

PODSTAWY CHEMII OGÓLNEJ

ĆWICZENIA LABORATORYJNE

Romualda Bregier-Jarzębowska, Renata Jastrząb,
Lechosław Łomozik, Anna Gąsowska

PODSTAWY CHEMII OGÓLNEJ

**ĆWICZENIA
LABORATORYJNE**

Poznań 2004

Recenzent

Prof. dr hab. Andrzej Sobczyński

Współpraca przy przygotowaniu ćwiczeń:

Renata Bijpost, Leszek Bolewski, Jakub Grajewski, Piotr Kirszensztejn,
Mieczysław Kozłowski, Violetta Patroniak, Agnieszka Szymkowiak

ISBN 83-920415-0-X

Kilkunastoletnie doświadczenia w kontaktach z młodzieżą rozpoczynającą studia chemiczne, znajomość ich problemów, ocena stopnia wiedzy wybranej dyscypliny, upoważnia nas do zaproponowania zestawu ćwiczeń laboratoryjnych adekwatnych do potrzeb słuchaczy, które optymalnie odpowiadają wymogom programowym początkowego etapu edukacji chemicznej na Uniwersytecie. Poziom nauczania w szkołach średnich jest wyraźnie zróżnicowany, co wymaga opracowania takiego programu studiów, aby możliwie szybko wyrównać zakres wiadomości. Podstawy chemii to pierwszy przedmiot z grupy dyscyplin podstawowych, z którymi spotyka się student rozpoczynający zajęcia na Wydziale Chemii UAM. Przedmiot nasz ma charakter wprowadzający i jest traktowany jako wstęp do chemii nieorganicznej, organicznej i fizycznej, realizowany nie tylko dla wspomnianego wyżej wyrównania poziomu wiedzy chemicznej słuchaczy, ale przede wszystkim dla umożliwienia zrozumienia chemii, dla pokonania barier, z którymi słuchacze spotkali się często w szkole średniej. Tłumaczenie problemów chemii i dyskusja na temat ogólnych zależności i teorii, zamiast podawania faktów o charakterze encyklopedycznym (czego i tak w pewnym stopniu nie da się uniknąć) jest zasadniczym celem w procesie nauczania. Cel ten decyduje zarówno o zakresie programowym, jak i o wyborze metod pracy. Rezygnacja z ilościowego opisu zagadnienia, a w niektórych wypadkach nawet uproszczenie problemów, co wcale nie musi grozić ich zniekształceniem, ma na celu zbliżenie chemii do studenta. Nabyta wiedza służyć ma jako podstawa do dalszej pracy z kolejnymi przedmiotami.

Wykład, ćwiczenia rachunkowe, proseminarium i przede wszystkim ćwiczenia laboratoryjne, to kolejne kroki zapewniające, w zamyśle realizujących program nauczycieli akademickich, poznanie podstaw chemii. Zajęcia w pracowni chemicznej ilustrują praktycznie diskutowane zagadnienia.

Zaproponowany skrypt stanowi rodzaj przewodnika, który ma ułatwić pierwszy z reguły kontakt studenta z zajęciami w pracowni i poruszanie się słuchacza w labiryncie laboratorium chemicznego. Materiały podzielone zostały na dwie części. W pierwszej, wprowadzającej (ćwiczenia oznaczone zostały numerami rzymskimi od I do V) przygotowane zostały zadania dotyczące zapoznania się ze sprzętem laboratoryjnym, czynnościami w laboratorium i podstawowymi technikami pracy. Druga grupa ćwiczeń koresponduje już bezpośrednio z zagadnieniami chemii prezentowanymi na wykładach, diskutowanymi podczas proseminarium i w czasie ćwiczeń rachunkowych. Przykładem mogą być tutaj zajęcia dotyczące układu okresowego, szczególnie zaś relacji między położeniem pierwiastka w tablicy Mendelejewa, a jego właściwościami. W tekście podany jest cel wykonywanego ćwiczenia oraz dokładny opis części doświadczalnej. Skrypt nie tłumaczy bezpośrednio podstaw teoretycznych, wskazuje jedynie zakres materiału, który student powinien przygotować przed rozpoczęciem poszczególnych zajęć. W tym fragmencie tekstu proponuje się także podręczniki, w których wymagane zagadnienia są opisane.

Na końcu każdego z ćwiczeń, autorzy skryptu wprowadzają rozwiązanie nawiązujące do skryptów z innych krajów, polegające na umieszczeniu odpowiednich rubryk i tabel, w których student zapisuje obserwacje, prowadzi analizę uzyskanych wyników i prezentuje wnioski dotyczące wykonywanych doświadczeń. Ponadto, w skrypcie dołączono regulamin pracowni, wymogi BHP oraz zasady uzyskania przez studenta zaliczenia.

Lechośław Łomozik

Poznań, czerwiec 2004 r.

Spis treści

| | | |
|-----|---|-----|
| | Regulamin Pracowni | 5 |
| | Warunki zaliczenia | 6 |
| | Bezpieczeństwo pracy w laboratorium Podstaw Chemii | 7 |
| I | Podstawowy sprzęt laboratoryjny | 15 |
| II | Podstawowe techniki pracy laboratoryjnej: ważenie, strącanie osadów, sączenie, prażenie | 19 |
| III | Podstawowe techniki pracy laboratoryjnej: ogrzewanie i stapianie | 23 |
| IV | Podstawowe techniki pracy laboratoryjnej: oczyszczanie substancji przez destylację, ekstrakcję | 29 |
| V | Mianowane roztwory kwasów i zasad: miareczkowanie -jedna z podstawowych technik w chemii analitycznej | 35 |
| 1 | Układ okresowy pierwiastków: właściwości chemiczne pierwiastków 3 okresu. Cz. I | 40 |
| 2 | Układ okresowy pierwiastków: właściwości chemiczne pierwiastków 3 okresu. Cz. II | 48 |
| 3 | Właściwości związków kompleksowych | 56 |
| 4 | Katalityczne oznaczanie śladów miedzi | 64 |
| 5 | Chemia związków chromu: reakcje utleniająco-redukcyjne, amfoteryczność | 70 |
| 6 | Prawo działania mas i reguła przekory | 76 |
| 7 | Ustalanie wzorów elementarnych związków miedzi z siarką i ołowiu z chlorem | 85 |
| 8 | Otrzymywanie chloru; właściwości chloru i jodu | 89 |
| 9 | Związki kompleksowe Co^{2+} i Ni^{2+} z etylenodiaminą | 96 |
| 10 | Szereg napięciowy metali | 100 |
| 11 | Wyznaczanie Iloczynu rozpuszczalności octanu srebra | 106 |
| 12 | Ilościowe oznaczanie składu mieszaniny chloranu(V) potasu i chlorku potasu. Rozdział substancji w układzie ciało stałe - ciało stałe | 113 |
| 13 | Dysocjacja mocnych i słabych elektrolitów | 118 |
| 14 | Równoważniki w reakcjach utleniająco-redukcyjnych | 125 |
| 15 | Kataliza i kinetyka chemiczna | 131 |
| 16 | Wyznaczanie równoważnika chemicznego i masy atomowej magnezu i cyny | 137 |
| 17 | Wyznaczanie stałej dysocjacji słabego kwasu organicznego | 142 |
| 18 | Sprawdzenie prawa stałych stosunków wagowych w reakcjach miedzi z jodem | 148 |
| 19 | Elektroliza | 154 |
| 20 | Egzo- i endotermiczne procesy fizykochemiczne | 158 |
| 21 | Wyznaczanie liczby Avogadra | 163 |
| 22 | Struktura a właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków i związków chemicznych | 177 |

REGULAMIN PRACOWNI

1. Obecność na zajęciach jest obowiązkowa – usprawiedliwienie nieobecności następuje po okazaniu zwolnienia lekarskiego najdalej w dwa tygodnie po terminie ćwiczeń. Inne usprawiedliwienia powinny być przekazane prowadzącemu przed zajęciami.
2. Każdej parze studentów przydzielona jest szafka z odpowiednim zestawem sprzętu przyjętym na podstawie rewersu. Studenci odpowiadają za pozostawiony do ich dyspozycji sprzęt. Ewentualne dodatkowe wyposażenie pobierane jest podczas poszczególnych ćwiczeń od laboranta. Wszystkie braki i uszkodzenia zgłasza się u laboranta przed rozpoczęciem ćwiczeń. Klucze do szafek pobiera się i zdaje w dniu ćwiczenia. Po semestralnym cyklu zajęć szafki zdawane są u laboranta.
3. Prawo do rozpoczęcia całego cyklu ćwiczeń laboratoryjnych studenci uzyskują po zaliczeniu krótkiego kursu dotyczącego problemów bezpieczeństwa i higieny pracy, który odbywa się podczas pierwszego spotkania na pracowni. Każdego ze studentów obowiązuje zdanie kolokwium z zasad BHP.
4. Każde ćwiczenie rozpoczyna się sprawdzeniem znajomości teoretycznych i praktycznych zagadnień dotyczących zajęć.
5. Zabrania się przebywania w laboratorium bez ochronnej odzieży osobistej. Fartuch ochronny powinien być wymiarowy i zapięty na guziki. W czasie przebywania na pracowni student zobowiązany jest do noszenia okularów ochronnych – ich brak może spowodować usunięcia studenta z pracowni bez możliwości kontynuacji ćwiczenia.
6. Zabrania się spożywania na pracowni jakichkolwiek posiłków (w tym żucia gumy), palenia tytoniu oraz korzystania z telefonów komórkowych.
7. Wskazana jest daleko posunięta ostrożność przy korzystaniu ze źródeł prądu elektrycznego - otoczenie źródła prądu powinno być utrzymane w stanie suchym. Nie wolno włączać i wyłączać źródeł prądu mokrymi rękoma.
8. Wszystkie zauważone usterki należy zgłosić laborantowi lub osobie prowadzącej zajęcia dydaktyczne.
9. Student wykonujący eksperyment ma obowiązek dokładnego zaznajomienia się z teoretycznymi możliwościami jego przebiegu. Należy przedsięwziąć wszystkie środki ostrożności dla uniknięcia niepożądanego przebiegu procesu.
10. Wymaga się przestrzegania ładności i czystości na stanowisku pracy. Substancje i ich roztwory powinny być przechowywane w odpowiednich naczyniach.
11. Żadnych roztworów nie wolno pipetować ustami.
12. Każde wyjście z pracowni musi być zgłaszane obecnemu na sali opiekunowi. Nie wolno opuszczać stanowiska pracy w trakcie trwającego eksperymentu.

WARUNKI ZALICZENIA

1. Podczas każdej pracowni student oceniany jest w 5-punktowej skali ocen za wiedzę teoretyczną i 3-punktowej za wykonanie ćwiczenia (maksymalnie 8 punktów za każde ćwiczenie). Dodatkowe kolokwia oceniane są w skali 5-punktowej.
2. Brak wystarczającej wiedzy związanej z wykonaniem ćwiczenia upoważnia prowadzącego do niedopuszczenia studenta do wykonania praktycznej części ćwiczenia.
3. Student zobowiązany jest przedstawić prowadzącemu efekty doświadczeń (preparaty, próbówki i zlewki z uzyskanymi roztworami itp.)
4. Opracowanie ćwiczenia należy przedstawić prowadzącemu w terminie jego wykonania lub w szczególnym przypadku na kolejnych zajęciach. Brak zaliczenia w w/w czasie spowoduje odjęcie punktów za wykonanie ćwiczenia.
5. Student ma prawo odrobić usprawiedliwione nieobecności w terminach wyznaczonych przez prowadzącego.
6. Warunkiem uzyskania zaliczenia jest otrzymanie 60% z maksymalnej ilości punktów, będącej sumą punktów otrzymanych za wykonanie wszystkich ćwiczeń oraz punktów za dodatkowe kolokwia. Skala ocen określająca wymogi dla uzyskania poszczególnych ocen podawana jest na zajęciach organizacyjnych.

BEZPIECZEŃSTWO PRACY W LABORATORIUM PODSTAW CHEMII OGÓLNEJ

W celu zapewnienia bezpiecznego i sprawnego przebiegu ćwiczeń laboratoryjnych każdy student rozpoczynający zajęcia powinien zapoznać się z obowiązującymi zasadami pracy i bezpieczeństwa.

Na pracowni Podstaw Chemii należy przestrzegać następujące reguły:

- należy zapoznać się z lokalizacją wyjść przeciwpożarowych, gaśnic, kąpielni pierwszej pomocy, w którym znajduje się: apteczka, spis numerów telefonów miejskich służb pomocy, instrukcja udzielania pierwszej pomocy, specjalistyczna aparatura do płukania oczu oraz podstawowe substancje chemiczne służące do neutralizacji rozlanych lub rozsypanych niebezpiecznych związków chemicznych
- każdy student powinien być ubrany w fartuch ochronny (czysty i zapięty)
- każdy student bezwzględnie powinien nosić przez cały czas zajęć okulary ochronne
- należy przestrzegać porządku: na stołach laboratoryjnych, w przejściach między stołami i na podłodze
- nie należy spożywać posiłków (możliwość przyjęcia z pokarmem substancji toksycznych)
- nie wolno palić papierosów (niebezpieczeństwo wzniesienia pożaru)
- nikt nie powinien pracować sam w laboratorium
- należy stosować się do poleceń osób prowadzących zajęcia i laborantów
- materiały odpadkowe należy gromadzić w przeznaczonych do tego i odpowiednio oznaczonych pojemnikach
- należy sygnalizować każdą niebezpieczną sytuację i zdarzenie
- należy zgłaszać osobom prowadzącym zajęcia zamiar wyjścia z pracowni

Postępowanie w wypadku zaistnienia niebezpieczeństwa

W trakcie pracy laboratoryjnej możemy spotkać się z nagłymi i nieprzewidywanymi zdarzeniami np. pożar, porażenie prądem czy bezpośredni kontakt z substancjami chemicznymi, które mogą okazać się dla nas niebezpieczne. W takich sytuacjach należy natychmiast powiadomić osobę prowadzącą zajęcia lub laboranta, zachować spokój, rozsądek i pełną gotowość do niesienia pomocy poszkodowanemu oraz działań ratunkowych. Należy także zabezpieczyć miejsce zdarzenia, a w groźniejszych wypadkach konieczne jest wezwanie fachowej pomocy lekarskiej.

• **Pożary**

- **instalacji elektrycznej:** odłączyć źródło prądu elektrycznego; przy gaszeniu nie wolno używać wody, gaśnic pianowych i hydronetek; należy stosować gaśnice śniegowe
- **płonąca odzież:** nie dopuścić, aby osoba w palącej się odzieży biegała i rozniecała ogień; jeżeli płonącej odzieży np. fartucha laboratoryjnego nie można szybko zdjąć ofiarę wypadku należy położyć na podłodze i zdusić płomień kocem przeciwpożarowym lub kawałkiem grubej tkaniny i postępować jak przy oparzeniach
- **płonące odczynniki:** wyłączyć znajdujące się w sąsiedztwie palniki gazowe oraz źródła prądu; usunąć uszkodzonych w bezpieczne miejsce i przystąpić do gaszenia ognia

Mały płomień np. płonąca ciecz w zlewce, można ugasić przykrywając naczynie wilgotnym ręcznikiem, ścierką czy większą zlewką odcinając dopływ powietrza.

Przy gaszeniu pożaru wodę należy używać tylko w razie zapalenia się cieczy mieszającej się z wodą (np. alkohol, aceton, pirydyna itd.). W innych przypadkach należy używać koca gaśniczego, piasku czy odpowiednich gaśnic np. śniegowych

W przypadku zapalenia się siarkowodoru należy używać następujące środki gaśnicze: dwutlenek węgla, woda, proszki gaśnicze. Jako środek neutralizujący można stosować chlorek żelaza (III), mieszaninę siarczanu (VI) żelaza (III) z wapnem, którą dodaje się także do ścieków zawierających siarkowodor. Można również używać roztwory silnie alkaliczne.

- **Zranienia**

- **skaleczenia powierzchowne:** sprawdzić czy w ranie nie ma widocznych kawałków szkła lub innych przedmiotów, przemyć ranę środkiem odkażającym i lekko zabandażować

- **skaleczenia głębokie:** jeżeli w ranie tkwią obce przedmioty należy unieść zranioną część ciała do góry, zatamować krwawienie przez zewnętrzny ucisk, nałożyć na ranę opatrunek; nie wolno uciskać naczyń krwionośnych i stosować opasek uciskowych; wezwać koniecznie lekarza

- **szkło w oku:** zranionego oka nie przemywać i nie usuwać szkła, uszkodzonego pozostawić w bezruchu, zabandażować lekko oko i natychmiast wezwać lekarza.

- **Oparzenia i zatrucia**

- **termiczne:** miejsca oparzenia należy natychmiast ochłodzić w strumieniu zimnej wody co najmniej przez 10-15 minut. Po schłodzeniu usunąć z oparzonego miejsca wszystkie uciskające przedmioty (pierścionki, zegarki, paski, buty itp.) oparzenia zakryć sterylnym opatrunkiem i lekko zabandażować; nie stosować opatrunków samoprzylepnych, maści i nie przekłuwać pęcherzy

- **prądem elektrycznym:** należy niezwłocznie odłączyć dopływ prądu i odciągnąć osobę porażoną od źródła porażenia; jeżeli jest to konieczne trzeba zastosować sztuczne oddychanie; uszkodzonego powinno się okryć kocem, zapewnić spokój i wezwać lekarza

- **związkami chemicznymi:** wiele związków stosowanych w laboratorium chemii nieorganicznej ma właściwości trujące. Chemik powinien zatem dokładać wszelkich starań, aby zabezpieczyć się przed możliwością zatrucia i starannie unikać wdychania wszystkich par i pyłów oraz kontaktu cieczy i substancji stałych ze skórą.

W przypadku bezpośredniego kontaktu z substancjami chemicznymi najczęstszymi drogami zagrożenia są: skóra, układ oddechowy, układ pokarmowy. W zależności od formy ekspozycji i rodzaju działającej substancji chemicznej zaleca się różne sposoby pomocy.

