumé 603
97e devoir. 604

CHAPITRE XIX

ACIDES, LEUR CLASSIFICATION

Formation. 605
Propriétés générales 605
Acides monoatomiques. Leur formation 606
Acides diatomiques. Leur formation. 606
Acides triatomiques 607
Acides tétratomiques. 607
Résumé 607
98e devoir. 608

CHAPITRE XX

DE QUELQUES ACIDES MONOATOMIQUES

1° *Acide formique*. — État naturel et formation. 609
Préparation 609

Propriétés 610
2° *Acide acétique.* — État naturel et formation 610
Fermentation acétique 611
Propriétés 611
Anhydride acétique 612
Dérivés chlorés de l'acide acétique 612
Vinaigre. — Fabrication 613
Fabrication par le procédé allemand. 613
Fabrication par la distillation du bois. 614
Propriétés. Usages. 615
Quantité d'acide acétique du vinaigre. Falsification . . . 615
Principales combinaisons de l'acide acétique. 616
Acétate de potassium. 616
Acétate de sodium. 616
Acétate de plomb. 616
Acétate de cuivre neutre 617
Acétate de cuivre bibasique. 617
3° *Acide benzoïque.* — État naturel. Propriétés. 617
Résumé 618
99e devoir. 620
100e devoir. 620

CHAPITRE XXI

DE QUELQUES ACIDES DIATOMIQUES

1° *Acide glycolique.* — Formation. Propriétés 621
2° *Acide lactique.* — Formation. Préparation. 622
Fermentation lactique 622
Fermentation butyrique. 622
Propriétés 623
3° *Acide oxalique.* — État naturel et formation 624
Préparation 624
Propriétés. Usages. 625
Oxalates. 625
4° *Acide succinique.* — État naturel et formation 626
Préparation 627
Propriétés 627
Résumé 627
101e devoir. 628

CHAPITRE XXII

DE QUELQUES AUTRES ACIDES POLYATOMIQUES

1° *Acide malique.* État naturel. Formation. Préparation. . . 629
Propriétés. 629
2° *Acide tartrique.* — État naturel. Préparation. 630
Propriétés 630
Acides tartriques isomériques 631
Tartrates. 631
3° *Acide citrique.* — État naturel. Préparation 632
Propriétés 632
4° *Acide gallique.* — État naturel. Préparation. 633
Propriétés. 634
Résumé 634
102e devoir. 634

CHAPITRE XXIII

ALCALIS OU AMMONIAQUES COMPOSÉES (AMINES)

Généralités. Classification. 636
Monamines. 636
Diamines 637
Triamines 637
Méthylamine. — Formation. Préparation 637
Propriétés 637
Éthylamine. — Préparation. Propriétés. 638
Aniline ou *phénylamine.* — Historique. Préparation 638
Propriétés 639
Dérivés de l'aniline 639
Matières colorantes. — Généralités. 640
Principales matières colorantes des substances organiques. 640
Teinture. — Généralités. 642
Teinture par immersion. 642
Mordants 643
Mordançage 643
Teinture par impression 643
Rongeants. 644
Glycolamine (*alcali animal*). Préparation 644
Propriétés. 644
Résumé 644
103e devoir 646
104e devoir 646

CHAPITRE XXIV

ALCALIS NATURELS VÉGÉTAUX OU ALCALOIDES

Généralités. Classification 647
§ I. — *Alcaloïdes de l'opium.* — I° *Morphine.* — Préparation. Propriétés 647
II° *Chlorhydrate de morphine.* — Propriétés. 648
III° *Codéine.* — Propriétés 648
IV° *Narcotine.* — Préparation. Propriétés 649
§ II. — *Alcaloïdes des quinquinas.* — I° *Quinine.* — État naturel. Propriétés. 649
II° *Sulfate de quinine.* — Propriétés. 650
III° *Cinchonine.* — Propriétés. 650
§ III. — *Alcaloïdes des strychnées.* — I° *Strychnine.* — État naturel. Propriétés. 651
II° *Brucine.* — État naturel. Propriétés. 651
§ IV. — *Alcaloïdes des solanées.* — I° *Nicotine.* — Préparation. Propriétés 652
II° *Atropine.* — Propriétés 652
Résumé 653
105e devoir 653