| | Charakterystyka | Pierwsza pomoc |
|---|--|---|
| Mocne kwasy | | |
| <p>kwaz azotowy, kwaz solny, kwaz siarkowy, kwaz bromowodorowy, kwaz fluorowodorowy, kwaz nadchlorowy</p> | <p>Większość mocnych kwasów nieorganicznych reaguje gwałtownie z zasadami wydzielając przy tym bardzo szkodliwe opary. Podczas mieszania kwasów z wodą należy zachować szczególną ostrożność. Kwaz należy wlewać do zimnej wody cienkim strumieniem, żeby zapobiec pryskaniu kwasu.</p> | <p>- przy zatruciach inhalacyjnych należy poszkodowanego wyprowadzić z miejsca narażenia; zapewnić spokój, ułożyć w wygodnej pozycji; chronić przed utratą ciepła; w razie duszności podawać tlen</p> <p>- przy skażeniu skóry należy zdjąć odzież, obmyć skórę dużą ilością chłodnej bieżącej wody; nie należy stosować mydła i środków zobojętniających; na miejsce oparzenia założyć jałowy opatrunek i zapewnić pomoc chirurgiczną</p> <p>- skażone oczy należy płukać przez 15 minut delikatnym strumieniem chłodnej wody; konieczna jest konsultacja okulistyczna</p> <p>- przy zatruciu drogą pokarmową nie należy prowokować wymiotów; do wypicia podać mleczko magnezowe, białko jaj kurzych lub mleko; nie podawać środków zobojętniających</p> <p>- w przypadku pożaru gasić wodą lub pianą albo proszkiem w zależności od substancji znajdujących się w pobliżu, we wszystkich przypadkach wydzielają się niebezpieczne tlenki, w kontakcie z metalami wydziela się wodór i istnieje niebezpieczeństwo wybuchu, kwaz nadchlorowy jest promotorem ognia i należy trzymać go z daleka od materiałów łatwopalnych, przy gaszeniu stosować odzież ochronną i aparat tlenowy</p> |
| Mocne zasady i amoniak | | |
| <p>wodorotlenek potasu, wodorotlenek sodu, tlenek wapnia amoniak</p> | <p>Wodorotlenek potasu, wodorotlenek sodu czy tlenek wapnia reagują gwałtownie z kwasami, a przy ich zetknięciu się z wodą wydziela się ciepło.</p> <p>Amoniak jest substancją drażniącą i żrącą. Działa na błony śluzowe oczu oraz górnych dróg oddechowych. Wywołuje ból gardła, chrypkę, może spowodować zapalenie oskrzeli i płuc. Wypicie roztworu amoniaku powoduje głębokie oparzenia przewodu pokarmowego.</p> | <p>- w wypadku zatruc inhalacyjnych poszkodowanego należy wyprowadzić z miejsca narażenia, zapewnić spokój i ułożyć w wygodnej pozycji; chronić przed utratą ciepła; w razie duszności podawać tlen</p> <p>- przy skażeniu skóry trzeba zdjąć odzież, obmyć skórę dużą ilością chłodnej bieżącej wody; jeżeli są oparzenia nie należy stosować mydła i środków zobojętniających; założyć na oparzenia jałowy opatrunek i zapewnić pomoc chirurgiczną</p> <p>- skażone oczy płukać przez 15 minut dużą ilością bieżącej wody; bezwzględnie konieczna jest konsultacja okulistyczna</p> <p>- przy zatruciu drogą pokarmową podać do wypicia sok z cytryny lub pomarańczy, rozcieńczony roztwór kwasu mlekowego lub cytrynowego, białko jaj kurzych, ewentualnie mleko; niczego nie podawać doustnie; nie podawać środków zobojętniających oraz nie prowokować wymiotów</p> <p>- w przypadku pożaru gasić w zależności od substancji znajdujących się w pobliżu (NaOH - gasić proszkiem CO₂, amoniak - wodą i gaśnicami pianowymi), brak specjalnych zagrożeń, tylko w przypadku amoniaku występuje zagrożenie wydzielania się niebezpiecznych par, ulatnianie par powstrzymywać rozpyloną wodą, zbiorniki schładzać wodą</p> |
| Silnie toksyczne substancje stałe: | | |
| <p>związki rtęci, arsenu, cyjanki</p> | <p>Rtęć jest jedynym pierwiastkiem metalicznym występującym w stanie ciekłym w temperaturze pokojowej. Jest odporna na działanie stęż. HCl, rozc. H₂SO₄ i innych kwasów nieutleniających. Reaguje już w normalnej</p> | <p>- przy zatruciu inhalacyjnym rtęcią należy poszkodowanego wyprowadzić z miejsca zagrożenia; zapewnić spokój i ułożyć w wygodnej pozycji</p> <p>- skażenie skóry nie wymaga leczenia</p> <p>- przy oparzeniu skóry gorącą rtęcią należy</p> |

| | | |
|---|---|--|
| | temp. z siarką, chlorem, bromem i jodem. Zatrucie parami rtęci powoduje ostre zapalenie dróg oddechowych i niewydolność krążenia. | <p>założyć na poparzone miejsce jałowy opatrunek</p> <p>- przy zatruciu drogą pokarmową podać łagodny środek przeczyszczający, np. 50cm³ płynnej parafiny lub 15g tiosiarczanu sodu w ½ szklanki ciepłej wody; podać środek wymiotny: łyżeczka musztardy lub łyżka soli kuchennej rozpuszczonej w szklance ciepłej wody; w przypadku zatrucia cyjankami podać odtrutkę – wodorotlenek żelaza(II), można podać 200-300g 0,1% wody utlenionej lub 10% roztwór Na₂S₂O₃; wskazana jest kontrola lekarska</p> <p>- rozlaną rtęć należy dokładnie zebrać a pozostałość posypać aktywnym węglem jodowanym, sproszkowaną siarką z sodą lub pyłem cynkowym; na mokro zmyć roztworem wapna chlorowanego, a po 2 dniach roztworem Na₂S</p> <p>- w przypadku soli rtęci i arsenu gasić pożar w zależności od substancji znajdujących się w pobliżu, cyjanków NIE GASIĆ wodą, stosować indywidualne aparaty tlenowe z powodu wydzielających się niebezpiecznych gazów (pary rtęci w przypadku jej soli lub HCN przy cyjankach)</p> |
| Niebezpiecznie toksyczne gazy | | |
| tlenek węgla | Gaz duszący, łączy się z hemoglobiną krwi w wyniku czego powstaje karboksyhemoglobina (trwalszy związek od oksyhemoglobiny); w rezultacie zablokowania hemoglobiny następuje głód tlenowy organizmu i w końcowym przypadku śmierć) | - przy zatruciu inhalacyjnym poszkodowanego należy wynieść z miejsca zagrożenia (ratujący musi być w masce); zapewnić bezwzględny spokój ułożyć w wygodnej pozycji (bezruch - wysiłek może spowodować obrzęk płuc); chronić przed utratą ciepła; utrzymać drożność dróg oddechowych; w razie duszności podawać tlen (w przypadku zatrucia chlorem podawać tlen bez dodatku CO ₂ ponieważ tworzy ona z chlorem fosgen) |
| chlor | Jest gazem drażniącym i duszącym, w zetknięciu z wilgotną powierzchnią błon śluzowych powstaje kwas podchlorawy, chlorowodór, wolne rodniki tlenowe i inne związki chlorowe o silnym działaniu biologicznym | - skażoną skórę i oczy należy płukać przez 10-15 minut dużą ilością bieżącej i chłodnej wody; wezwać lekarza |
| fluor, cyjanowodór, fluorowodór, siarkowodór, dwutlenek azotu | <p>Fluor i fluorowodór są gazami żrącymi mogącymi przenikać przez skórę powodując głębokie martwice, działającymi bezpośrednio na komórki blokując Ca, działanie enzymów, oddychanie tkankowe przemianę węglowodanów, lipidów. Cyjanowodór jest gazem szybko wchłaniającym się przez skórę, płuca i układ pokarmowy. Hamuje układ enzymatyczny, uniemożliwiając oddychanie komórkowe, ekspozycja na gaz powoduje utratę przytomności, porażenie układu oddechowego i zatrzymanie akcji serca.</p> <p>Siarkowodór to gaz o charakterystycznym zapachu przy niskich stężeniach, przy dużych bezzapachowy, powoduje podrażnienie dróg oddechowych i oczu, łatwo wchłania się z płuc blokując oddychanie komórkowe, działanie enzymów, uszkodzając nerwy obwodowe i układ krwionośny.</p> <p>Dwutlenek azotu jest gazem drażniącym, powodującym zmiany w układzie oddechowym i krążenia, powodując duszności, wymioty, przy</p> | <p>- przy zatruciu tlenkiem węgla (czad) osobie przytomnej można podać do picia herbatę lub czarną kawę; jeśli osoba poszkodowana jest nieprzytomna to nie podajemy żadnych środków doustnych</p> <p>- środki gaśnicze dla siarkowodoru: dwutlenek węgla, woda, proszki gaśnicze; jako środek neutralizujący można stosować chlorek żelazowy, mieszaninę siarczanu (VI) żelaza (III) z wapnem. Można też stosować roztwory silnie alkaliczne; w przypadku chloru nie stosować wody, jest silnym utleniaczem i w przypadku pożaru wydziela niebezpieczne gazy, we wszystkich przypadkach należy stosować odzież ochronną i indywidualny aparat tlenowy</p> |

| | | |
|---|---|--|
| | dużym stężeniu utratę przytomności i ostrą niewydolność układu oddechowego i krążenia. | |
| Niebezpiecznie toksyczne i silnie drażniące ciecze | | |
| brom, kwas fluorowodorowy | Brom działa silnie drażniąco i żrąco na błony śluzowe i skórę; ma właściwości kumulatywne; wchłania się do ustroju przez skórę, drogi oddechowe i przewód pokarmowy. Kwas fluorowodorowy jest cieczą żrącą o działaniu takim jak jego gazowy odpowiednik, który został opisany powyżej. | <ul style="list-style-type: none"> - w przypadku kontaktu z bromem należy usunąć poszkodowanego ze strefy zagrożenia, zdjąć skażoną odzież i zapewnić dopływ świeżego powietrza; konieczne jest zapewnienie spokoju i bezruchu (groźba obrzęku płuc), utrzymania drożności dróg oddechowych oraz ciepłoty ciała - przy zatruciu doustnym osobie przytomnej możliwie jak najszybciej należy podać do wypicia 2-4 szklanki wody i prowokować wymioty - skażoną skórę i oczy płukać dużą ilością bieżącej wody; należy wezwać lekarza - rozlany ciekły brom dokładnie spłukujemy wodą, a następnie neutralizujemy roztworem kwaśnego węgla sodowego dodając środek neutralizujący porcjami; można też stosować sodę lub zmielony wapień - brom i kwas fluorowodorowy (gasić w zależności od substancji znajdujących się w pobliżu) są niepalne, w przypadku pożaru brom wydziela niebezpieczne pary cięższe od powietrza, a kwas fluorowodorowy gazowy HF, ratownicy powinni być w odpowiednich kombinezonach i aparatach tlenowych, kwas fluorowodorowy w kontakcie z metalami wydziela wodór, co może doprowadzić do wybuchu, pojemniki z kwasem w razie pożaru chłodzić strumieniem wody z pewnej odległości, nie dopuścić do dostania się do wód powierzchniowych i gruntowych |
| Nafta | Jest cieczą łatwopalną o specyficznym zapachu, łatwo wchłania się z dróg oddechowych oraz przez skórę, rozpuszcza lipidy, a więc neurony oraz błony komórkowe prowadząc do uszkodzenia układu nerwowego, drgawek i w skrajnych przypadkach śpiączki. | <ul style="list-style-type: none"> - w przypadku zatruc inhalacyjnych należy poszkodowanego wyprowadzić z miejsca zagrożenia; zapewnić spokój, ułożyć w wygodnej pozycji - przy skażeniu skóry niezwłocznie zdjąć odzież, obmyć skórę dużą ilością wody z mydłem; skonsultować się z dermatologiem w razie objawów podrażnienia skóry - skażone oczy płukać przez 15 minut dużą ilością wody - przy zatruciu drogą pokarmową niezwłocznie po połknięciu poszkodowany powinien sam sprowokować wymioty (później nie prowokować wymiotów); podać do wypicia ok. 150 cm³ płynnej parafiny; nie podawać mleka, tłuszczów i alkoholu; wezwać lekarza |
| Fosfor | Substancja samozapalna w powietrzu, bardzo trująca | <ul style="list-style-type: none"> - skażoną skórę zmywać dużą ilością wody - przy zatruciu doustnym osobie przytomnej zastosować płukanie żołądka (przez kolejne podawanie płynów i prowokowanie wymiotów); w cięższych przypadkach należy podawać co 10 minut 1 łyżeczkę 1% roztworu siarczanu (VI) miedzi (II) aż do wywołania wymiotów, a następnie 200-300cm³ oleju parafinowego; zapewnić ciepło i spokój; wezwać lekarza - gaszenie polega na odcięciu dopływu powietrza; środki gaśnicze – woda, piasek, piana |
| Sód | Substancja silnie higroskopijna, która powoduje w kontakcie ze skórą oparzenia a przy dostaniu się do oka może spowodować utratę wzroku, przy spożyciu może doprowadzić do perforacji przełyku i żołądka | <ul style="list-style-type: none"> - małe kawałki sodu należy zebrać i wrzucić do bezwodnego alkoholu, a następnie po całkowitym rozpuszczeniu powstały alkohol sodowy zhydrolizować dodając wody - w przypadku kontaktu z sodem należy poszko- |

| | | |
|------------------------|--|--|
| | | <p>dowanego; wyprowadzić ze środowiska skażonego; zdjąć skażoną odzież i zapewnić dostęp świeżego powietrza; utrzymać drożność dróg oddechowych</p> <ul style="list-style-type: none"> - przy zatruciu doustnym osobie przytomnej natychmiast podać do wypicia wodę (1-2 szklanki) lub 3-4 białka jaj kurzych roztrzepanych w szklance mleka - skażoną skórę zmyć dużą ilością bieżącej wody przez około 15 minut - skażone oczy płukać przez 10-15 minut dużą ilością wody; wezwać lekarza - palący się sól daje bardzo gorący, lecz zlokalizowany płomień, który najlepiej jest gasić piaskiem lub za pomocą gaśnicy proszkowej, w żadnym razie nie wolno stosować gaśnicy tetrowej lub z dwutlenkiem węgla, możliwość wystąpienia samozapłonu sodu bez cieczy ochronnej |
| Rozpuszczalniki | | |
| Aceton | Jest cieczą łatwopalną, z powietrzem tworzy mieszaniny wybuchowe, dobrze wchłania się przez drogi oddechowe, słabo przez skórę, działa odurzająco, silnie działa na błony śluzowe, jest inhibitorem przemian biochemicznych | <ul style="list-style-type: none"> - przy zatruciu inhalacyjnym wyprowadzić przytomnego poszkodowanego ze strefy zagrożenia, zapewnić spokój, ułożyć w pozycji półsiedzącej, a w razie duszności podawać tlen - przy skażeniu skóry należy zdjąć wierzchnią odzież, zmyć skórę dużą ilością wody - w przypadku skażenia oczu przemywać dużą ilością wody przez około 15 minut - przy zatruciu drogą pokarmową należy wywołać wymioty (pierwsze 5 minut) później nie prowokować wymiotów; podać do picia 150cm³ płynnej parafiny; nie podawać mleka, tłuszczów i alkoholu; wezwać lekarza - trzymać z dala od źródeł ognia, w przypadku pożaru gasić wodą, gaśnicami proszkowymi pianowymi, CO₂ |
| Eter etylowy | Jest substancją łatwopalną, z powietrzem tworzy mieszaniny wybuchowe, związkami drażniącymi, narkotycznym, działa depresyjnie na ośrodkowy układ nerwowy, pary wchłaniane są przez drogi oddechowe, w postaci ciekłej z przewodu pokarmowego. | <ul style="list-style-type: none"> - przy zatruciu inhalacyjnym konieczne wynieść poszkodowanego z miejsca narażenia, ułożyć w wygodnej pozycji i zapewnić spokój - przy obłaniu skóry zdjąć odzież, zmyć skórę dużą ilością wody z mydłem - oczy płukać dużą ilością wody przez 15 minut; wezwać lekarza - trzymać z dala od źródeł ognia, w przypadku pożaru gasić gaśnicami proszkowymi, pianowymi, CO₂ |
| Metanol | Jest cieczą wysoce łatwopalną, z powietrzem tworzy mieszaniny wybuchowe, łatwo wchłania się z układu oddechowego i przewodu pokarmowego oraz przez skórę, toksyczne są produkty metabolicznej przemiany, które kumulują się w tkankach i w oku, co prowadzi do kwasicy i zwyrodnienia oka (uszkodzenie rogówki, siatkówki i nerwu wzrokowego) oraz wątroby, nerek i serca. | <ul style="list-style-type: none"> - przy zatruciu inhalacyjnym należy poszkodowanego wyprowadzić z miejsca zagrożenia - przy skażeniu skóry niezwłocznie zdjąć odzież, obmyć skórę wodą; skonsultować się z dermatologiem w razie objawów podrażnienia skóry - skażone oczy płukać przez 15 minut dużą ilością wody - przy zatruciu drogą pokarmową niezwłocznie po wypiciu poszkodowany powinien sam sprowokować wymioty; podać do wypicia 40% alkohol etylowy – 100 cm³ - trzymać z dala od źródeł ognia, w przypadku pożaru możliwość tworzenia się niebezpiecznych |

| | | |
|---|---|--|
| | | par, gasić wodą, gaśnicami proszkowymi, pianowymi, CO ₂ |
| Tetrachlorek węgla | Jest cieczą bardzo rzadką stosowaną w laboratoriach (zakazana ze względu na wpływ na powiększanie dziury ozonowej), wchłania się z dróg oddechowych, przez skórę i błony śluzowe. Przenika przez barierę mózgową i wiąże się z tkanką nerwową. Mechanizm toksyczny związany jest z powstawaniem wolnych rodników. Duże stężenie powoduje utratę przytomności, znieczulenie ogólne i zgon. | <ul style="list-style-type: none"> - w przypadku zatruc inhalacyjnych należy poszkodowanego wyprowadzić z miejsca narażenia, zapewnić spokój i ułożyć w wygodnej pozycji - przy skażeniu skóry należy zdjąć odzież, zmyć skórę dużą ilością bieżącej wody (z mydłem jeżeli nie ma oparzeń) - skażone oczy natychmiast płukać przez 15 minut dużą ilością wody; zapewnić konsultację okulistyczną - przy zatruciu drogą pokarmową (w ciągu 5 minut) poszkodowany powinien sam wywołać wymioty (później nie prowokować wymiotów); podać do wypicia 150 cm³ płynnej parafiny; nie podawać mleka, tłuszczów i alkoholu; wezwać lekarza - przy pożarze pomimo tego, że jest substancją niepalną wydziela niebezpieczne pary jak HCl, fosgen, gasić wodą, pianą, proszkiem itd. w zależności od materiałów składowanych w pobliżu, nie dopuścić do dostania się do wód powierzchniowych i gruntowych |
| Chloroform | Jest substancją niepalną, działa depresyjnie na ośrodkowy układ nerwowy, uszkadza wątrobę i nerki. Jest substancją drażniącą. Pary chloroformu drażnią spojówkę i górne drogi oddechowe; ciekły chloroform powoduje piekący ból skóry, przekrwienie; połknięty silnie drażni błony śluzowe jamy ustnej i gardła. | <ul style="list-style-type: none"> - przy zatruciu inhalacyjnym należy wyprowadzić poszkodowanego z miejsca zagrożenia; zapewnić spokój; podać tlen do oddychania - przy oblaniu skóry należy zdjąć odzież, zmyć skórę dużą ilością wody (z mydłem, jeżeli nie ma oparzeń); nałożyć na oparzenia jałowy opatrunek - przy skażeniu oczu płukać dużą ilością wody przez 15 minut - przy zatruciu drogą pokarmową spowodować wymioty w ciągu 5 minut po połknięciu, potem nie prowokować wymiotów; podać do wypicia 150 cm³ płynnej parafiny; nie podawać mleka, tłuszczów ani alkoholu; wezwać lekarza - przy pożarze wydziela niebezpieczne pary jak HCl, Cl₂ i fosgen, gasić wodą, gaśnicami proszkowymi pianowymi, itd. w zależności od materiałów składowanych w pobliżu |
| Związki chemiczne potencjalnie niebezpieczne | | |
| Siarka | Jest substancją palną tworzy z powietrzem mieszaniny wybuchowe, działa drażniąco na błony śluzowe dróg oddechowych, oczu oraz na skórę, najczęstszym objawem działania siarki jest nieżyt górnych dróg oddechowych, doustne zatrucie siarką elementarną wywołuje zaburzenia procesów oksydacyjnych w ustroju, znużenie, skłonności do omdleń i zawrotów głowy, siarka w postaci stałej nie stwarza zagrożenia | <ul style="list-style-type: none"> - w przypadku rozsypania zebrać do zamkniętego naczynia - usunąć osoby zdradzające objawy zatrucia ze skażonego pomieszczenia, zapewnić dostęp świeżego powietrza - oczy opłukać dużą ilością bieżącej wody, zapewnić pomoc lekarską - w stanach niedomogi układu oddechowego stosuje się terapię tlenową i środki pobudzające krążenie - w przypadku pożaru wydziela niebezpieczne gazy (tlenki siarki), gasić wodą, gaśnicami proszkowymi pianowymi, CO₂ |
| Nadtlenek wodoru | Jest silnym utleniaczem i promotorem ognia (wydziela tlen), powoduje oparzenia zarówno przewodu pokarmowego (przy spożyciu) jak i skóry, podrażnienie błon śluzowych, oczu, dróg oddechowych. | <ul style="list-style-type: none"> - należy poszkodowanego wyprowadzić ze środowiska skażonego - skażoną skórę i oczy płukać dużą ilością bieżącej wody przez około 15 minut - przy zatruciu przez drogi pokarmowe natychmiast osobie przytomnej podać do wypicia 2-4 szklanki wody i delikatnie prowokować wymioty; podać do picia duże ilości mleka; wezwać lekarza |

| | | |
|----------------------|--|--|
| | | - w przypadku pożaru gasić wodą, nigdy nie stosować proszku, piany i CO ₂ |
| Nadmanganian potasu | Jest bardzo silnym utleniaczem i promotorem ognia (należy go trzymać z dala od substancji łatwopalnych), przy kontakcie ze skórą powodują ciemne plamy a przy dłuższej ekspozycji oparzenia. Wdychanie pyłów powoduje obrzęk dróg oddechowych, spożycie może spowodować mdłości, wymioty oraz ryzyko perforacji przełyku i żołądka. | - należy usunąć poszkodowanego z miejsca zagrożenia - przy skażeniu skóry zdjąć odzież, splukać miejsca skażone obficie bieżącą letnią wodą, przemyć roztworem tiosiarczanu i nałożyć jałowy opatrunek - przy doustnym skażeniu, o ile nie został połknięty, wielokrotnie dokładnie płukać jamę ustną wodą, jeżeli został połknięty jak najszybciej podać do picia mleko, białko kurzych jaj oraz przystąpić do płukania żołądka - przy kontakcie z oczami należy natychmiast płukać oczy wodą; wezwać lekarza - w wypadku pożaru stosować odpowiednią odzież i aparat oddechowy ze względu na wydzielające się niebezpieczne pary, jeśli nie ma przeciwwskazań gasić wodą, nie dopuścić do dostania się do wód gruntowych lub powierzchniowych |
| Pięciotlenek fosforu | Jest higroskopijny, czułym na powietrze, bezzapachowym ciałem stałym powodującym oparzenia i trudno gojące się rany, w przypadku kontaktu z okiem może spowodować zmętnienie rogówki i utratę wzroku, wdychanie pyłów powoduje uszkodzenie dróg oddechowych, spożycie może spowodować mdłości, wymioty oraz ryzyko perforacji przełyku i żołądka | - małe ilości pięciotlenku fosforu rozpuścić wprowadzając go bardzo ostrożnie małymi porcjami do wody przy intensywnym chłodzeniu; roztwór zneutralizować wapnem; większe ilości neutralizować przez powolne dodawanie do mleka wapiennego nie dopuszczając do nagrzania mieszaniny - w przypadku skażenia dróg oddechowych należy usunąć zatrutego z atmosfery skażonej; zapewnić dopływ świeżego powietrza i utrzymać stałą drożność dróg oddechowych - przy zatruciu doustnym podać natychmiast do wypicia białka jaj kurzych - skażoną skórę zmywać dużą ilością wody, a oparzone miejsca pokryć jałowym opatrunkiem - w przypadku oparzeń oczu przemyć je bieżącą wodą i następnie płukać roztworem fizjologicznym chlorku sodowego lub wodą destylowaną; nałożyć jałowy opatrunek - w czasie pożaru stosować ubranie kwasoodporne i aparat oddechowy, gdyż wydziela niebezpieczne pary, nie dopuścić do kontaktu z wodą, gasić gaśnicami proszkowymi, śniegowymi lub suchym piaskiem. |
| Dwutlenek siarki | Jest to gaz silnie drażniący, który wchłaniany jest przez drogi oddechowe i ulega w organizmie utlenieniu. Łatwo rozpuszcza się w błonach śluzowych tworząc silnie drażniący kwas. Przy zatruciu następuje podrażnienie błon (zwłaszcza spojówek), nieżyt dróg oddechowych, obrzęk płuc i uduszenie. Przy dużych stężeniach może dojść do skurczu krtani i gwałtownej śmierci przez uduszenie. | - neutralizuje się za pomocą wapna gaszonego lub wodorotlenku sodowego - w przypadku zatruc górnych dróg oddechowych należy poszkodowanego wyprowadzić ze środowiska skażonego - zdjąć i usunąć skażoną odzież; zapewnić dostęp świeżego powietrza; chronić przed utratą ciepła; zapewnić bezwzględny spokój i ułożyć w wygodnej pozycji (groźba obrzęku płuc); utrzymać drożność dróg oddechowych - skażoną skórę obmyć dużą ilością bieżącej wody przez około 15 minut - skażone oczy płukać przez 10-15 minut dużą ilością chłodnej wody; wezwać lekarza |

PODSTAWOWY SPRZĘT LABORATORYJNY

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie się ze sprzętem szklanym wykorzystywanym na Pracowni Podstaw Chemii Ogólnej służącym do wykonywania podstawowych czynności laboratoryjnych

Zakres obowiązującego materiału

Powtórka wiadomości dotyczących chemii w zakresie szkoły średniej. Przepisy BHP. Szkło - skład chemiczny, właściwości fizyko - chemiczne i struktura. Wpływ domieszek na właściwości i rodzaje szkła. Stan szklisty. Sprzęt laboratoryjny (nazwa, kształt, przeznaczenie). Sposoby mycia szkła. Palniki: rodzaje, konstrukcja, przeznaczenie, zasada działania, strefy płomienia i temperatury tych stref.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- N. Bellen, A. Gutowska, "Poradnik laboranta chemika", PWN, 1980.
- A.I. Vogel, "Preparatyka organiczna", PWN, 1985.

Sprzęt:

podstawowe szkło i sprzęt laboratoryjny
rurki szklane
pilniki do cięcia szkła
tygiel porcelanowy
moździerz

Odczynniki:

stłuczka szklana
związki: niklu, miedzi, chromu,
żelaza
detergenty do mycia szkła

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Przygotowanie podstawowego sprzętu laboratoryjnego do pracy na pracowni Podstaw Chemii

Odbieramy klucz do szafki, w której znajduje się komplet sprzętu laboratoryjnego dla dwóch studentów, przeznaczony do wykonywania ćwiczeń na Pracowni Podstaw Chemii Ogólnej. Sprawdzamy zawartość szafki z otrzymanym spisem sprzętu, zaznaczamy na nim numer szafki oraz nazwiska studentów, którzy będą korzystać z jej zawartości. Własnoręcznie podpisany spis oddajemy laborantowi, stanowi on rewers za otrzymany sprzęt, który zdajemy po zakończeniu całego cyklu ćwiczeń. Za powierzony sprzęt laboratoryjny odpowiadają obaj studenci.

Sprzęt szklany i porcelanowy myjemy płynem do mycia naczyń oraz dokładnie opłukujemy wodą destylowaną.

UWAGA!! Nie myć ekcykatora.

Zadanie 2.

Technika pracy z palnikiem gazowym. Ogólne wskazówki:

1. Przed zapaleniem palnika sprawdzamy nasadzenie węża gumowego na wylot przy palniku i kurku gazowym. W przypadku trudności związanych z tą czynnością zwilżamy wąż od wewnątrz kilkoma kroplami gliceryny.
2. Zapalamy gaz przy odciętych dopływie powietrza do palnika.
3. Po zapaleniu palnika stopniowo zwiększamy dopływ powietrza do chwili uzyskania odpowiedniego płomienia.
4. Ogrzewanie bezpośrednio cieczy w probówce i zlewkach prowadzimy w płomieniu bez stożka. Ogrzewanie ze stożkiem stosujemy wyłącznie do prażenia tygli. Podczas wykonywania prób dotyczących zabarwienia płomienia, sporządzania pereł boraksowych czy fosforanowych i prostych prac szklarskich, płomień nie powinien przekraczać wysokości 5 - 6cm.
5. W przypadku "przeskoczenia palnika", czyli zapalenia się gazu wewnątrz palnika odcinamy dopływ gazu. Nie chwytamy gorącego palnika, czekamy do jego ostygnięcia. Zapalamy palnik ponownie przy zamkniętym dopływie powietrza.
6. Nieszczelności instalacji gazowej, uszkodzenia palników i węży zgłaszamy opiekunowi.
7. Naczyn z łatwopalnymi substancjami (eter, alkohol, benzen, toluen) oraz probówek z ulatniającymi się łatwopalnymi substancjami (H_2 , H_2S) nie zbliżamy do zapalonego palnika.
Po zapaleniu palnika, poprzez regulację przepływu gazu i dopływu powietrza, uczymy się uzyskiwać różne rodzaje płomienia.

Zadanie 3.

Technika pracy ze szkłem. Przecinanie, zatapianie i zaginanie rurek szklanych, wyciąganie kapilar.

Rurkę szklaną do przecięcia umieszczamy na stole laboratoryjnym i nacinamy na niej rysę nożem lub pilnikiem do szkła. Następnie chwytamy rurkę tak, aby kciuki obu rąk oddalone były od nacięcia o kilka centymetrów i lekko naciskamy przełamując rurkę. Krótkie lub grubościennie rurki przecinamy poprzez przyłożenie do rysy rozgrzanego do czerwoności końca bagietki szklanej. Jeżeli rurka nie pęknie od razu to na rozgrzane nacięcie spuszczaemy kroplę zimnej wody. Ostre krawędzie wygładzamy przez umieszczenie końca rurki w nieświecącym płomieniu palnika i ciągłe obracanie. Rurkę ogrzewamy ostrożnie, unikając w ten sposób kurczenia się i stapania krawędzi szklanych. Rurkę szklaną przeznaczoną do zgięcia ogrzewamy równomiernie, obracając ją jednocześnie w płomieniu palnika aż do zmięknięcia szkła. Następnie wyjmujemy rurkę z płomienia i lekko naciskając zginamy ją pod żądanym kątem. Podczas zginania celowe jest zakrycie jednego otworu rurki korkiem gumowym i słabe dmuchanie w drugi jej koniec. Unikamy w ten sposób wypukłości na szkłe w miejscu zagięcia rurki. Czekamy do ostygnięcia rurki. Ramiona kąta utworzonego po zgięciu rurki muszą leżeć w jednej

płaszczyźnie.

Kapilary uzyskujemy przez równomiernie ogrzewanie (z jednoczesnym obracaniem) rurki w płomieniu palnika, w momencie zmięknięcia szkła rurkę wyjmujemy z płomienia i szybko rozciągamy w kierunku zgodnym z osią rurki. Otrzymaną kapilarę dzielimy na części o długości około 4 - 5 cm.

W zadaniu trzecim:

- przecinamy, obtapiamy końce i zaginamy trzy rurki szklane
- wyciągamy pięć kapilar o dł. ok. 5 cm
- przecinamy i obtapiamy trzy bagietki o dł. ok. 20 cm

Zadanie 4.

Samodzielnie otrzymywanie barwnego szkła

Rozdrabniamy i dokładnie mieszamy w moździerzku około 2 g stłuczki szklanej. Następnie do stłuczki dodajemy niewielką ilość jednego z jonów Ni^{2+} , Cu^{2+} , Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} w postaci soli lub tlenków, dokładnie mieszamy i przesypujemy do wyprażonego wcześniej tygla porcelanowego. Tygiel z zabarwioną stłuczka szklaną wstawiamy do nagrzanego do temp. 1000°C pieca muflowego na około 45 min.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 4.

Dodana substancja barwiąca w postaci soli lub tlenku

Barwa stłuczki szklanej przed prażeniem

Barwa stłuczki szklanej po prażeniu

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Oddać laborantowi spis szkła i sprzętu z szafki.

Zad. 2.

Pokazać prowadzącemu ćwiczenie umyte szkło.

Zad. 3.

Pokazać prowadzącemu ćwiczenie wykonane:

- przycięte, obtopione i wygięte rurki
- wyciągnięte kapilary

- przycięte i obtopione bagietki

Zad. 4.

Dlaczego szkło kwarcowe nie nadaje się do gotowania alkaliów?

Zapisz równanie reakcji chemicznej potwierdzającej powyższe stwierdzenie.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

PODSTAWOWE TECHNIKI PRACY LABORATORYJNEJ: WAŻENIE, STRĄCANIE OSADÓW, SĄCZENIE, PRAŻENIE

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z podstawowymi technikami pracy laboratoryjnej: ważeniem, strącaniem, sączeniem i prażeniem osadów. Oznaczanie wody krystalizacyjnej.

Zakres obowiązującego materiału

Strącanie i dojrzewanie osadów. Dekantacja. Sączenie i przemywanie osadów. Suszenie i prażenie osadów. Rodzaje wag. Konstrukcja i zasada działania wagi analitycznej. Technika ważenia. Rodzaje wody występującej w związkach chemicznych. Zadania rachunkowe dotyczące obliczania zawartości poszczególnych rodzajów wody.

Literatura

- T. Lipiec, Z. Szmał, "Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej", PZWL, 1997.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna" t. 2, PWN, 2004.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.

Sprzęt:

szczympce
trójkąt kaolinowy
eksykator
zlewki – 800 cm³, 400 cm³, 100 cm³
szkiełko zegarkowe (duże)
bagietka, tryskawka
siatka nad palnik
lejek do sączenia
twardy sączek
naczynko wagowe
tygiel porcelanowy
pipeta wielomiarowa – 5 cm³

Odczynniki:

Co²⁺ (roztw.)
BaCl₂ (roztw.)
H₂SO₄ (1 mol/dm³)
sól uwodniona

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Nauka ważenia

Prowadzący ćwiczenie zapoznaje studentów z zasadami działania wagi

analitycznej i elektronicznej. Ważymy czyste, suche naczynko wagowe z pokrywką.

Zadanie 2.

Prażenie tygla do stałej masy

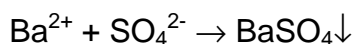
Umyty, wysuszony i oznakowany roztworem zawierającym jony Co^{2+} tygiel porcelanowy prażymy wstępnie przez 10 minut w nie świecącym płomieniu palnika gazowego, a następnie przez 30 minut w piecu muflowym. Tygiel przenosimy za pomocą szczypic do eksykatora i pozostawiamy go do osiągnięcia temperatury pokojowej (około 20 minut). Następnie tygiel ważymy. Powyższe czynności powtarzamy tak długo, aż różnica w masie dwóch kolejnych ważeń nie przekroczy 0,2 mg (0,0002 g).

Zadanie 3.

Strącanie, odsączanie i ważenie osadu siarczanu baru

Otrzymany od prowadzącego roztwór chlorku baru rozcieńczamy wodą destylowaną w zlewce o pojemności 400 cm^3 do objętości ok. 100 cm^3 i ogrzewamy na siatce termicznej nad płomieniem palnika prawie do wrzenia. Do osobnej zlewki na 100 cm^3 wlewamy ok. 50 cm^3 wody destylowanej i 3 cm^3 H_2SO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 i również ogrzewamy do wrzenia. Następnie do roztworu BaCl_2 , mieszanego bagietką, dodajemy gorący roztwór kwasu. Po opadnięciu osadu na dno zlewki sprawdzamy, czy proces wytrącania osadu został zakończony. W tym celu dodajemy do roztworu z jonami Ba^{2+} kilka kropel roztworu H_2SO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 . Brak zmętnienia świadczy o zakończeniu procesu strącania.

Przy oznaczaniu baru wykorzystujemy reakcję jonów Ba^{2+} z jonami SO_4^{2-}



Aby ułatwić dojrzewanie osadu, zlewkę z osadem nakrytą szkiełkiem zegarkowym pozostawiamy przez pół godziny w łaźni wodnej, albo na siatce nad bardzo małym płomieniem palnika. Następnie wyjmujemy zlewkę z łaźni, czekamy do ostygnięcia roztworu i dekantując sączymy badany roztwór przez sączek. Pozostały w zlewce osad przenosimy na sączek (przeplukujemy wodą destylowaną zlewkę i kilkakrotnie osad na sączku). Sączek z osadem ostrożnie składamy i przenosimy do uprzednio zważonego tygla. Sączek zwęglamy bardzo powoli nad palnikiem gazowym, unikając zapalenia bibuły. Następnie umieszczamy tygiel w piecu muflowym na pół godziny. Po wyjęciu z pieca tygiel z osadem studzimy w eksykatorze do temperatury pokojowej i ważymy.

UWAGA!!

Zadanie 4 wykonujemy równoległe z zadaniem 3.

Zadanie 4.

Oznaczanie wody krystalizacyjnej

Umyte naczynko wagowe suszymy przez około 30 minut w temperaturze 105°C . Następnie umieszczamy je w eksykatorze do ostudzenia. Ważymy naczynko z pokrywką. W naczynku odważamy ok. 1 g badanej soli. Odkryte naczynko wraz z solą wstawiamy na 1 godz. do suszarki w temperaturze

120°C. W czasie suszenia soli pokrywkę naczynka wagowego przechowujemy w eksykatorze. Studzimy naczynko w eksykatorze, ważymy (z pokrywką) na wadze analitycznej, po czym znowu suszymy przez pół godziny w temperaturze 120°C. Czynności te powtarzamy aż do uzyskania stałej masy, tj. dopóki wyniki dwóch kolejnych ważeń nie będą różniły się między sobą o mniej niż 0,2 mg.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1

Masa naczynka wagowego z pokrywką (dokładność do 0,0001g)

Zad. 2.

Masa tygła porcelanowego

Zad. 3

Masa tygła porcelanowego z zadania 2

Masa tygła porcelanowego z osadem BaSO₄ po prażeniu w piecu muflowym

Zad. 4.

Masa naczynka wagowego z pokrywką po suszeniu w suszarce w temp. 120°C

Masa naczynka wagowego z pokrywką z uwodnioną solą przed suszeniem

Masa naczynka wagowego z pokrywką z solą po pierwszym suszeniu

Masa naczynka wagowego z pokrywką z solą po drugim suszeniu

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 3.

Masa osadu BaSO_4

Przedstaw równanie reakcji chemicznej zachodzącej podczas otrzymywania siarczanu(VI) baru(II).

Z masy BaSO_4 oblicz ilość gramów baru otrzymanego do analizy.

Zad. 4.

Masa soli uwodnionej przed suszeniem

Ubytek masy soli (masa wody krystalizacyjnej)

Z różnicy masy soli przed i po wysuszeniu oblicz procentową zawartość wody krystalizacyjnej. Oblicz ilość cząsteczek wody przypadających na jedną cząsteczkę bezwodnej soli.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

PODSTAWOWE TECHNIKI PRACY LABORATORYJNEJ: OGRZEWANIE I STAPIANIE

CEL ĆWICZENIA:

Zapoznanie studenta z podstawowymi technikami laboratoryjnymi takimi jak: ogrzewanie, stapianie, krystalizacja, dekantacja oraz z właściwościami związanymi ze stopniem utlenienia pierwiastka, pisaniem równań reakcji redoks i wykonywaniem prostych obliczeń chemicznych.

Zakres obowiązującego materiału

Ogrzewanie. Stapianie. Krystalizacja. Dekantacja. Utlenienie i redukcja. Pisanie równań reakcji redoks. Wydajność reakcji chemicznych. Związki żelaza, chromu, miedzi i ich właściwości.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- T. Lipiec, Z. Szmal, "Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej", PZWL, 1997.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", PWN, t.1, 2004.

Sprzęt:

po 2 zlewki – 50 cm³, 150 cm³ i 250 cm³
łaźnia wodna
krystalizator
zestaw do sączenia pod próżnią
cylinder miarowy -100 cm³
tryskawka
eksykator
2 tygłe porcelanowe
lejek do sączenia
sączki
papierki wskaźnikowe
płytko ceramiczna lub szklana
szkiełko zegarkowe
2 naczynka wagowe
łopatki, bagietka
pipeta -10 cm³ wielomiarowa
trójkąt kaolinowy
trójnóg, siatka na palnik
2 probówki, łąpa do probówek
lejek Büchnera

Odczynniki:

Fe (opiłki)
H₂SO₄ (2 mol/dm³)
C₂H₅OH
Cr₂O₃
KNO₃
NH₃ aq (2 mol/dm³)
BaCl₂ (roztw.)
CH₃COOH (2 mol/dm³)
NaOH (stały)
CuSO₄·5H₂O
Na₂CO₃
benzyna ekstrakcyjna
lód

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Synteza siarczanu(VI) żelaza(II) i oczyszczenie go przez krystalizację z ługu poreakcyjnego

Pod wyciągiem i z dala od ognia odtłuszczamy odważone 5 g opiłków żelaza, przepłukując je kilka razy małymi porcjami benzyny ekstrakcyjnej. Po ostatnim płukaniu, żelazo wysypujemy pod wyciągiem na kawałek bibuły rozłożonej na szkiełku zegarkowym i czekamy, aż rozpuszczalnik odparuje. Następnie wsypujemy żelazo do zlewki na 100 cm³, zalewamy 90 cm³ 2 mol/dm³ roztworu kwasu siarkowego(VI) i ogrzewamy na łaźni wodnej pod wyciągiem. Jeżeli żelazo(II) utleni się do żelaza(III) należy dodać jeszcze kilka cm³ roztworu H₂SO₄. Po całkowitym rozpuszczeniu żelaza, gorący roztwór sączymy pod próżnią na lejku Büchnera. Przesączony roztwór przelewamy do krystalizatora umieszczonego w lodzie w celu krystalizacji. Wydzielone kryształy odsączamy na lejku do sączenia i przemywamy alkoholem. Osad wraz z lejkiem suszymy w temperaturze pokojowej na powietrzu. Suchy preparat ważymy.

Zadanie 2.

Utlenianie tlenku chromu(III) w stopie z azotanem(V) potasu

W czystym i suchym tyglu porcelanowym ogrzewamy w utleniającym płomieniu palnika tlenek chromu Cr₂O₃ (około 0,1 g) z około trzykrotną ilością KNO₃ (ok. 0,3 g) i Na₂CO₃ (ok. 0,3 g), aż do uzyskania stopu o jednolitej barwie czerwonej na gorąco, żółtej po ostygnięciu. Po ostygnięciu stopu dodajemy do niego kilka cm³ wody destylowanej. Powstałą zawiesinę przesączamy do zlewki na 50 cm³. Niewielką ilość przesączu wprowadzamy do probówki i dodajemy kroplami 2 mol/dm³ roztwór CH₃COOH, aż do uzyskania odczynu kwaśnego (zabarwienie papierka wskaźnikowego). Następnie dodajemy kilka kropeł 2 mol/dm³ roztworu wody amoniakalnej i całość ostrożnie ogrzewamy (pod wyciągiem), aż do zaniku zapachu amoniaku. Do tak przygotowanego roztworu dodajemy kilka kropeł roztworu BaCl₂.

Zadanie 3.