CHAPITRE XXV

AMIDES, SÉRIE CYANIQUE

§ I. — *Amides.* — Généralités 654
Acétamide. — Formation. Propriétés. 654
Oxamide. — Préparation. Propriétés. 655
Acide hippurique. — Préparation. Propriétés 655
§ II. — *Série cyanique.* — Généralités. 656
Cyanogène. — Historique. Préparation. Propriétés 656
Acide cyanhydrique. — Préparation. Propriétés 657
Chlorure de cyanogène liquide. — Préparation. Propriétés . 657
Chlorure de cyanogène solide. — Formation. — Propriétés. 658
Cyanures. — Généralités 658
I° *Cyanure de potassium.* — Préparation. Propriétés. . . . 659
II° *Cyanure de mercure.* — Préparation. Propriétés. . . . 659
Ferrocyanures. — Généralités 659
Ferrocyanure de potassium. Préparation. — Propriétés. . . 660
Ferrocyanure ferrique. — Formation. Propriétés 660

Ferricyanures. — Généralités 616
Ferricyanure de potassium. — Préparation. Propriétés. . . 661
Acide cyanique. — Préparation. Propriétés 662
Cyanate de potassium. — Préparation. Propriétés 663
Cyanate d'ammonium. — Préparation. Propriétés 663
Sulfocyanate de potassium. — Propriétés 663
Urée. — État naturel, formation et préparation. 664
Propriétés 664
Urées composées 665
Acide urique.. — État naturel. Préparation 665
Propriétés 665
Indigo. — État naturel. Extraction 666
Propriétés 667
Résumé 667
106e devoir 669
107e devoir 669
108e devoir 669

CHAPITRE XXVI

MATIÈRES ALBUMINOIDES

Généralités. 671
Propriétés physiques. 671
Propriétés chimiques. 672
Albumine, œuf. — Albumine. 672
Œuf 673
Caséine, lait. — Caséine. 674
Lait. 674
Présure 675
Beurre 676
Fromage. 677
Fibrine. — Fibrine. 677
Chair musculaire 678
Transformation des matières albuminoïdes. — Digestion . . 679
Ferments solubles : Ptyaline, Pepsine, Pancréatine 679
Produits de la transformation utiles à l'assimilation. . . . 680
Sang. 680
Gélatine. Colle 681
Chondrine 682
Produits de désassimilation 682
Putréfaction et conservation des matières albuminoïdes. —
Putréfaction 682
Désinfectants. 682
Agents antiputrides 683
Résumé 684

109e devoir 686
110e devoir 686
111e devoir 687

CHAPITRE XXVII

ALIMENTATION

énéralités 688
Aliments azotés 688
Aliments hydrocarburés 688
Aliments salins; boissons 689
Aliments tirés du règne animal 689
Aliments d'origine végétale 689
Nutrition de l'homme 689
Équivalents nutritifs 690
Nutrition des animaux 692

Résumé 695

112e devoir 695

Problèmes sur les rations d'entretien, de travail et d'engraissement des bestiaux 696
Problèmes donnés à l'épreuve écrite de divers examens 699
Sujets donnés à traiter à divers examens 706
Baccalauréat ès science, examen oral; questions faites aux candidats par les examinateurs 718

CHAPITRE XXVIII

MANIPULATIONS CHIMIQUES

Corps solides. — Essais préliminaires. — Premier essai . . . 721
Deuxième essai 723
Recherche de la base d'un sel en solution. — Acidité. Alcalinité 724
Premier essai 725
Deuxième essai 726
Troisième essai 727
Quatrième essai 727
Cinquième essai 727
Recherche de l'acide d'un sel en solution. — Exercices préliminaires 728
Moyen de rendre soluble un sel insoluble 728
Premier essai 729
Deuxième essai 729
Troisième essai 730
Quatrième essai 731

Coulommiers. — Imp. Paul BRODARD. — 207-95.


KÓRNICKA
BIBLIOTEKA

BIBLIOTEKA KÓRNICKA
121322



32