Preparatyka tlenku miedzi(II)

Przed rozpoczęciem ćwiczenia oznaczony tygiel porcelanowy prażymy w płomieniu palnika przez 30 minut do stałej masy. Odważony 1 g stałego CuSO₄·5H₂O umieszczamy w zlewce i dodajemy 50 cm³ wody. Powstały roztwór ogrzewamy do wrzenia na siatce termoodpornej w płomieniu palnika. W drugiej zlewce przygotowujemy 100 cm³ ok. 1 mol/dm³ roztworu NaOH. W tym celu odważamy 4 g stałego NaOH i rozpuszczamy go w wodzie destylowanej do objętości 100 cm³. Przygotowany roztwór również ogrzewamy prawie do wrzenia na siatce termoodpornej w płomieniu palnika. Następnie wlewamy (mieszając) gorący roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) do roztworu NaOH i ogrzewamy ponownie do wrzenia. Czekamy, aż wytrącony czarny osad opadnie na dno, po czym płuczemy go przez dekantację 3-4 razy niewielkimi porcjami wody (do momentu usunięcia siarczanów). Obecność siarczanów sprawdzamy dodając 1-2 krople roztworu BaCl₂ do kilku kropeł roztworu znad osadu naniesionych na szkiełko zegarkowe. W przypadku

obecności jonów SO_4^{2-} jeszcze raz przemywamy osad przez dekantację. Jeżeli stwierdzimy brak jonów siarczanowych czarny osad CuO sączymy na lejku do sączenia. Sączek z osadem ostrożnie składamy i umieszczamy stożkiem do góry w wyprażonym i zważonym tyglu. Tygiel, pochylony pod kątem ok. 45° , umieszczamy w trójkącie kaolinowym i delikatnie ogrzewamy w płomieniu palnika, w celu wysuszenia i zwęglenia sączka. Następnie przez 20-30 min prażymy tygiel z osadem w piecu. Osad musi być wyprażony do stałej masy. Tygiel z osadem wstawiamy do eksykatora i po ostudzeniu ważymy.

UWAGA!!

Przy wstawieniu gorącego tygla do eksykatora rozgrzane od niego powietrze spowodować może zrzucenie i rozbitcie pokrywy.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Masa opiłków Fe

Zad. 2.

Barwa przesącza

Obserwacje po dodaniu do przesącza roztworu kwasu octowego:

- barwa roztworu

- wydzielanie się gazu

Obserwacje po dodaniu roztworu BaCl_2

Zad. 3

Masa tygla

Masa tygla z osadem po prażeniu

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Masa otrzymanego FeSO_4

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania siarczanu(VI) żelaza(II).

Na podstawie równania reakcji chemicznej, oblicz liczbę gramów FeSO_4 jaką powinieneś otrzymać z odważonej masy Fe (opiłki),

Z masy otrzymanego doświadczalnie FeSO_4 oraz masy wyliczonej na podstawie równania reakcji chemicznej oblicz % wydajność przeprowadzonej reakcji.

Zad. 2.

Zapisz równania reakcji chemicznych zachodzących pomiędzy Cr_2O_3 , KNO_3 i Na_2CO_3

Zapisz równanie reakcji chemicznej po dodaniu do przesącza kwasu octowego.

Zapisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej po dodaniu wody amoniakalnej.

Zapisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej po dodaniu do roztworu BaCl_2 .

Na jakich stopniach utlenienia występuje chrom w powstałych związkach?

Jakie są odczyny roztworów tych związków i jakie są ich barwy?

Jaki gaz i dlaczego wydziela się po dodaniu kwasu octowego do otrzymanego po przesączeniu roztworu?

Zad. 3.

Z różnicy masy tygla z osadem i samego tygla oblicz masę otrzymanego związku.

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania CuO.

Zapisz równanie reakcji chemicznej wykorzystywanej do określenia obecności jonów SO_4^{2-} w roztworze nad osadem.

Na podstawie równania reakcji chemicznej, oblicz liczbę gramów CuO jaką powinieneś otrzymać z odważonej masy $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$.

Z masy otrzymanego doświadczalnie CuO oraz masy wyliczonej na podstawie równania reakcji chemicznej oblicz % wydajność przeprowadzonej reakcji.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

IV

PODSTAWOWE TECHNIKI PRACY LABORATORYJNEJ: OCZYSZCZANIE SUBSTANCJI PRZEZ DESTYLACJĘ I EKSTRAKCJĘ

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z metodą i oceną skuteczności rozdzielania mieszanin na drodze destylacji i ekstrakcji.

Zakres obowiązującego materiału

Ciśnienie cząstkowe (parcjalne). Para nasycona i nienasycona. Destylacja. Destylacja frakcyjna. Ekstrakcja. Temperatura wrzenia. Rozpuszczalność. Roztwór: nienasycony, nasycony, przesycony. Rozpuszczanie związków z wiązaniami jonowymi i kowalencyjnymi w rozpuszczalnikach polarnych i niepolarnych. Hydratacja i solwatacja. Prawo podziału Nernsta.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- L. Pauling, P. Pauling, "Chemia", PWN, 1998.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.

Sprzęt:

kolba stożkowa - 250cm³
kolba kulista - 500cm³
chłodnica Liebiga
nasadka do destylacji
termometr
łapy
statyw
podnośnik
czasza grzejna
regulator mocy
porcelanka
lejek
szkiełko zegarkowe
rozdzielacz z korkiem
2 zlewki – 200 cm³
papierki wskaźnikowe
cylinder miarowy – 100 cm³
naczynko wagowe

Odczynniki:

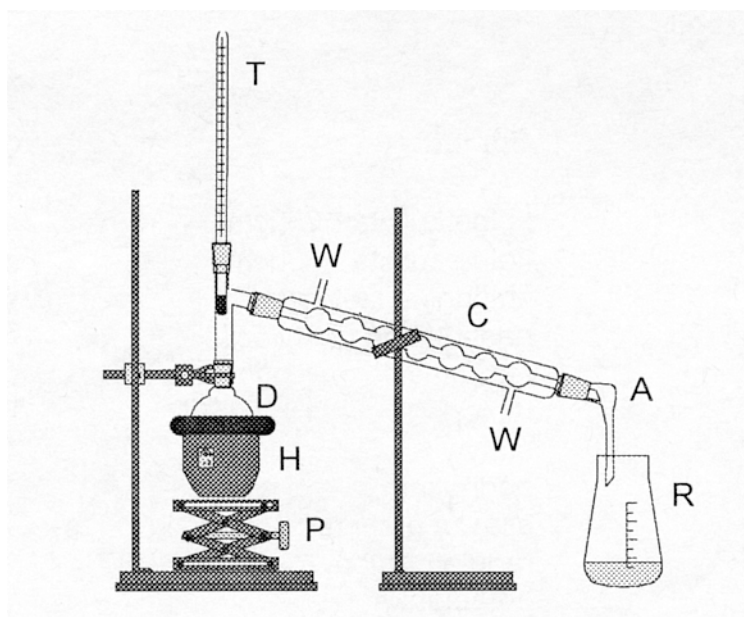
chloroformowy roztwór kwasu
2-hydroksybenzoesowego
wodny roztwór kwasu
2-hydroksybenzoesowego
chloroform
NaCl

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Destylacja

Okolo 250 cm^3 chloroformu zanieczyszczonego kwasem 2-hydroksybenzoesowym wlewamy do kolby kulistej o pojemności 500 cm^3 zawierającej kawałki porcelanki. Kolbę umieszczamy w czaszy grzejnej ustawionej na podnośniku i przy pomocy łapy umocowujemy kolbę do statywu. Chłodnicę Lebiega z nasadką destylacyjną zakładamy na kolbę. Dolne odprowadzenie chłodnicy łączymy z węzłem gumowym doprowadzającym zimną wodę, natomiast górne z węzłem gumowym odprowadzającym wodę z chłodnicy do zlewu. Jako odbieralnik podstawiamy kolbę stożkową - 250 cm^3 . Chłodnicę umieszczamy na odpowiedniej wysokości i przymocujemy łapą do statywu (patrz schemat).



A-nasadka, C-chłodnica, D-kolba destylacyjna, H-czasza grzejna, R-odbieralnik, T-termometr, W-doprowadzenie i odprowadzenie wody do chłodnicy, P -podnośnik

Czaszę grzejną łączymy przewodem z regulatorem mocy, który podłączamy do prądu. Początkowo pokrętko regulatora ustawiamy na połowę zakresu skali. Kiedy roztwór osiągnie temperaturę wrzenia przekręcamy pokrętko regulatora mocy zmniejszając grzanie. W ten sposób zapewnimy równomierne i niezbyt intensywne wrzenie mieszaniny w kolbie destylacyjnej. Destylację prowadzimy do momentu przeddestylowania ok. 75% mieszaniny. W trakcie doświadczenia kilkakrotnie sprawdzamy temperaturę wrzenia cieczy. Kroplę otrzymanego destylatu oraz mieszaniny poddanej destylacji наносimy na szkiełko zegarkowe i obserwujemy zachodzące zmiany. Następnie roztwór z kolby destylacyjnej po ostygnięciu zlewamy w całości do butelki z napisem "Chloroform z kwasem 2-hydroksybenzoesowym", a destylat do butelki z napisem "Chloroform destylowany". Demontujemy zestaw do destylacji.

Zadanie 2. Ekstrakcja

A. Około 20 cm³ wody zawierającej kwas 2-hydroksybenzoesowy wlewamy do rozdzielacza. Papierkiem wskaźnikowym sprawdzamy wartość pH tego roztworu i zapisujemy w tabelce znajdującej się w części pytania i zadania. Kolejno do rozdzielacza z kwasem 2-hydroksybenzoesowym dodajemy 20 cm³ destylowanego chloroformu. Rozdzielacz zamykamy korkiem szklanym i wstrząsamy. W celu usunięcia par chloroformu, co pewien czas ostrożnie otwieramy kran rozdzielacza. Każdy etap ekstrakcji powinien trwać około 3 minut. Po tym czasie rozdzielacz umocowujemy w statywie i czekamy do momentu całkowitego rozdzielenia się warstw. Warstwę chloroformową (dolną) zlewamy do zlewki podstawionej pod rozdzielacz (pamiętamy przy tym o wyjęciu z rozdzielacza szklanego korka) i następnie wlewamy do butelki z napisem "Chloroform z kwasem 2-hydroksybenzoesowym". Przy pomocy papierka wskaźnikowego sprawdzamy pH roztworu wodnego i zapisujemy jego wartość w tabelce. Ponownie do rozdzielacza dodajemy 20 cm³ czystego chloroformu i powtarzamy wyżej wymienione czynności. Sprawdzamy i zapisujemy w tabeli wartość pH roztworu wodnego. Po raz trzeci dodajemy 20 cm³ chloroformu i wszystkie czynności powtarzamy jak wyżej. Porównujemy wartości pH roztworu wodnego po dodaniu kolejnych porcji chloroformu.

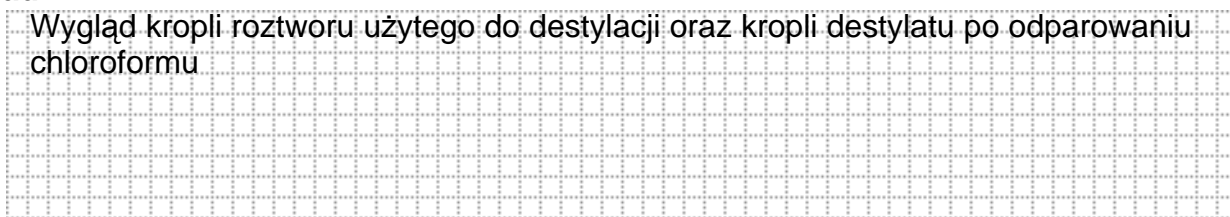
B. Do 20 cm³ wodnego roztworu kwasu 2-hydroksybenzoesowego umieszczonego w rozdzielaczu dodajemy 2,5 g stałego NaCl i wytrząsamy do momentu rozpuszczenia się soli. Za pomocą papierka wskaźnikowego sprawdzamy i następnie zapisujemy w tabeli wartość pH wodnego roztworu tego kwasu. Do rozdzielacza dodajemy 20 cm³ czystego chloroformu i wszystkie czynności wykonujemy tak jak opisano w części A. Dodawanie chloroformu (po 20 cm³) powtarzamy jeszcze dwukrotnie, każdorazowo określając i zapisując w tabeli wartość pH roztworu wodnego. Sprawdzamy jak wpływa na proces ekstrakcji dodanie do wodnego roztworu kwasu 2-hydroksybenzoesowego stałego NaCl.

C. Do 20 cm³ wodnego roztworu kwasu 2-hydroksybenzoesowego znajdującego się w rozdzielaczu dodajemy jednorazowo 60 cm³ czystego chloroformu i wytrząsamy jak opisano w części A. Po zlaniu warstwy chloroformu z kwasem 2-hydroksybenzoesowym i wlaniu go do odpowiednio opisanej butelki sprawdzamy i zapisujemy w tabeli wartość pH warstwy wodnej pozostałej w rozdzielaczu. Określamy jak wpływa na proces ekstrakcji jednokrotne dodanie większej ilości chloroformu (60 cm³).

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Wygląd kropli roztworu użytego do destylacji oraz kropli destylatu po odparowaniu chloroformu



Temperatura wrzenia roztworu w czasie trwania destylacji

Zad. 2.

Odczytane wartości pH wpisz do tabeli znajdującej się w części pytania i zadania.

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Jak wygląda po odparowaniu kropla destylatu i roztworu poddanego destylacji?

Zad. 2.

Zgodnie z podanym poniżej przykładem, oblicz i zapisz w tabeli dla poszczególnych pomiarów stężenie jonów H^+ , stężenie niezdysojowanego kwasu w warstwie wodnej oraz całkowite stężenie kwasu w warstwie wodnej.

Przykładowe obliczenia

Dla $pH=3,5$ (przykładowa wartość pH użyta do obliczeń) stężenie jonów wodorowych wyznaczamy ze wzoru:

$$pH = -\log[H^+] \quad \text{stad} \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

czyli

$$[H^+] = 10^{-3,5} = 0,000316 \text{ mol/dm}^3 = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Ponieważ badany kwas jest jednozasadowy (HA), dlatego stężenie zdysocjowanego kwasu $[A^-]$ w roztworze wodnym wynosi:

$$[A^-] = [H^+] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

Stężenie niezdysojowanego kwasu $[HA]$ obecnego w warstwie wodnej, obliczymy korzystając ze wzoru na stałą dysocjacji (pK_1 dla kwasu 2-hydroksybenzoesowego wynosi 2,969)

$$pK_1 = -\log K_1 \quad \text{stad} \quad 2,969 = -\log K_1 \quad \text{czyli} \quad K_1 = 0,001074$$

$$K_1 = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]} \quad [HA] = \frac{[A^-][H^+]}{K_1}$$

$[HA]$ -stężenie niezdysojowanego kwasu,
 K_1 -stała dysocjacji kwasu.

dla naszego przykładu:

$$[HA] = \frac{3,16 \cdot 10^{-4} \cdot 3,16 \cdot 10^{-4}}{0,001076} = 0,000093 \text{ mol/dm}^3 = 9,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3$$

Całkowite stężenie kwasu w warstwie wodnej jest sumą stężeń kwasu niezdysojowanego [HA] i zdysojowanego [A⁻], a zatem:

$$[A^-] + [HA] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3 + 9,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/dm}^3 = 4,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$$

| | Wartość pH | Stężenie jonów H ⁺ [mol/dm ³] | Stężenie kwasu niezdysojowanego w warstwie wodnej [mol/dm ³] | Całkowite stężenie kwasu w warstwie wodnej [mol/dm ³] |
|---|---------------|--|---|--|
| Wodny roztwór kwasu 2-hydroksybenzoowego | | | | |
| Wodny roztwór po I ekstrakcji | | | | |
| Wodny roztwór po II ekstrakcji | | | | |
| Wodny roztwór po III ekstrakcji | | | | |
| Wodny roztwór po I ekstrakcji z NaCl | | | | |
| Wodny roztwór po II ekstrakcji z NaCl | | | | |
| Wodny roztwór po III ekstrakcji z NaCl | | | | |
| Wodny roztwór po jednokrotnej Ekstrakcji 120 cm ³ CHCl ₃ | | | | |

W jaki sposób wielokrotna ekstrakcja wpływa na zawartość kwasu 2-hydroksybenzoowego w roztworze wodnym?

W jaki sposób dodatek NaCl wpływa na zawartość kwasu w roztworze wodnym?

Jak zmienia się zawartość kwasu 2-hydroksybenzoowego w roztworze wodnym po jednokrotnej ekstrakcji dużą ilością chloroformu w porównaniu z trzykrotną ekstrakcją małymi porcjami chloroformu?

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

MIANOWANE ROZTWORY KWASÓW I ZASAD, MIARECZKOWANIE – JEDNA Z PODSTAWOWYCH TECHNIK W CHEMII ANALITYCZNEJ

CEL ĆWICZENIA

Poznanie podstawowego sprzętu stosowanego w miareczkowaniu, sposoby przygotowywania roztworów mianowanych oraz możliwości praktycznych zastosowań analizy miareczkowej jako metody ilościowego oznaczania substancji.

Zakres obowiązującego materiału

Pojęcie równoważnika. Rodzaje stężeń. Przeliczanie stężeń. Miareczkowanie alkacymetryczne. Wskaźniki alkacymetryczne. Krzywe miareczkowania. Substancje podstawowe. Rodzaje naczyń miarowych.

Literatura

- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", PWN, t.I i II, 2004
- T. Lipiec, Z. Szmał, "Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej", PZWL, 1997.

Sprzęt:

naczynko wagowe
3 kolby miarowe – 100 cm³
2 butelki - 250 cm³
pipeta jednomiarowa - 5 i 10 cm³
nasadka do pipet
lejek szklany
biureta – 50 cm³
3 kolbki stożkowe – 250 cm³

Odczynniki:

H₂C₂O₄ 2H₂O
NaOH (6 mol/dm³)
fenoloftaleina
r-r HCl (od prowadzącego)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Sporządzanie roztworu kwasu szczawiowego o stężeniu 0,05mol/dm³

Najlepszym i zarazem najprostszym sposobem sporządzania roztworu mianowanego (roztworu o dokładnie oznaczonym stężeniu) jest rozpuszczenie w wodzie destylowanej odpowiedniej, dokładnie odważonej ilości danej substancji (mola lub jego części) i rozcieńczenie otrzymanego roztworu do odpowiedniej objętości. Sposób ten może być stosowany tylko w przypadku posiadania odczynnika absolutnie czystego, spełniającego cechy substancji podstawowej (wzorcowej). Warunki te spełnia między innymi hydrat kwasu szczawiowego.

Obliczamy liczbę gramów krystalicznego kwasu szczawiowego (H₂C₂O₄·2H₂O)

potrzebną do sporządzenia 100 cm^3 $0,05\text{ mol/dm}^3$ roztworu $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. W tym celu na wadze analitycznej odważamy z dokładnością do $0,001\text{g}$ kwas szczawiowy w ilości zbliżonej do wartości obliczonej. Kolbę miarową (100 cm^3) ustawiamy na stole, na czystym arkuszu papieru i pomagając sobie bagietką ilościowo wsypujemy do niej zważoną substancję przez suchy lejek z krótką i szeroką nóżką. Kilkakrotnie przemywamy naczynie wagowe, bagietkę i lejek małymi porcjami wody destylowanej, którą należy wlać do kolby. Następnie dodajemy do kolby wodę destylowaną (do około $2/3$ objętości) i zamykamy kolbę korkiem. Mieszymy roztwór tak długo, aż substancja całkowicie się rozpuści. Po rozpuszczeniu substancji dopełniamy kolbę wodą tak, by dolny menisk roztworu sięgał kreski na szyjce kolby (ciecz bezbarwna). Ostatnie krople wody należy dodawać z pipety. Kolbę zatykamy korkiem i dokładnie mieszamy, dbając przy tym, by roztwór nie wyciekał. Obliczamy stężenie normalne otrzymanego roztworu. Następnie przelewamy otrzymany roztwór do czystej i suchej butelki. Naklejamy etykietę z nazwą i mianem roztworu. Należy pamiętać, że wszystkie powyższe operacje są operacjami ilościowymi i popełnienie błędu (rozsypanie związku podczas wsypywania, złe przemycie, wylanie roztworu z kolbki lub niecałkowicie rozpuszczenie kwasu) eliminuje celowość dalszych etapów.

Zadanie 2.

Sporządzanie $0,1\text{ mol/dm}^3$ roztworu NaOH i nastawienie jego miana

Obliczamy objętość 6 mol/dm^3 roztworu NaOH, którą należy użyć, aby po rozcieńczeniu otrzymać 250 cm^3 $0,1\text{ mol/dm}^3$ NaOH.

Nastawiamy miano roztworu NaOH wykorzystując przygotowany w zadaniu 1 roztwór kwasu szczawiowego o znanym stężeniu. W tym celu przepłukujemy starannie biuretę wodą destylowaną i niewielką ilością sporządzonego roztworu NaOH. Następnie biuretę napełniamy roztworem zasady tak, aby ciecz sięgała powyżej podziałki zerowej. Każde miareczkowanie rozpoczynamy z biureta napełnioną do podziałki zerowej. W przypadku roztworu bezbarwnego odczytów dokonuje się biorąc pod uwagę najniższy punkt dolnego menisku roztworu.

Miareczkowanie

Do czystej kolby stożkowej (250 cm^3) odmierzymy pipetą jednomiarową 10 cm^3 roztworu kwasu szczawiowego o ściśle ustalonym mianie (przygotowany w zadaniu 1), dodajemy kilka kropeł wskaźnika (fenoloftaleiny), spłukujemy ścianki kolbki wodą z tryskawki. Dla ułatwienia obserwacji zmiany koloru, naczynie pod biureta ustawiamy na białym tle (np. kartka papieru). Zawartość kolby stożkowej miareczkujemy roztworem NaOH ciągle mieszając. Gdy zbliża się punkt końcowy miareczkowania, pojawiające się zabarwienie po dodaniu kolejnej kropli czynnika miareczkującego zanika coraz wolniej. Miareczkowanie prowadzimy do momentu, gdy zabarwienie utrzymuje się przez około 15 sekund. Odczytujemy użytą objętość roztworu NaOH. Wykonujemy jeszcze dwa analogiczne miareczkowania.

Zadanie 3.

Alkacymetryczne oznaczanie kwasu solnego

Student otrzymuje od prowadzącego (w kolbkach miarowych na 100 cm^3) dwie próbki roztworu HCl o nieznanym stężeniu.

Do kolbki z otrzymanym do analizy roztworem HCl dodajemy wodę destylowaną, dokładnie mieszamy i uzupełniamy do kreski. Za pomocą pipety jednomiarowej przenosimy do kolby stożkowej o pojemności 250 cm³ 10 cm³ przygotowanego roztworu i dodajemy parę kropel fenoloftaleiny. Spłukujemy ścianki wodą z tryskawki i miareczkujemy mianowanym roztworem NaOH do pojawienia się zabarwienia. Wykonujemy po trzy miareczkowania każdej próbki. Końcowy wynik miareczkowania jest średnią z trzech, kolejnych oznaczeń.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Odważona masa H₂C₂O₄·2H₂O potrzebna do przygotowania 100 cm³ 0,05 mol/dm³ roztworu tego kwasu

Zad. 2.

Objętość 6 mol/dm³ roztworu NaOH potrzebna do przygotowania 250 cm³ 0,1 mol/dm³ roztworu NaOH

Objętość NaOH (cm³) zużyta na zmiareczkowanie próbki kwasu szczawiowego:

1. miareczkowanie

2. miareczkowanie

3. miareczkowanie

wartość średnia

Zad. 3.

Oznaczanie pierwszej próbki otrzymanego roztworu HCl

Zużyta objętość NaOH:

1. miareczkowanie

2. miareczkowanie

3. miareczkowanie

wartość średnia

Oznaczanie drugiej próbki otrzymanego roztworu HCl
Zużyta objętość NaOH:

1. miareczkowanie

2. miareczkowanie

3. miareczkowanie

wartość średnia

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Oblicz masę $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ konieczną do przygotowania 100 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$.

Jakie stężenie molowe ma przygotowany w zadaniu kwas szczawiowy?

Jakie jest stężenie normalne tego kwasu?

Zad. 2.

Przedstaw wyliczenia potrzebne do przygotowania 250 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu NaOH z roztworu tej zasady o stężeniu $6,0 \text{ mol/dm}^3$.

Wykorzystując obliczone w zadaniu 1 stężenie normalne przygotowanego roztworu wzorcowego kwasu szczawiowego, ilość cm^3 tego kwasu w próbce użytej do miareczkowania oraz ilość cm^3 roztworu NaOH zużytego do zmiareczkowania kwasu oblicz stężenie normalne zasady sodowej.

$$C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = C_{\text{kw. szczawiowy}} \cdot V_{\text{kw. szczawiowy}}$$

Zad. 3.

Oblicz stężenie molowe HCl w 1 próbce? (pamiętaj, że do miareczkowania pobrana została 1/10 ilości otrzymanej analizy).

Oblicz stężenie molowe HCl w 2 próbce?

Ile gramów HCl zawierała 1 próbka?

Ile gramów HCl zawierała 2 próbka?

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW, WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE PIERWIASTKÓW 3 OKRESU (CZ. I.)

CEL ĆWICZENIA

Poznanie zależności między chemicznymi właściwościami pierwiastków, a ich położeniem w układzie okresowym oraz korelacji między charakterem wiązania chemicznego w tlenkach pierwiastków III okresu, a zasadowymi i kwasowymi właściwościami tych pierwiastków.

Zakres obowiązującego materiału

Prawo okresowości w świetle elektronowej budowy atomu. Formy układu okresowego. Nazewnictwo i symbolika grup głównych i pobocznych. Okresowość fizycznych i chemicznych właściwości pierwiastków. Typ wiązania chemicznego, a miejsce pierwiastka w układzie okresowym. Czynniki warunkujące powstawanie określonych typów wiązań. Polaryzacja wiązania i jej interpretacja w aspekcie kwasowo-zasadowych właściwości tlenków, wodorotlenków i kwasów. Kryształy jonowe i kowalencyjne.

Literatura

- A. Bielański "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- R.T. Sanderson "Prawo okresowości w chemii", WNT, 1986.
- J.D. Lee "Związła chemia nieorganiczna", PWN, 1999.

Sprzęt:

10 probówek w tym dwie ze szlifem
korek ze szlifem z rurką szklaną i cienkim
wężykiem
zlewki – 200 cm³, 400 cm³, 600 cm³
zlewka – 100 cm³
łuczynko, bagietki
krystalizator (duży)
4 szkiełka zegarkowe (różne wielkości)
drewniana łąpa do probówek
niewielka parownica
2 naczynka wagowe
łyżka do spalań
cylinder miarowy – 100 cm³
lejek do sączenia, sączki
pipeta wielomiarowa 10 cm³
2 łąpy do mocowania probówek
papierki wskaźnikowe pH

Odczynniki:

Na
Mg (wstążka)
Al (wiórki)
P (czerwony)
HNO₃ (30%)
HCl (stężony)
H₂SO₄ (stężony)
K₂SiO₃ (szkło wodne 40%)
CaF₂
nafta
NaOH (2mol/dm³)
HNO₃ (2mol/dm³)
fenoloftaleina (roztwór)
czerwień metylowa (roztwór)
NaOH (stały)
NaOH (15%)
(NH₄)₆Mo₇O₂₄ (10% roztwór)

szczypcę lub pęseta

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Właściwości chemiczne sodu (reakcja sodu z wodą)

Wyjęty z nafty kawałek metalicznego sodu (nieco większy od główki zapalniczki) dzielimy (na bibule) na mniejsze części i wrzucamy do probówki zawierającej około 5 cm^3 wody, około 1 cm^3 nafty oraz kilka kropel roztworu fenoloftaleiny. Probówkę szybko zamykamy korkiem z umieszczoną w nim rurką zakończoną wężykiem, który umieszczamy w naczyniu z wodą. Obserwujemy przebieg zachodzących reakcji chemicznych, zabarwienie roztworu oraz szybkość wydzielania gazu.

Zadanie 2.

Właściwości chemiczne magnezu (reakcja magnezu z wodą)

Przygotowujemy krystalizator z wodą i zanurzamy w nim napełnioną wodą probówkę wylotem do dołu. Do drugiej probówki z około 10 cm^3 wody i kilkoma kroplami fenoloftaleiny wkładamy wstążkę magnezową. Zamykamy probówkę korkiem z rurką szklaną zakończoną wężykiem odprowadzającą wydzielający się gaz do probówki zanurzonej w krystalizatorze z wodą. Obserwujemy przebieg reakcji. Następnie w płomieniu palnika ostrożnie ogrzewamy probówkę z magnezem i porównujemy szybkość reakcji (zmianę barwy roztworu przed i po podgrzaniu). Probówkę z zebrany gazem zamykamy szczelnie palcem i wyjmujemy z krystalizatora z wodą. Za pomocą łuczynka zapalamy gaz zebrany w probówce.

Zadanie 3.

Właściwości chemiczne glinu (reakcja metalicznego glinu z zasadą sodową)

W zlewce rozpuszczamy 3 g NaOH w około 30 cm^3 wody destylowanej i dodajemy kilka kropel wskaźnika - czerwieni metylowej. Następnie dodajemy porcjami $2,5\text{ g}$ glinu w postaci drobnych wiórek. Obserwujemy przebieg reakcji. Po całkowitym rozтворzeniu glinu roztwór rozcieńczamy wodą do objętości 100 cm^3 i dodajemy kroplami $2\text{ mol/dm}^3\text{ HNO}_3$ do momentu zobojętnienia wobec czerwieni metylowej (zmiana barwy). Strącony osad odsączamy na lejku do sączenia i kilka razy przemywamy wodą destylowaną. Następnie przygotowujemy dwie probówki z około 10 cm^3 wody i umieszczamy w każdej z nich niewielką ilość otrzymanego osadu (pozostałą część osadu suszymy w suszarce w temperaturze 110°C). Do pierwszej probówki dodajemy kroplami stężony HCl , zaś do drugiej 2 mol/dm^3 roztwór NaOH i obserwujemy przebieg zachodzących reakcji chemicznych.

Zadanie 4.

Preparatyka i właściwości chemiczne żelu krzemionkowego

A. Przygotowujemy 100 cm^3 roztworu szkła wodnego (50 cm^3 szkła wodnego + 50 cm^3 wody). Połowę roztworu wlewamy do zlewki o pojemności 100 cm^3 , dodajemy pipetą około 10 cm^3 stężonego HCl , energicznie mieszając bagietką. Drugą część roztworu szkła wodnego wlewamy do zlewki o tej samej pojemności i dodajemy około 3 cm^3 stężonego HCl również energicznie mieszając.

B. Strącony w części A żel odsączamy na lejku szklanym z sączkiem i przemywamy kilka razy gorącą wodą. Świeży osad przenosimy do probówki i dodajemy w nadmiarze 15%-owy roztwór NaOH. Obserwujemy zachodzące zmiany.

C. W umocowanej w statywie probówce umieszczamy około 1 g stałego fluorku wapnia (CaF_2) dodajemy 1 cm^3 stężonego kwasu siarkowego(VI). Nakrywamy jej wylot malutkim szkiełkiem zegarkowym i łagodnie ogrzewamy płomieniem palnika. Gdy w probówce pojawi się biała mgła, przerywamy ogrzewanie, zdejmujemy szkiełko na parę sekund i zanurzamy w probówce zwilżony papierek uniwersalny. Obserwujemy zmianę zabarwienia papierka wskaźnikowego.

Zadanie 5.

Właściwości chemiczne fosforu

A. Spalanie fosforu w powietrzu

Przygotowujemy zlewkę o pojemności 600 cm^3 z około 10 cm^3 wody i szkiełko zegarkowe. Łyżkę do spalań do połowy wypełnioną czerwonym fosforem ogrzewamy pod wyciągiem w płomieniu palnika. Po zapaleniu się fosforu wkładamy łyżkę do przygotowanej zlewki i przykrywamy ją szkiełkiem zegarkowym. Obserwujemy zachodzącą reakcję.

UWAGA!!

Nie zanurzamy łyżki do spalań w wodzie.

Po spaleniu całej ilości fosforu (wyjmujemy łyżkę do spalań) mieszamy gazowy produkt spalania z wodą znajdującą się na dnie zlewki. Sprawdzamy papierkiem wskaźnikowym odczyn powstałego roztworu.

B. Reakcja fosforu z silnym utleniaczem

Okolo 0,5 g czerwonego fosforu umieszczamy w niewielkiej parownicy i zalewamy 30% roztworem HNO_3 . Parownicę ogrzewamy w płomieniu palnika na siatce termoodpornej pod wyciągiem. Gdy fosfor całkowicie przereaguje, roztwór dwukrotnie rozcieńczamy wodą. Następnie $1-2 \text{ cm}^3$ otrzymanego roztworu przenosimy do probówki i dodajemy $2-3 \text{ cm}^3$ 10%-owego roztworu $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$. Probówkę lekko odgrzewamy. Obserwujemy zachodzące zmiany.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Obserwacje przebiegu reakcji chemicznych zachodzących w probówce.

Zabarwienie roztworu w probówce.

Szybkość wydzielania się gazu w probówce.

Zad. 2.

Obserwacje przebiegu reakcji chemicznej Mg z H₂O.

Zabarwienie roztworu w probówce.

Obserwacje przebiegu reakcji Mg z H₂O po podgrzaniu.

Zabarwienie roztworu w probówce po podgrzaniu.

Obserwacje przy zapaleniu za pomocą łuczywka gazu zebranego w probówce.

Zad. 3.

Zabarwienie roztworu po rozpuszczeniu NaOH w wodzie i dodaniu czerwieni metylowej

Obserwacje przebiegu reakcji chemicznej po dodaniu glinu

Zabarwienie roztworu po dodaniu glinu

Obserwacje po rozcieńczeniu roztworu wodą i dodaniu HNO_3

Zabarwienie roztworu po dodaniu HNO_3

Obserwacje po dodaniu kilku kropel stęż. roztworu HCl do probówki z wodą i niewielką ilością otrzymanego osadu związku glinu.

Obserwacje po dodaniu kilku kropel 2 mol/dm^3 roztworu NaOH do probówki z wodą i niewielką ilością otrzymanego osadu związku glinu.

Zad. 4.

A.

Obserwacje po dodaniu do roztworu szkła wodnego 10 cm^3 stężonego HCl

Obserwacje po dodaniu do roztworu szkła wodnego 3 cm^3 stężonego HCl

B

Obserwacje po dodaniu r-u NaOH

C

Zmiana barwy papierka wskaźnikowego

Zad. 5.

A

Odczyn roztworu powstałego po zmieszaniu z wodą gazowego produktu spalania fosforu

B

Obserwacje przebiegu reakcji po dodaniu r-u HNO_3 i kolejno r-u $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$.

PYTANIA I ZADANIA**Zad. 1.**

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej Na z H_2O .

Jak i dlaczego zmienia się zabarwienie roztworu?

Jaki gaz wydzielił się w probówce?

Zad. 2.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej Mg z H_2O .

Jak zmienia się szybkość reakcji chemicznej po podgrzaniu próbki?

Jaki gaz wydzielił się w probówce?

Zad. 3.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

3.

4.

Zad. 4.

A.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

Jakie właściwości chemiczne ma powstały żel?

B.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Jakie właściwości ma otrzymany osad?

C.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Dlaczego nastąpiła zmiana zabarwienia papierka wskaźnikowego?

Zad. 5.

A.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

Jaki odczyn ma powstały roztwór? (wyjaśnij dlaczego)

B.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1

2

W jaki sposób zmienia się charakter kwasowo-zasadowy pierwiastków trzeciego okresu w układzie okresowym?

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW, WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE PIERWIASTKÓW 3 OKRESU (CZ. II.)

CEL ĆWICZENIA

Poznanie chemicznych właściwości pierwiastków należących do III okresu w aspekcie ich właściwości redukcyjnych i utleniających oraz preparatyka i właściwości wybranych kwasów fosforowych.

Zakres obowiązującego materiału

Okresowość fizycznych i chemicznych właściwości pierwiastków. Wiązanie chemiczne, a miejsce pierwiastka w układzie okresowym. Czynniki warunkujące powstanie określonych typów wiązań. Kwasowo-zasadowe właściwości kwasów i zasad oraz ich interpretacja w aspekcie polaryzacji wiązania. Stopień utleniania pierwiastków grup głównych i jego wpływ na właściwości kwasowo-zasadowe tlenków i wodorotlenków. Moc kwasów. Kwasy siarki i fosforu.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- R.T. Sanderson, "Prawo okresowości w chemii", WNT, 1986.
- J.D. Lee, "Zwięzła chemia nieorganiczna", PWN, 1999.

Sprzęt:

6 probówek, korki
1 probówka termicznie odporna
2 zlewki na 250cm³
kolba stożkowa - 200cm³
2 szkiełka zegarkowe małe
pipeta wielomiarowa 5cm³
szczypcy drewniane do probówek
papierki wskaźnikowe pH
3 naczynka wagowe
termometr
lejek do sączenia, sączki
butelka z korkiem
2 parowniczk
kroplomierz
bagażetki
rękawice gumowe
siatka termoodporna

Odczynniki:

Mg (wiórki i opiłki)
I₂
tkanina jeansowa
Al (wiórki)
woda bromowa
woda chlorowa
lakmus (roztwór)
H₂SO₄ (stężony)
Na₂SO₃ (stały)
Ca₃(PO₄)₂
1% AgNO₃
NH₃(aq) (rozc.)
FeCl₃ (roztw.)
BaCl₂ (roztw.)
CH₃COONa (roztw.)
jajko kurze (student przynosi na zajęcia)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Właściwości chemiczne metali III okresu

A. Działanie wody bromowej na magnez i glin

UWAGA!!

Brom jest cieczą silnie żrącą. Ćwiczenie wykonujemy w rękawicach gumowych.

W jednej probówce umieszczamy niewielką ilość wiórków magnezu a w drugiej mniej więcej tyle samo wiórków metalicznego glinu. Do obydwu probówek dodajemy po 2-3 cm³ wody bromowej. Probówki zamykamy korkami i wytrząsamy zawartość przez kilka minut obserwując jednocześnie zmiany zachodzące w roztworze.

B. Reakcja magnezu z jodem

Umieszczamy w probówce odpornej termicznie około 0,5 g magnezu w postaci opiłków i około 0,4 g krystalicznego jodu. Do mieszaniny ostrożnie dodajemy kroplę wody. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Zadanie 2.

Działanie wody chlorowej na barwniki pochodzenia roślinnego

W probówce zawierającej kilka cm³ wody chlorowej zanurzamy kawałek niebieskiej tkaniny bawełnianej (jeansowej). Do drugiej probówki z wodą chlorową dodajemy roztwór lakmusu dla określenia odczynu roztworu. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Zadanie 3.

Reakcja soli kwasu siarkowego(IV) z kwasem siarkowym(VI)

Pod wyciągiem, w kolbie stożkowej o pojemności 200 cm³ umieszczamy około 1 g Na₂SO₃ i wlewamy 2-3 cm³ stężonego H₂SO₄. Kolbę przykrywamy szkiełkiem zegarkowym. Ostrożnie badamy zapach wydzielającego się gazu i przy pomocy zwilżonego papierka wskaźnikowego jego odczyn.

UWAGA!!

Poniższe zadania wykonujemy pod dygestorium.

Zadanie 4.

Otrzymywanie kwasu ortofosforowego

Do zlewki wsypujemy 10 g Ca₃(PO₄)₂ i dodajemy 50 cm³ wody oraz 7 cm³ kwasu siarkowego(VI). Całość mieszamy i ogrzewamy przez 20-30 minut do około 60°C. W trakcie ogrzewania, co jakiś czas mieszamy roztwór za pomocą bagietki. Wytrącony w reakcji osad sączymy i przemywamy niewielką ilością wody. Przesącz umieszczamy w parownicze i ogrzewamy na siatce termoodpornej. Po odparowaniu wody zacząć wydzielać się białe dymy SO₂ świadczące o rozpoczęciu usuwania z mieszaniny nadmiaru H₂SO₄. Obecność jonów SO₄²⁻ sprawdzamy za pomocą jonów Ba²⁺ (do probówki z roztworem BaCl₂ dodajemy kroplę cieczy reakcyjnej). W parownicze pozostanie gęsty syrop - kwas ortofosforowy. Po ostygnięciu kwas

rozcieńczamy (dodając niewielką ilość wody destylowanej) i przelewamy do opisanej butelki zamykanej korkiem ze szlifem.

Reakcją charakterystyczną na obecność jonów PO_4^{3-} w roztworach obojętnych i alkalicznych jest reakcja z AgNO_3 . W tym celu do próbówki wlewamy niewielką ilość rozc. H_3PO_4 i dodajemy kilka kropel również rozcieńczonego amoniaku do uzyskania roztworu obojętnego lub lekko alkalicznego (papierek wskaźnikowy). Następnie do próbówki dodajemy 2-3 krople 1% roztworu AgNO_3 . Uzyskany żółty osad świadczy o obecności ortofosforanu srebra. Tylko kwas ortofosforowy i jego sole dają żółty osad z AgNO_3 .

Do wykrywania ortofosforanów w roztworach kwaśnych wykorzystywana jest reakcja z chlorkiem żelaza(III) i octanem sodu. Do próbówki wprowadzamy kilka cm^3 otrzymanego kwasu ortofosforowego i dodajemy FeCl_3 oraz CH_3COONa . Strącający się żółty osad świadczy o obecności w roztworze jonów PO_4^{3-} .

Zadanie 5.

Otrzymywanie kwasu difosforowego $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

10 cm^3 otrzymanego w zadaniu 4 kwasu ortofosforowego ogrzewamy w małej parownicze. Po odparowaniu wody, bezbarwną gęstą masę ogrzewamy w wysokiej temperaturze (ok. 250°C) przez 20 minut. W czasie ogrzewania zachodzi odwodnienie kwasu ortofosforowego i powstaje kwas difosforowy. Grudkę otrzymanej masy rozpuszczamy w niewielkiej ilości wody destylowanej i dodajemy 3-4 krople 1% AgNO_3 . Jeżeli nie wytrąci się biały osad (difosforan srebra), a powstaje żółty całość ogrzewamy jeszcze przez ok. 10 minut i ponawiamy próbę z AgNO_3 . Gdy wytrąci się już biały osad resztę zawartości parowniczkii studzimy. Po ostudzeniu otrzymujemy bezbarwne, higroskopijne kryształy kwasu difosforowego.

Zadanie 6.

Otrzymywanie kwasu metafosforowego HPO_3

Otrzymany w zadaniu 3 kwas ortofosforowy ogrzewamy w parownicze do temp. 250°C przez około 30 minut. Powstałą szklistą masę ogrzewamy jeszcze przez 15 minut do temperatury 400°C . Podczas tak silnego ogrzewania zachodzi odwodnienie kwasu ortofosforowego i powstaje kwas metafosforowy.

Do jednej próbówki wprowadzamy kilka kryształków otrzymanego kwasu metafosforowego i dodajemy kilka cm^3 wody destylowanej. W drugiej próbówce przygotowujemy roztwór białka jaja kurzego. W tym celu kilka kropel świeżego białka rozcieńczamy wodą destylowaną i silnie wstrząsamy próbówkę. Do próbówki z rozcieńczonym roztworem kwasu metafosforowego dodajemy 10 cm^3 roztworu białka kurzego. O obecności tego kwasu świadczą pojawiające się po kilku sekundach liczne i drobne kłaczkii (ścięte białko). Jest to reakcja charakterystyczna tylko dla kwasu metafosforowego. W ten sposób można nie tylko odróżnić ten kwas od pozostałych kwasów fosforowych, ale również i jego sole od soli innych kwasów fosforowych.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

A. Obserwacje
próbówka z magnezem i wodą bromową

próbówka z glinem i wodą bromową

B. Obserwacje
próbówka z magnezem i jodem

próbówka z magnezem i jodem po dodaniu kropli wody (efekt energetyczny reakcji)

Zad. 2.

Wygląd tkaniny po zanurzeniu w próbówce z wodą chlorową

Zabarwienie wody chlorowej po dodaniu lakmusu

Odczyn roztworu

Zad. 3.

Zapach wydzielającego się gazu w reakcji soli kwasu siarkowego(IV) z kwasem siarkowym(VI).

Odczyn roztworu.

Zad. 4.

Obserwacje podczas otrzymywania H_3PO_4 .

Obserwacje roztworu BaCl_2 po dodaniu kropli mieszaniny.

Obserwacje po dodaniu do roztworu kwasu ortofosforowego jonów Ag^+ .

Obserwacje po dodaniu do roztworu kwasu ortofosforowego roztworu FeCl_3 i CH_3COONa .

Zad. 5.

Obserwacje po dodaniu do kwasu difosforowego roztworu jonów Ag^+ .

Zad. 6.

Obserwacje po dodaniu do roztworu kwasu metafosforowego roztworu białka jaja kurzego.

PYTANIA I ZADANIA**Zad. 1.**

A.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

Na podstawie reakcji magnezu i glinu z wodą bromową porównaj reaktywność tych dwóch pierwiastków.

B.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Biorąc po uwagę elektroujemność pierwiastków określ typ wiązania w powstałym produkcie reakcji.

Wyjaśnij rolę wody w zainicjowaniu reakcji.

Uwzględniając promień jonowy oraz elektroujemność porównaj reaktywność magnezu względem bromu i jodu.

Zad. 2.

Zinterpretuj właściwości chemiczne wody chlorowej wiedząc, że powoduje ona zmiany chemiczne w cząsteczkach barwników chemicznych.

Zad. 3.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Zapisz równanie chemiczne hydrolizy soli kwasu siarkowego(IV).

Uzasadnij właściwości soli kwasu siarkowego(IV) oraz wydzielającego się w reakcji gazu.

Określ moc kwasu siarkowego(IV) i porównaj z mocą kwasu siarkowego(VI).

Wyjaśnij, dlaczego kwasu siarkowego(IV) nie można wyodrębnić z roztworu, a jedynie jego sole.

Zad. 4.

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania kwasu ortofosforowego.

Zapisz równanie reakcji chemicznej na obecność jonów SO_4^{2-} (z nie przereagowanego H_2SO_4) w mieszaninie reakcyjnej.

Narysuj wzór strukturalny kwasu ortofosforowego.

Zapisz równanie reakcji charakterystycznej na obecność jonów PO_4^{3-} w roztworach obojętnych i lekko alkalicznych

Zapisz równanie reakcji charakterystycznej na obecność jonów PO_4^{3-} w roztworach kwaśnych

Zad. 5.

Zapisz równanie reakcji chemicznej termicznego rozkładu (temp. 250°C) H_3PO_4 .

Zapisz równanie reakcji chemicznej z AgNO_3 , w której otrzymałeś biały osad.

Narysuj wzór strukturalny kwasu difosforowego.

Zad. 6.

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania kwasu metafosforowego.

Narysuj wzór strukturalny kwasu metafosforowego.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

WŁAŚCIWOŚCI ZWIĄZKÓW KOMPLEKSOWYCH

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z nazewnictwem i właściwościami związków kompleksowych oraz z preparatyką prostych soli kompleksowych.

Zakres obowiązującego materiału

Jon centralny. Ligand. Sfera koordynacyjna. Teoria Wernera. Nomenklatura związków kompleksowych. Izomeria i trwałość związków koordynacyjnych. Kompleksy labilne i inertne. Rozpuszczalność ligandów w wodzie. Barwa ligandów i kompleksów. Ułamki molowe.

Literatura

- L. Pauling; P. Pauling, "Chemia ", PWN, 1998.
- A. Bielański, "Podstawy Chemii Nieorganicznej", PWN, 2004.
- L. Pajdowski, "Chemia Ogólna", PWN, 1998.

Sprzęt:

3 kolbki miarowe - 25 cm³
2 kolbki miarowe - 100 cm³
4 duże probówki
4 naczynka wagowe
3 zlewki - 250 cm³
2 zlewki - 500 cm³
1 zlewka - 100 cm³
3 pipety wielomiarowe
nasadka do pipet
biureta
kolba stożkowa – 250 cm³
cylinder miarowy – 100 cm³
krystalizator
termometr
zestaw do sączenia pod zmniejszonym ciśnieniem
lejek do sączenia, sączki
moździerz porcelanowy
mały lejek
łapa do biurety
łapa drewniana do probówek
papierki wskaźnikowe pH
siatka termoodporna
trójnóg

Odczynniki:

NH_{3(aq)} (stężony)
HCl (stężony)
C₂H₅OH
HNO₃ (stężony)
NaCl
Cr(NO₃)₃·9H₂O
CuSO₄·5H₂O
CoCl₂·6H₂O
NiCl₂·6H₂O
lód

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Preparatyka i właściwości siarczanu (VI) tetraamina miedzi(II)

A. Rozdrabniamy w moździerzu 5 g krystalicznego siarczanu (VI) miedzi (II), przenosimy do zlewki i rozpuszczamy w mieszaninie składającej się z 5 cm³ wody i 7,5 cm³ stężonego amoniaku. Roztwór sączymy przez sączek z bibuły filtracyjnej do krystalizatora, a następnie ciągle mieszając, dodajemy kroplami 10 cm³ alkoholu etylowego. Roztwór pozostawiamy do krystalizacji w lodzie. Wydzielone kryształy odsączamy na lejku Büchnera i przemywamy 10 cm³ mieszaniny składających się z 5 cm³ alkoholu etylowego i 5 cm³ stężonego amoniaku, a następnie 10 cm³ alkoholu etylowego. Kryształy rozkładamy na bibule, suszymy na powietrzu w temperaturze pokojowej i po wysuszeniu ważymy.

B. Niewielką ilość preparatu umieszczamy w probówce i trzymając u jej wylotu zwilżony wodą destylowaną papierek wskaźnikowy ogrzewamy ją w płomieniu palnika obserwując zmianę zabarwienia papierka.

Zadanie 2.

Aminowe kompleksy Co²⁺, Cu²⁺, Ni²⁺

W kolbkach miarowych na 25 cm³ przygotowujemy z odpowiednich naważek 0,1 mol/dm³ wodne roztwory soli kobaltu(II), miedzi(II) i niklu(II). Trzy duże probówki napełniamy do połowy roztworami przygotowanych soli. Zapisujemy barwy tych roztworów. Następnie do kolejnych roztworów (pod dygestorium) dodajemy powoli pipetą po 3 cm³ stężonego amoniaku. Ponownie zapisujemy barwy roztworów.

Zadanie 3.

Zastąpienie ligandów Cl⁻ przez H₂O

Przygotowujemy dwie 1 g naważki CoCl₂. Jedną naważkę rozpuszczamy w zlewce w 100 cm³ wody destylowanej, drugą w 100 cm³ alkoholu etylowego. Następnie przemywamy biuretę i dopełniamy ją do kreski wodą destylowaną. Do kolbki stożkowej ze znaną objętością etanolowego roztworu kobaltu dodajemy z biurety wodę destylowaną do momentu zmiany barwy. Zapisujemy ilość wody dodaną z biurety. Odbarwiony roztwór dzielimy na dwie części. Do jednej części dodajemy pipetą stężony HCl, aż do ponownej zmiany barwy. Drugą część roztworu ogrzewamy w zlewce również do zmiany barwy. Mierzmy temperaturę, w której nastąpiła zmiana barwy.

Zadanie 4.

Zmiana barwy kompleksów pod wpływem temperatury

A. W kolbie miarowej na 100 cm³ przygotowujemy z odpowiedniej naważki 0,1 mol/dm³ roztwór CuSO₄ i wlewamy go do zlewki na 250cm³. Dodajemy następnie 5 g NaCl i roztwór ogrzewamy na siatce w płomieniu palnika. Zapisujemy zmianę barwy roztworu oraz temperaturę, w której ta zmiana nastąpiła. Zlewkę z roztworem oziębiamy w lodzie i zapisujemy obserwowane zmiany.

B. Rozpuszczamy w zlewce 2 g Cr(NO₃)₃ w 50 cm³ 0,1 mol/dm³ HNO₃ (samodzielnie przygotowanego). Dodajemy NaCl (stały) w nadmiarze.

Roztwór następnie ogrzewamy. Obserwujemy zmiany barwy roztworów i temperaturę, w której nastąpiła.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

A.

Masa otrzymanego osadu

B.

Zabarwienie papierka wskaźnikowego

Odczytana wartość pH

Zad. 2.

Naważka CoCl_2 potrzebna do przygotowania 25 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu

Naważka CuSO_4 potrzebna do przygotowania 25 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu

Naważka NiCl_2 potrzebna do przygotowania 25 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu

| | Barwy roztworów | |
|-----------------|-----------------|---------------------|
| | wodnych soli | po dodaniu amoniaku |
| CoCl_2 | | |
| CuSO_4 | | |
| NiCl_2 | | |

Zad. 3.

Barwa wodnego roztworu CoCl_2

Barwa etanolowego roztworu CoCl_2

Objętość (cm^3) wody dodanej z biurety do etanolowego roztworu CoCl_2

Barwa roztworu po dodaniu wody z biurety

Obserwacje po dodaniu stęż. HCl do roztworu w pierwszej probówce

Obserwacje po ogrzaniu roztworu w drugiej probówce

Temperatura, w której nastąpiła zmiana barwy

Zad. 4.

A.

Masa CuSO_4 potrzebna do przygotowania 100 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu

Zmiana barwy roztworu po dodaniu NaCl i ogrzaniu

Temperatura zmiany barwy

Obserwowane zmiany po oziębieniu zlewki z roztworem w lodzie

B.

Zmiana barwy roztworu $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ po dodaniu NaCl i ogrzaniu

Temperatura, w której nastąpiła zmiana barwy roztworu

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

A.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Oblicz wydajność przeprowadzonej reakcji chemicznej.

B.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych.

Wyjaśnij, dlaczego nastąpiła zmiana barwy papierka wskaźnikowego.

Zad. 2.

Przedstaw obliczenia potrzebne do wyznaczenia mas soli kobaltu, miedzi i niklu potrzebnych do przygotowania 25 cm³ 0,1 mol/dm³ roztworów.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

3.

Wyjaśnij przyczyny zmian barw roztworów soli po dodaniu stężonego amoniaku.

Zad. 3.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych.

Z objętości dodanej wody z biurety oblicz skład rozpuszczalnika (w ułamkach molowych), w którym następuje przesunięcie równowagi w kierunku tworzenia akwakompleksu.

Zad. 4.

A.

Przedstaw obliczenia potrzebne do wyznaczenia masy soli miedzi potrzebnej do przygotowania 100 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych.

B.

Jak przygotować 50 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu HNO_3 mając do dyspozycji roztwór 65%?

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych.

Porównaj temperatury przejścia barw w kompleksach Co^{2+} , Cr^{3+} i Cu^{2+} .

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

KATALITYCZNE OZNACZANIE ŚLADÓW MIEDZI

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z przykładem homogenicznej reakcji katalitycznej i wykorzystanie tej reakcji do oznaczania śladowych ilości jonów Cu^{2+} .

Zakres obowiązującego materiału

Szybkość reakcji. Stała szybkości reakcji chemicznej. Katalizator. Energia aktywacji. Homogeniczna i heterogeniczna reakcja katalityczna. Rząd i cząsteczkowość reakcji.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- L. Pajdowski, "Chemia ogólna", PWN, 1998.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia. Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.

Sprzęt:

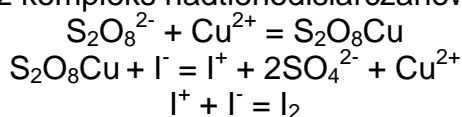
2 zlewki – 100 cm³, 250 cm³
 4 kolby miarowe - 250 cm³
 2 kolby miarowe - 100 cm³
 2 cylindry miarowe - 50 cm³
 2 cylindry miarowe - 100 cm³
 2 pipety -5 cm³, 10 cm³, 25 cm³
 pipeta wielomiarowa -25 cm³
 zestaw do sączenia pod próżnią
 naczynka wagowe
 statyw, siatka termoodporna
 moździerz, stoper
 bagietki

Odczynniki:

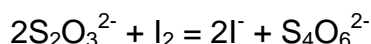
$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (0,01 mol/dm³)
 skrobia (2%)
 $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ (0,2 mol/dm³)
 HNO_3 (rozc. 1:1)
 roztwór Cu^{2+} 8x10⁻⁴ mol/dm³
 (od prowadzącego ćwiczenie)
 roztwór Cu^{2+} o nieznanym stęż.
 (od prowadzącego ćwiczenie)
 KI (0,2 mol/dm³)
 gleba

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

W ćwiczeniu przedstawiono jedno z wielu zastosowań reakcji katalitycznych - oznaczenie śladowych ilości jonów metali. Wykorzystywany jest tutaj fakt zmiany szybkości reakcji w zależności od stężenia oznaczanego jonu. W tym przypadku rozpatrujemy katalizowaną przez jon Cu^{2+} reakcję utleniania jonu jodkowego (I^-) przez kompleks nadtlenodisiarczanowy.



Do przedstawionego powyżej układu zawierającego $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ i I^- wprowadza się jony $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ (tiosiarczanowe), które reagują z wydzielającym się jodem.



W momencie wykorzystania całej ilości jonu tiosiarczanowego wydzielający się wolny jod nie jest redukowany do jonów jodkowych i zostaje wykryty za pomocą reakcji ze skrobią.

Zadanie 1.

Wyznaczanie krzywej kalibracji

W pierwszym etapie przygotowujemy dwa roztwory podstawowe:

Roztwór nr 1

50 cm³ 0,2 mol/dm³ KI
 65 cm³ 0,01 mol/dm³ Na₂S₂O₃
 100 cm³ H₂O
 35 cm³ 2% skrobi (świeżo przygotowanej)

Roztwór nr 2

50 cm³ 0,2 mol/dm³ (NH₄)₂S₂O₈
 200 cm³ H₂O

Z otrzymanego od prowadzącego ćwiczenie standardowego roztworu Cu²⁺ o stężeniu 8·10⁻⁴ mol/dm³ (około 50 cm³) przygotowujemy przez rozcieńczenie wodą trzy dodatkowe roztwory tego jonu o następujących stężeniach:

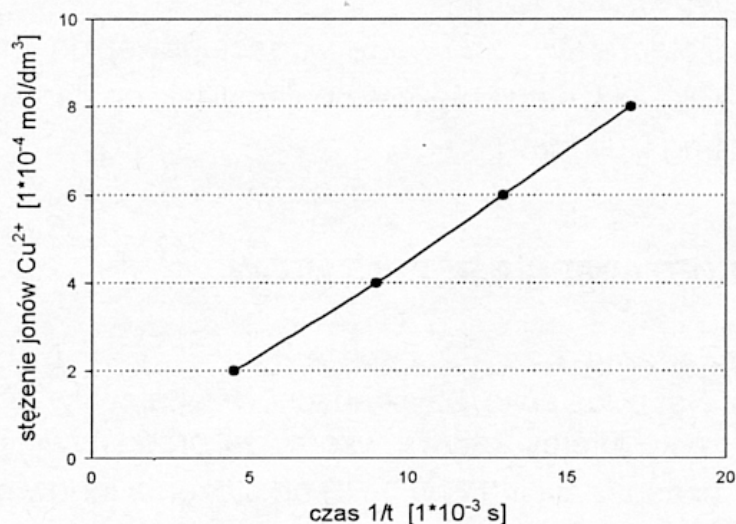
- a) 6·10⁻⁴ mol/dm³
- b) 4·10⁻⁴ mol/dm³
- c) 2·10⁻⁴ mol/dm³

Roztwór "a" otrzymujemy przez rozcieńczenie 9 cm³ roztworu standardowego wodą w stosunku objętościowym 3:1. Roztwór "b" otrzymujemy przez dwukrotne rozcieńczenie roztworu standardowego w stosunku objętościowym 1:1 (10 cm³ roztworu standardowego i 10 cm³ wody), zaś roztwór "c" przez dwukrotne rozcieńczenie roztworu "b" w stosunku objętościowym 1:1 (5 cm³ roztworu "b" i 5 cm³ wody).

POMIAR WSTĘPNY (przygotowanie krzywej wzorcowej)

Do wysokiej zlewki (o poj. 250 cm³) wlewamy 25 cm³ roztworu nr 1, a do drugiej zlewki (o poj. 100 cm³) 25 cm³ roztworu nr 2. Do zlewki zawierającej roztwór nr 1 dodajemy 5 cm³ standardowego roztworu Cu²⁺ o stężeniu 8·10⁻⁴ mol/dm³. Zawartość zlewki z roztworem nr 2 dodajemy szybko do roztworu nr 1 zapisując początkowy czas reakcji (od tego momentu mieszamy reagujący układ). Notujemy czas pojawienia się niebieskiego zabarwienia, który jest czasem reakcji (t) w sekundach. Obliczamy wartość 1/t i nanosimy na wykres krzywej kalibracji dla stężenia 8·10⁻⁴ mol/dm³. Następnie wykonujemy analogiczne eksperymenty dodając zamiast roztworu standardowego kolejno po 5 cm³ roztworów a, b i c. Po zanotowaniu wyników pomiarów wykreślamy krzywą wzorcową przedstawiającą zależność odwrotności czasu reakcji (t⁻¹) wyrażonego w s⁻¹ (oś x) od stężenia jonów miedzi (II) (Cu²⁺) w mol/dm³ (oś y).

Z kolei wykonujemy doświadczenie według opisanej wyżej procedury stosując otrzymany od prowadzącego ćwiczenie roztwór o nieznanym stężeniu jonów Cu²⁺. Po zmierzeniu czasu reakcji odczytujemy z krzywej wzorcowej stężenie jonów Cu²⁺ w analizowanym roztworze.



Zad. 2.

Wyznaczanie stężenia jonów miedzi (II) w glebie

Okolo 5 g zmielonej drobno gleby wsypujemy do zlewki i zalewamy 100 cm³ kwasu azotowego(V) rozc. (1:1). Całość gotujemy na siatce termoodpornej pod wyciągiem przez 10 minut. Po tym czasie zawartość zlewki sączymy na lejku, a zimny przesącz wlewamy do kolby miarowej na 250 cm³ i dopełniamy do kreski wodą. Do analizy pobieramy 10 cm³ tak przygotowanego roztworu i dalej postępujemy jak opisano w zadaniu 1 przy pomiarze wstępnym.

Zad. 3.

Wyznaczanie stężenia jonów miedzi (II) w kwasie azotowym(V) używanym do analizy w zadaniu 2

10 cm³ HNO₃ wlewamy do kolby miarowej na 250 cm³ i dopełniamy do kreski wodą destylowaną. Do analizy na zawartość jonów Cu²⁺ pobieramy 10 cm³ tego roztworu. Następnie wykonujemy czynności opisane w zadaniu 1 przy pomiarze wstępnym. Otrzymany wynik oznaczający ilość miedzi w kwasie azotowym(V) odejmujemy od zawartości miedzi w analizie gleby. Oznaczenie to pozwala uniknąć błędu systematycznego. Jeśli kwas azotowy(V) zawiera ślady miedzi to używanie tego odczynnika wpływa na zawyżenie zawartości jonów miedzi w glebie.

Określenie stężenia oznaczanego jonu lub związku chemicznego w używanych do analizy odczynnikach nazywamy "ślełą próbą".

Zad. 4.

Wyznaczanie stężenia jonów miedzi (II) w wodzie wodociągowej

Do analizy na zawartość jonów Cu²⁺ pobieramy 5 cm³ wody wodociągowej. Oznaczenie wykonujemy analogicznie jak w zadaniu 1 (pomiar wstępny). Uzyskany wynik przeliczamy i wyrażamy w [mg Cu²⁺/dm³].

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Stężenie roztworu miedzi(II) $8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

Stężenie roztworu miedzi(II) $6 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

Stężenie roztworu miedzi(II) $4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

Stężenie roztworu miedzi(II) $2 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$
czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

Roztwór jonów miedzi(II) o nieznanym stężeniu
czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

Zad. 2.

czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

Zad. 3.

czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

Zad. 4.

czas reakcji (pojawienie się niebieskiego zabarwienia)

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Narysuj krzywą wzorcową przedstawiającą zależność odwrotności czasu reakcji (t^{-1}) od stężenia jonów miedzi(II) w mol/dm^3 .

Na podstawie czasu reakcji odczytaj z krzywej wzorcowej stężenie jonów Cu^{2+} (mol/dm^3) w roztworze otrzymanym od prowadzącego ćwiczenie.

Zad. 2.

Odczytaj z krzywej wzorcowej stężenie jonów Cu^{2+} (mol/dm^3) w glebie.

Oblicz zawartość jonów Cu^{2+} (mg) w 100 g gleby (pamiętaj o odjęciu obliczonej w zad. 3 ilości miedzi wprowadzonej w $10 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$).

Zad. 3.

Odczytaj z krzywej wzorcowej stężenie jonów Cu^{2+} (mol/dm^3) w kwasie azotowym.

Oblicz zawartość jonów Cu^{2+} (mg) w HNO_3 używanym w zadaniu 2.

Zad. 4.

Odczytaj z krzywej wzorcowej stężenie jonów Cu^{2+} (mol/dm^3) w wodzie wodociągowej.

Oblicz zawartość Cu^{2+} w wodzie wodociągowej (w $\text{mg Cu}^{2+}/\text{dm}^3$).

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

CHEMIA ZWIĄZKÓW CHROMU, REAKCJE UTLENIAJĄCO-REDUKCYJNE, AMFOTERYCZNOŚĆ

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie się z procesami chemicznymi zachodzącymi podczas syntezy $PbCr_2O_7$ oraz ze zjawiskiem amfoteryczności i reakcjami redoks.

Zakres obowiązującego materiału

Podstawy techniki strąceniowej. Chemia związków chromu. Pojęcie utleniania, redukcji oraz stopnia utlenienia. Właściwości redoks chlorowców i związków manganu. Amfoteryczność, przykłady związków amfoterycznych i ich reakcje.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- A. E. Williams, "Chemia nieorganiczna", PWN, 1995.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.
- J.D. Lee, "Związła chemia nieorganiczna", PWN, 1999.

Sprzęt:

lejek Gooch'a
szkiełko zegarkowe
naczyrko wagowe
kolbka stożkowa - 50 cm^3 i 100 cm^3
zestaw do sączenia próżniowego
zlewki – 50 cm^3 , 100 cm^3 , 250 cm^3
20 probówek (5 z korkami)
statyw do probówek
pipety wielomiarowe 2 cm^3 i 10 cm^3
cylinder miarowy 50 cm^3
siatka termoodporna
trójnóg
papierki wskaźnikowe pH

Odczynniki:

$Cr(NO_3)_3 \cdot 9H_2O$
NaOH (roztw. 25%)
 H_2O_2 (roztw. 30%)
 $Pb(NO_3)_2$
 CH_3COOH (roztwór wodny 1:3)
woda bromowa - $Br_2(aq)$
 I_2 w KI
 CCl_4
KBr ($0,01\text{ mol/dm}^3$)
KI ($0,01\text{ mol/dm}^3$)
 H_2SO_4 (1 mol/dm^3)
 $KMnO_4$ ($0,004\text{ mol/dm}^3$)
 H_2SO_4 (6 mol/dm^3)
 $NaHSO_3$ ($0,025\text{ mol/dm}^3$)
NaOH (12 mol/dm^3)
woda chlorowa - $Cl_2(aq)$

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

W zakres tego ćwiczenia wchodzi trzy niezależne doświadczenia, których wspólną cechą jest to, że w trakcie ich przebiegu zachodzą reakcje redoks.

Zadanie 1.

Synteza PbCr_2O_7

Czysty lejek Gooch'a umieszczamy w suszarce, ważąc go kilkakrotnie do uzyskania stałej masy.

Dokładnie odważone 0,10 g $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ wsypujemy do kolbki stożkowej (100 cm^3) i rozpuszczamy w 10 cm^3 H_2O destylowanej. Następnie dodajemy kroplami 25% roztwór NaOH do momentu otrzymania mętnego zielono-szarego osadu. Dodawanie NaOH kontynuujemy, aż do uzyskania zielonego klarownego roztworu. Następnie dodajemy powoli 5 cm^3 30% H_2O_2 (roztwór staje się brązowy) i ogrzewamy ostrożnie w płomieniu palnika na siatce termoodpornej przez 15-20 minut. Po zakończeniu reakcji następuje zmiana barwy roztworu na jasno-żółty kolor. W trakcie eksperymentu nie należy doprowadzić do całkowitego odparowania roztworu. Do gorącego roztworu dodajemy rozcieńczony kwas octowy, aż do zmiany zabarwienia na pomarańczowe.

Równocześnie przygotowujemy roztwór $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ rozpuszczając 0,9 g tej soli w około 50 cm^3 wody. W celu zakwaszenia roztworu dodajemy do niego 3 - 5 cm^3 rozcieńczonego kwasu octowego (odczyn sprawdzamy papierkiem uniwersalnym).

Ciągle ogrzewając roztwór zawierający jony $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ dodajemy do niego kroplami 20 cm^3 przygotowanego roztworu azotanu(V) ołowiu(II). Przy zbyt szybkim wymieszaniu obu roztworów otrzymuje się trudny do sączenia drobnoziarnisty osad, co jest zjawiskiem niekorzystnym. Następnie gotujemy łagodnie roztwór z osadem przez około 5 minut. Osad sączymy pod próżnią na zważonym lejku Gooch'a i przemywamy kilkakrotnie gorącą wodą. Lejek z osadem suszymy do stałej masy w suszarce w temperaturze $100\text{-}120^\circ\text{C}$ przez około 45 minut. Obliczamy masę uzyskanego PbCr_2O_7 .

Zadanie 2.

Reakcje utlenienia w grupie chlorowców

Ćwiczenie to składa się z kilku reakcji, które wykonujemy w probówkach.

A. Przygotowujemy w oddzielnych probówkach roztwory (kilka kropeł) jodu (roztwór jodu w KI), bromu ($\text{Br}_2(\text{aq})$) i chloru ($\text{Cl}_2(\text{ag})$) w $0,5 \text{ cm}^3$ CCl_4 . Obserwujemy barwy tych roztworów.

B. Do dwóch probówek, z których jedna zawiera 5-6 kropeł $0,01 \text{ mol/dm}^3$ KBr, a druga taką samą ilość $0,01 \text{ mol/dm}^3$ KI, dodajemy po $0,5 \text{ cm}^3$ CCl_4 , 5 kropeł 1 mol/dm^3 roztworu H_2SO_4 i 10 kropeł wody chlorowej. Obserwujemy zabarwienia warstwy CCl_4 .

C. Do probówki zawierającej 5 kropeł wodnego roztworu $0,01 \text{ mol/dm}^3$ KI dodajemy $0,5 \text{ cm}^3$ CCl_4 i 10 kropeł wody bromowej, a do probówki zawierającej 5 kropeł $0,01 \text{ mol/dm}^3$ KBr dodajemy $0,5 \text{ cm}^3$ CCl_4 i 10 kropeł roztworu jodu w KI. Obserwujemy zabarwienie warstwy CCl_4 .

Zadanie 3.

Wpływ odczynu środowiska na redukcję KMnO_4

Do trzech probówek wprowadzamy po 5 kropeł $0,004 \text{ mol/dm}^3$ roztworu KMnO_4 . Do pierwszej probówki dodajemy 5 kropeł 6 mol/dm^3 H_2SO_4 , do

drugiej taką samą objętość wody, a do trzeciej tyle samo roztworu 12 mol/dm^3 NaOH. Następnie do wszystkich probówek dodajemy po 5 kropeł roztworu NaHSO_3 o stężeniu $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$. Obserwujemy zmiany zabarwienia roztworu w każdej probówce.

Do trzeciej probówki (środowisko alkaliczne) dodajemy ostrożnie kilka kropeł 6 mol/dm^3 H_2SO_4 . Obserwujemy barwę roztworu. Po czym dodajemy do tego roztworu kilka kropeł 12 mol/dm^3 NaOH i ogrzewamy.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Masa lejka Gooch'a

Masa lejka Gooch'a z osadem

Zad. 2.

A.

Barwa roztworu I_2 w CCl_4 lub CH_3Cl

Barwa roztworu Br_2 w CCl_4 lub CH_3Cl

Barwa roztworu Cl_2 w CCl_4 lub CH_3Cl

B.

Barwa warstwy CCl_4 w probówce z KBr

Barwa warstwy CCl_4 w probówce z KI

C.

Barwa warstwy CCl_4 w probówce z KI i Br_2

Barwa warstwy CCl_4 w probówce z KBr i KI_3

Zad. 3.

Barwa roztworu KMnO_4 w środowisku kwaśnym

Barwa roztworu KMnO_4 w środowisku obojętnym

Barwa roztworu KMnO_4 w środowisku zasadowym

Barwa roztworu KMnO_4 w środowisku zasadowym po dodaniu kilku kropeł 6 molowego H_2SO_4

Barwa roztworu KMnO_4 w środowisku zasadowym po dodaniu kilku kropeł 6 molowego H_2SO_4 i kilku kropeł 12 molowego roztworu NaOH

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Masa otrzymanego osadu

Zapisz równania reakcji kolejnych etapów otrzymywania PbCr_2O_7 .

Znając wyjściową masę chromu, oblicz na podstawie równania reakcji chemicznej, wydajność przeprowadzonej reakcji.



Zad. 2.

B.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

C.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

Zad. 3.

Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych:

1.

2.

3.

4.

5.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

PRAWO DZIAŁANIA MAS I REGUŁA PRZEKORY

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studentów z wpływem zmiany parametrów stanu (temperatura, stężenie, ciśnienie) na położenie równowagi chemicznej w reakcjach odwracalnych.

Zakres obowiązującego materiału

Prawo działania mas. Reguła przekory. Reakcja odwracalna. Wpływ ciśnienia, temperatury na położenie równowagi reakcji odwracalnej. Obliczenia dotyczące stałej równowagi chemicznej. Równowaga chemiczna w układach heterogenicznych. Wykorzystanie wartości stałej równowagi chemicznej dla przewidywania kierunku biegu reakcji. Zależność między zmianą energii Gibbsa, a stałą równowagi. Wpływ katalizatora na wartość stałej równowagi. Potencjały standardowe.

Literatura

- Praca zbiorowa, "Chemia fizyczna", PWN, 1980.
- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.

Sprzęt:

5 zlewek - 100 cm³
5 zlewek - 250 cm³
termometr
5 wkraplaczy
0,5 litrowy rozdzielacz
kolba miarowa - 0,5 dm³
2 kolby miarowe – 100 cm³
2 kolby miarowe – 50 cm³
kolba miarowa – 250 cm³
4 kolbki stożkowe – 150 cm³
cylinder miarowy – 100 cm³
pipeta wielomiarowa – 10 cm³
szkiełko zegarkowe
papierki wskaźnikowe pH

Odczynniki:

ampułki z zatopionym NO₂
KSCN (10% roztwór)
FeCl₃ (10% roztwór)
AgNO₃ (0,1 mol/dm³)
CCl₄
NH₃(aq) (stężony)
CuSO₄ (0,1 mol/dm³)
KIO₃ (0,04 mol/dm³)
KBrO₃ (0,04 mol/dm³)
KBr (0,2 mol/dm³)
NaOH (0,01 mol/dm³)
HCl (stężony)
mocznik (stały)
KCl (stały)
KI (stały)
lód

Wodne roztwory przygotowywane przez studenta przed ćwiczeniem:

100 cm³ 1 mol/dm³ roztwór mocznika
50 cm³ 10% wodnego roztworu KCl
100 cm³ 1 mol/dm³ wodnego roztworu HCl
250 cm³ 0,2 mol/dm³ wodnego roztworu KI

UWAGA!!

Zachowaj szczególną ostrożność przy przygotowywaniu 1 mol/dm³ roztworu HCl ze stężonego kwasu. Stężony kwas solny podobnie jak stężony roztwór amoniaku, silnie drażnią skórę, oczy i drogi oddechowe.

Azotan srebra i jego roztwory posiadają właściwości drażniące i trwale brudzą skórę oraz tkaniny. Staraj się, aby skóra twoich rąk nie miała kontaktu z roztworem AgNO₃ oraz CCl₄.

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Ampułkę z zatopionym NO₂ wkładamy do wody o temperaturze pokojowej i lekko podgrzewamy. Mierzmy temperaturę, w której nastąpiła zmiana zabarwienia gazu znajdującego się w ampułce. Drugą ampułkę z zatopionym NO₂ wstawiamy do wody z lodem. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Zadanie 2.

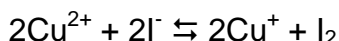
Do kolby miarowej o pojemności 500 cm³ zawierającej niewielką ilość wody destylowanej dodajemy po 2,5 cm³ 10% roztworów: FeCl₃ oraz KSCN i dopełniamy do kreski wodą. Do czterech kolbek stożkowych wlewamy po 100 cm³ otrzymanego roztworu. Następnie do pierwszej kolbki stożkowej dodajemy 10 cm³ 10% FeCl₃, do drugiej 10 cm³ 10% KSCN, do trzeciej 10 cm³ 10% roztworu KCl, czwartą kolbkę pozostawiamy dla porównania barwy, której intensywność jest miarą stężenia kompleksu K₃[Fe(SCN)₆] będącego produktem reakcji FeCl₃ z KSCN.

Zadanie 3.

Do zlewki o objętości 100 cm³ wlewamy 70 cm³ roztworu mocznika o stężeniu 1 mol/dm³ i sprawdzamy pH roztworu mocznika. Kilka kropli roztworu ze zlewki przenosimy na szkiełko zegarkowe i dodajemy dwie krople 0,1 mol/dm³ roztworu AgNO₃. Następnie roztwór w zlewce podgrzewamy do wrzenia przez kilka minut i ponownie wykonujemy testową reakcję z AgNO₃.

Zadanie 4.

W poniższym doświadczeniu będziemy śledzić przesuwanie się równowagi w reakcji:



W rozdzielaczu umieszczamy 10 cm³ 0,1 mol/dm³ CuSO₄ oraz 80 cm³ H₂O i dodajemy 5 cm³ świeżo przygotowanego 0,2 mol/dm³ roztworu KI. Obserwujemy zachodzące zmiany. Następnie do mieszaniny w rozdzielaczu dodajemy 40 cm³ 0,1 mol/dm³ CuSO₄, wytrząsamy i po ustaleniu się równowagi (nie ulega zmianie barwa roztworu i ilość osadu) dodajemy około 50 cm³ CCl₄ i dalej energicznie wstrząsamy zawartość przez kilka minut. Następnie do mieszaniny w rozdzielaczu dodajemy około 15 cm³ stężonego NH₃(aq), roztwór wytrząsamy energicznie. Pamiętajmy o otwarciu kranu rozdzielacza po każdym 2-3 wstrząśnięciach, dla wyrównania ciśnień (ciepło rąk powoduje parowanie CCl₄, co prowadzi do zmniejszenia rozpuszczalności amoniaku w roztworze i w konsekwencji do gwałtownego wzrostu ciśnienia w rozdzielaczu).

Zadanie 5.

Do czterech zlewek na 250 cm³, oznaczonych A, B, C i D, wlewamy po 80 cm³ wody, 2 krople 0,01 mol/dm³ NaOH i po 10 cm³ każdego z wymienionych poniżej roztworów:

A: 0,2 mol/dm³ KI i 0,04 mol/dm³ KIO₃

B: 0,2 mol/dm³ KI i 0,04 mol/dm³ KBrO₃

C: 0,2 mol/dm³ KBr i 0,04 mol/dm³ KBrO₃

D: 0,2 mol/dm³ KBr i 0,04 mol/dm³ KIO₃

Następnie dodajemy do zlewek A, B, D 5 kropli 1 mol/dm³ HCl, a do zlewki C, 5 kropli stężonego HCl.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Barwa gazu w ampułce

Barwa gazu w ampułce po podgrzaniu

Temperatura, w której nastąpiła zmiana barwy

Barwa gazu w ampułce po oziębieniu w wodzie z lodem

Zad. 2.

Barwa roztworu uzyskanego po dodaniu do wody destylowanej 10% roztworu FeCl₃ i 10% roztworu KSCN

Zmiany zachodzące w kolbkach z roztworem FeCl₃ i KSCN po dodaniu 10% FeCl₃

10% KSCN

10% KCl

Zad. 3.

Efekt reakcji po dodaniu AgNO_3 do mocznika

Wartość pH roztworu mocznika

Efekt reakcji po podgrzaniu mocznika i dodaniu AgNO_3

Zad. 4.

Obserwacje:

po dodaniu do rozdzielnicy z CuSO_4 i H_2O roztworu KI

po dodaniu do mieszaniny w rozdzielnicy CuSO_4 i CCl_4

po dodaniu do mieszaniny w rozdzielnicy stężonego $\text{NH}_3(\text{aq})$

Zad. 5.

Barwa roztworu A

Barwa roztworu A po dodaniu KI i KIO_3

Zmiany zachodzące w roztworze A po dodaniu 1 molowego HCl

Barwa roztworu B

Barwa roztworu B po dodaniu KI i KBrO_3

Zmiany zachodzące w roztworze B po dodaniu 1molowego HCl

Barwa roztworu C

Barwa roztworu C po dodaniu KBr i KBrO_3

Zmiany zachodzące w roztworze C po dodaniu stężonego HCl

Barwa roztworu D

Barwa roztworu D po dodaniu KIO_3

Zmiany zachodzące w roztworze D po dodaniu 1molowego HCl

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Zapisz równania reakcji chemicznych zachodzących procesów.

Przedyskutuj zmiany położenia równowagi reakcji $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$ w przypadku zmian ciśnienia przy stałej temperaturze.

Zad. 2.

Zapisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w roztworze.

Przedstaw wzór na stałą równowagi tej reakcji.

Wyjaśnij powody zmian intensywności barwy roztworów w oparciu o regułę przekory Le Chateriera-Brauna.

Jak przesunęło się położenie równowagi w badanych reakcjach?

Zad. 3.

Na podstawie tablicy rozpuszczalności i wzoru związku, z którego Wöhler po raz pierwszy dokonał syntezy mocznika podaj, jakich jonów szukałeś w reakcji z AgNO_3 ?

Zapisz równanie reakcji chemicznej w czasie podgrzewania roztworu mocznika.

Czy reakcja ta jest odwracalna w warunkach prowadzonego doświadczenia (czy można przez oziębienie roztworu przesunąć położenie równowagi rozkładu mocznika w stronę syntezy)?

Napisz wzór strukturalny mocznika i izocjanianu amonu.

Zad. 4.

Określ kierunek przesunięcia równowagi po:
dodaniu CuSO_4

wytrząsaniu z CCl_4

dodaniu amoniaku

Zad. 5.

Zaproponuj przebieg reakcji chemicznych zachodzących w roztworach:

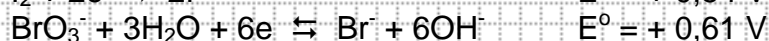
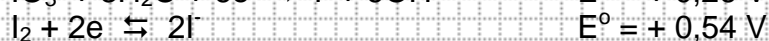
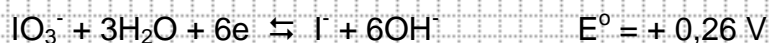
A.

B.

C.

D.

Pomocne w zadaniu będą podane poniżej wartości potencjałów standardowych (E°)



Na podstawie wartości E° reakcji półkowych red-ox można przewidzieć, czy reakcja przebiegająca w układzie złożonym z dwóch reakcji półkowych zajdzie oraz jak stężenie jonów wodorowych wpłynie na położenie równowagi tych reakcji. W układzie red-ox, reakcja półkowa o niższej wartości potencjału standardowego jest procesem utleniania zaś o wyższym potencjale procesem redukcji.

W świetle zmiany potencjałów w zależności od pH przedyskutuj przesunięcie położenia równowagi w badanych reakcjach.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

USTALANIE WZORÓW ELEMENTARNYCH ZWIĄZKÓW CHEMICZNYCH MIEDZI Z SIARKĄ I OŁOWIU Z CHLOREM

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta ze sposobem wyznaczania i obliczania wzorów elementarnych związków chemicznych.

Zakres obowiązującego materiału

Prawo stosunków stałych. Prawo stosunków wielokrotnych. Prawo Avogadra. Prawo stosunków objętościowych. Wzory elementarne i cząsteczkowe. Wyznaczanie mas cząsteczkowych. Obliczenia stechiometryczne. Charakterystyka i właściwości związków miedzi i ołowiu.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- L. Pajdowski, "Chemia ogólna", PWN, 1998.
- M. Sienko, R. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.
- H. Całus, "Podstawy obliczeń chemicznych", WNT, 1992.
- J.D. Lee, "Związki chemia nieorganiczna", PWN, 1999.

Sprzęt:

tygiel z pokrywką
duży tygiel lub parownica
2 trójnogi
trójkąt kaolinowy
siatka termoodporna
eksykator
pipeta wielomiarowa 10cm³
szkiełko zegarkowe
szczypce metalowe
zlewka – 250 cm³
naczynko wagowe

Odczynniki:

Cu (proszek)
S (proszek)
Pb (granulki)
HNO₃ (rozc. 1:1)
HCl (stęż.)
HNO₃ (6 mol/dm³)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Otrzymywanie i ustalanie wzoru elementarnego siarczku miedzi

Tygiel wraz z pokrywką umieszczamy na trójkącie kaolinowym i ogrzewamy w płomieniu palnika przez około 30 min. Przenosimy gorący tygiel (wraz z

pokrywką) do eksykatora i po ostudzeniu ważymy na wadze analitycznej. Odważamy na wadze analitycznej około 0,4 g metalicznej miedzi i umieszczamy w tyglu o znanej masie. Następnie dodajemy sproszkowaną siarkę tak, aby zakrywała miedź. Nakładamy na tygiel pokrywkę i ogrzewamy go łagodnie na trójkącie kaolinowym w płomieniu palnika (kilkanaście minut), a następnie silniej, aż do momentu, gdy dno tygla stanie się ciemno-czerwone. Po kilkuminutowym studzeniu tygla dodajemy szczyptę siarki i ponownie silnie ogrzewamy pod przykryciem przez kilkanaście minut. Tygiel przenosimy do eksykatora i po ostudzeniu ważymy. W przypadku, gdy na ściankach tygla lub pokrywce pozostała pewna ilość siarki ogrzewamy całość do utlenienia pierwiastka i dopiero wtedy ważymy. Sprawdzamy prawidłowość wykonania czynności przez dodanie do tygla niewielkiej ilości siarki, powtórzenie ogrzewania i ponowne ważenie. Kontynuujemy sprawdzanie, aż do osiągnięcia stałej masy. Po zakończeniu ćwiczenia myjemy tygiel używając $6 \text{ mol/dm}^3 \text{ HNO}_3$. W przypadku kłopotów z rozpuszczeniem pozostałego na ściankach tygla produktu, tygiel z kwasem lekko podgrzewamy.

Zadanie 2.

Otrzymywanie i ustalanie wzoru elementarnego chlorku ołowiu

UWAGA!!

Ćwiczenie przeprowadzamy pod dygestorium.

Do wyprażonego i zważonego tygla (lub małej parownicy) wkładamy odważony (około 0,5 g) metaliczny ołów w postaci granulek, a następnie dodajemy około $10 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3$ (1:1) i nakrywamy szkiełkiem zegarkowym. Ponieważ reakcja zachodzi powoli, dla jej przyśpieszenia tygiel lekko ogrzewamy na siatce termoodpornej nad palnikiem. Unikamy silnego ogrzewania. Po całkowitym rozтворzeniu metalu w kwasie zebraną na szkiełku zegarkowym substancję splukujemy do tygla wodą destylowaną i roztwór odparowujemy łagodnie na siatce termoodpornej. Gdy większość cieczy odparuje dodajemy 5 cm^3 stęż. HCl i dalej łagodnie odparowujemy prawie do sucha. Następnie osad zwilżamy kilkoma kroplami stęż. HCl i znów odparowujemy do sucha (tygiel ogrzewamy słabym płomieniem, silniejsze ogrzewanie może doprowadzić do rozpryskiwania się osadu). Po całkowitym usunięciu z preparatu resztek kwasu, tygiel wstawiamy do eksykatora i po ostygnięciu ważymy. Czynności związane z prażeniem i ważeniem powtarzamy do uzyskania stałej masy.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Masa tygla z przykrywką po prażeniu

Masa tygla z siarczkiem miedzi po dodaniu 1 porcji siarki i ogrzaniu

Masa tygla z siarczkiem miedzi po dodaniu 2 porcji siarki i ogrzaniu

Masa tygla z siarczkiem miedzi po dodaniu 3 porcji siarki i ogrzaniu

Odważona masa miedzi

Zad. 2.

Masa wyprażonego tygla

Masa ołowiu

Masa tygla z chlorkiem ołowiu

Masa chlorku ołowiu

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Zapisz równanie chemiczne zachodzącej reakcji chemicznej.

Oblicz % zawartość siarki i miedzi w otrzymanym siarczku miedzi.

Ustal wzór elementarny siarczku miedzi.

Zad. 2.

Zapisz równania chemiczne zachodzących reakcji chemicznych.

Oblicz % zawartość ołowiu i chloru w otrzymanym chlorku ołowiu.

Ustal wzór elementarny chlorku ołowiu.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

OTRZYMYWANIE CHLORU, WŁAŚCIWOŚCI CHLORU I JODU

CEL ĆWICZENIA

Poznanie właściwości fizyko-chemicznych wybranych chlorowców.

Zakres obowiązującego materiału

Charakterystyka fluorowców: właściwości fizyczne i chemiczne, otrzymywanie, zastosowanie. Związki fluorowców. Utlenianie i redukcja. Stopień utlenienia. Równania reakcji redoks.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2002.
- L. Pajdowski, "Chemia ogólna", PWN, 1998.
- M. Sienko, R. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.
- H. Całus, "Podstawy obliczeń chemicznych", WNT, 1992.
- J.D. Lee, "Związki chemia nieorganiczna", PWN, 1999.

Sprzęt:

zestaw do otrzymywania chloru:
 kolba dwuszyjna okrągłodenna 250 cm³
 wkraplacz
 2 płuczki
 statyw
 cylinder miarowy - 25 cm³
 naczynko wagowe
 statyw z próbkami
 zlewka – 400 cm³
 3 zlewki – 50 cm³
 2 pipety wielomiarowe – 5 cm³
 5 kolbek miarowych – 100 cm³
 siatka termoodporna
 trójnóg

Odczynniki:

MnO₂
 HCl (36%)
 indygo (roztw. b. rozcieńczony)
 NH₄SCN (roztw.)
 NaOH (0,5 mol/dm³)
 KCl (stały)
 KBr (stały)
 KI (stały)
 AgNO₃ (roztw.)
 I₂
 C₆H₆
 CHCl₃
 C₂H₅OH (skażony)
 CuSO₄ (roztw.)
 (NH₄)₂Fe(SO₄)₂·6H₂O
 NaCl (25%)
 Na₂S₂O₃ (roztw.)
 atrament lub lakmus
 tkanina jeansowa

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

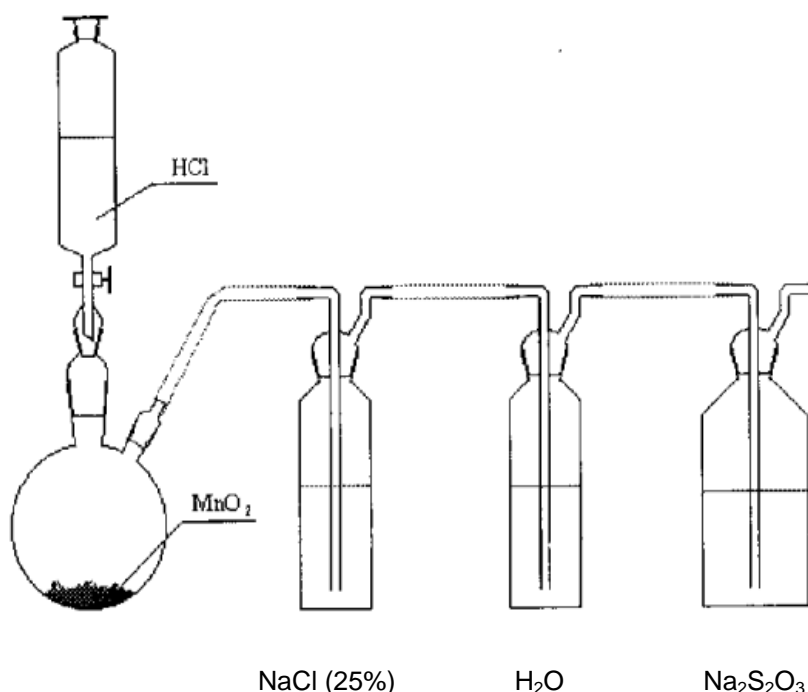
UWAGA!!

Otrzymywanie wody chlorowej przeprowadzamy pod dygestorium. Chlor w zetknięciu z wilgotną powierzchnią błon śluzowych tworzy chlorowodór, przy czym uwolniony zostaje tlen i te dwa czynniki wywierają działanie drażniące. Benzen, substancja toksyczna, najczęściej przedostaje się do organizmu przez drogi oddechowe.

Zadanie 1.

Otrzymywanie wody chlorowej

W okrągłodennej kolbie dwuszyjnej o pojemności 250 cm³ zaopatrzonej we wkraplacz umieszczamy 5 g MnO₂. Kolbę łączymy szeregowo z trzema płuczkami zawierającymi odpowiednio: 25% roztwór NaCl, wodę destylowaną i roztwór Na₂S₂O₃. Obliczamy, ile cm³ 36% HCl (d=1,18 g/cm³) należy użyć, aby w pełni przereagował on z 5 g MnO₂. Uwzględniamy 10%-owy nadmiar kwasu. Po odmierzeniu kwasu solnego cylindrem miarowym przenosimy go do wkraplacza. Po sprawdzeniu połączeń aparatury, otwieramy kran wkraplacza i wkraplamy stopniowo do kolby reakcyjnej całą ilość kwasu (pamiętamy o wyjęciu korka podczas wkraplania). W temperaturze pokojowej reakcja zachodzi powoli, dlatego dla jej przyśpieszenia należy ostrożnie i równomiernie ogrzewać całą mieszaninę.



Zadanie 2.

Badanie właściwości chemicznych chlorowców

- A. W trzech próbkach umieszczamy kolejno:
- H₂O + 1 kropla fioletowego atramentu lub lakmusu
 - silnie rozcieńczone indygo
 - kawałek kolorowej tkaniny

Do każdej z próbek dodajemy kroplami wodę chlorową otrzymaną w zadaniu 1. Obserwujemy zachodzące zjawiska.

B. W dwóch próbkach umieszczamy po 1 cm³ świeżo przygotowanego roztworu soli Mohra - (NH₄)₂Fe(SO₄)₂·6H₂O (roztwór zawiera jony Fe²⁺). Do pierwszej próbki dodajemy kilka kropeł roztworu NH₄SCN, a do drugiej taką samą ilość NH₄SCN, kilka kropeł wody chlorowej i ponownie kilka kropeł NH₄SCN.

C. Do 1 cm³ wody chlorowej dodajemy kroplami 0,5 mol/dm³ roztworu NaOH aż do zaniku zapachu chloru i ogrzewamy na łaźni wodnej. Po ochłodzeniu badamy zachowanie roztworu wobec wskaźnika (indygo).

D. Mieszamy kilka cm³ wody chlorowej z przygotowanym 10% roztworem KI. Obserwujemy zachodzące zmiany.

E. Wlewamy po kilka kropeł AgNO₃ do próbek zawierających przygotowane 10% roztwory: KCl, KBr, KI. Obserwujemy zachodzące zmiany.

F. Badamy rozpuszczalność I₂ w wodzie, benzenie, chloroformie, alkoholu etylowym i wodnym roztworze KI. Obserwujemy zachodzące zmiany.

G. Do roztworu CuSO₄ dodajemy kilka kropeł KI. Obserwujemy zachodzące zmiany.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Objętość (cm³) 36% HCl użyta do przereagowania z MnO₂

Zad. 2.

A.

Obserwacje

próbka a (H₂O + 1 kropla fioletowego atramentu + woda chlorowa)

próbka b (rozcieńczone indygo + woda chlorowa)

próbka c (kolorowa tkanina + woda chlorowa)

B

Obserwacje

próbówka 1 (sól Mohra + rodanek amonu)

próbówka 2 (sól Mohra + rodanek amonu + woda chlorowa + rodanek amonu)

C.

Obserwacje

Zachowanie się roztworu wobec indygo

D.

Obserwacje

Woda chlorowa + roztwór KI

E.

Obserwacje

Probówka 1 (KCl + AgNO₃)

Probówka 2 (KBr + AgNO₃)

Probówka 3 (KI + AgNO₃)

F.
Obserwacje rozpuszczalności jodu w:
wodzie

benzenie

chloroformie

alkoholu etylowym

wodnym roztworze KI

G.
Obserwacje po dodaniu kilku kropeł roztworu KI do roztworu CuSO_4

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Oblicz objętość (cm^3) 36% HCl o $d=1,18 \text{ g/cm}^3$, którą należy użyć do przereagowania z 5 g MnO_2

Objętość (cm^3) HCl uwzględniająca 10% nadmiar

Zad. 2.

A.

Wyjaśnij, na czym polega wybielające działanie chloru.

B.

Jak wyjaśnisz pojawienie się intensywnego zabarwienia w probówce nr 2.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

C.

Wyjaśnij zachowanie się roztworu otrzymanego po dodaniu kropli NaOH do wody chlorowej i ogrzaniu na łaźni wodnej.

D.

Wyjaśnij zachowanie się roztworu KI wobec wody chlorowej.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

E.
Zapisz równania zachodzących w probówkach reakcji chemicznej.

F.
Podaj przyczyny różnych barw roztworów jodu.

G.
Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

ZWIĄZKI KOMPLEKSOWE Co^{3+} i Ni^{2+} Z ETYLENODIAMINĄ

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z preparatyką związków kompleksowych na przykładzie syntezy chlorku tris(etylenodiamina)kobaltu(III) $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$ i izomerów jonowych związków kompleksowych Ni^{2+} z etylenodiaminą.

Zakres obowiązującego materiału

Związek kompleksowy. Atom centralny. Ligandy, liczba koordynacyjna. Nomenklatura związków kompleksowych. Teoria pola krystalicznego. Kompleksy nisko i wysokospinowe. Kompleksy chelatowe. Entropowy efekt chelatowania. Trwałość kompleksów. Izomeria kompleksów.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- J.D. Lee, "Związła chemia nieorganiczna", PWN, 1999.

Sprzęt:

3 zlewki - 100 cm³
2 zlewki - 50 cm³
pipeta wielomiarowa – 10 cm³
sączki
krystalizator (średni)
kolbka ssawkowa
siatka termoodporna
lejek Büchnera
bagietka, trójnóg
cylinder miarowy 100cm³

Odczynniki:

CoCl_2
etylenodiamina (en)
 H_2O_2 (roztw 30%)
 $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (roztw. nasycony)
HCl (stężony)
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
eter dietylowy
lód

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Synteza chlorku tris(etylenodiamina)kobaltu(III) $[\text{Co}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$

Do zlewki o poj. 50 cm³ wlewamy 2,5 cm³ wody destylowanej. Następnie dodajemy 1 cm³ etylenodiaminy (czynność tę wykonujemy pod dygestorium). Mieszaninę oziębiamy w lodzie. Dodajemy 1 cm³ (przygotowanego ze stęż. HCl) 6 mol/dm³ roztworu kwasu solnego. W 3,5 cm³ wody destylowanej rozpuszczamy 0,6 g CoCl_2 i dodajemy porcjami do poprzednio sporządzonej mieszaniny (en + HCl). Następnie dodajemy 1 cm³ 30% H_2O_2 (pod dygestorium) i mieszamy około 10 minut do ustania burzenia. Mieszaninę umieszczamy na płytce termoodpornej nad słabym płomieniem palnika i

delikatnie gotujemy, aż do odparowania roztworu do objętości około 6 cm^3 . Do odparowanego roztworu dodajemy 6 cm^3 stężonego HCl i 12 cm^3 etanolu. Otrzymany kompleks oziębiamy w lodzie przez około 0,5 godziny, sączymy na lejku Büchnera i przemywamy dwukrotnie etanolem i dwukrotnie eterem dietylowym. Preparat suszymy na powietrzu około 1 godz. Suchy związek przenosimy do naczynka wagowego o znanej masie i ważymy.

Zadanie 2.

Kompleksy Ni^{+2} z etylenodiaminą

Do każdej z trzech zlewek na 100 cm^3 wlewamy po 60 cm^3 wody destylowanej i 16 cm^3 nasyconego roztworu $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Następnie dokładnie mieszając i jednocześnie obserwując barwę roztworu wprowadzamy do pierwszej, drugiej i trzeciej zlewki odpowiednio 1 cm^3 , 2 cm^3 , 3 cm^3 etylenodiaminy.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Masa naczynka wagowego

Masa naczynka wagowego z osadem

Masa otrzymanego kompleksu kobaltu (III)

Zad. 2.

Barwa roztworu:
przed dodaniem en

po dodaniu 1 cm^3 en

po dodaniu 2 cm^3 en

po dodaniu 3 cm^3 en

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania chlorku tris(etylenodiamina) kobaltu(III).

Oblicz wydajność przeprowadzonej reakcji chemicznej

Jaką strukturę przestrzenną ma otrzymany związek kompleksowy?

Zad. 2.

Zapisz równania reakcji chemicznych po dodaniu odpowiednich ilości etylenodiaminy do roztworu soli Ni^{2+} oraz podaj nazwy otrzymanych związków kompleksowych:

$1 \text{ cm}^3 \text{ en}$

2 cm³ en

3 cm³ en

Czym spowodowane są różnice w barwie otrzymanych kompleksów?

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

SZEREG NAPIĘCIOWY METALI

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z podstawowymi pojęciami z zakresu elektrochemii oraz wyznaczenie potencjałów normalnych dla kilku typowych półogniw chemicznych.

Zakres obowiązującego materiału

Półogniwa. Ogniwa. Potencjał elektrody (półogniwa). Napięcie ogniwa. SEM ogniwa. Normalna i standardowa elektroda wodorowa. Elektrody porównawcze. Szereg napięciowy metali. Wzór Nernsta. Aktywność jonów w roztworze.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia. Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.

Sprzęt:

woltomierz cyfrowy
elektroda kalomelowa
przewody
8 kolbek miarowych - 100 cm³
pipety wielomiarowe - 1 cm³ i 10 cm³
5 zlewek - 100 cm³
mały lejek
papier ścierny
cylinder miarowy – 100 cm³
2 probówki
5 naczynek wagowych

Odczynniki:

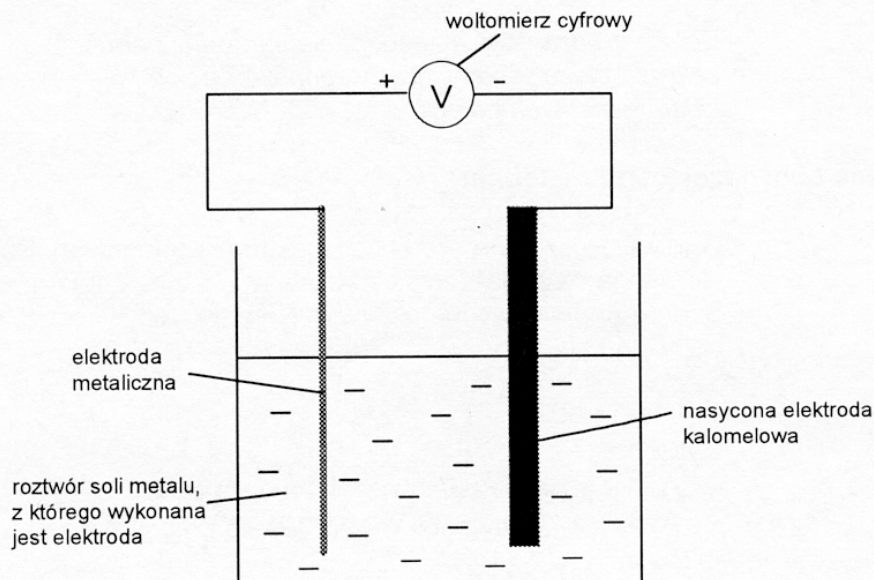
CuSO₄
ZnSO₄
FeSO₄
AgNO₃
Pb(NO₃)₂
elektrody (Ag - na rewers od laboranta, Cu, Zn, Fe, Pb)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Wyznaczanie potencjałów normalnych elektrod metalicznych

W 5 kolbkach miarowych na 100 cm³ przygotowujemy roztwory: CuSO₄, ZnSO₄, FeSO₄, AgNO₃, Pb(NO₃)₂ w ten sposób, aby stężenie odpowiedniego kationu wynosiło 0,1 mol/dm³ (w przypadku soli uwodnionych w obliczeniach należy uwzględnić zawartość wody). Przygotowujemy również płytki wykonane z blachy odpowiedniego metalu. Przygotowanie ich polega na dokładnym oczyszczeniu drobnoziarnistym papierem ściernym, oplukaniu wodą destylowaną i osuszeniu bibułą. Ogniwo montujemy zgodnie ze schematem.



Schemat ogniwa zbudowanego z nasyconej elektrody kalomelowej i elektrody metalicznej zanurzonych w roztworze soli metalu, z którego wykonana jest elektroda.

Do zlewki na 100 cm^3 wlewamy około 70 cm^3 jednego z przygotowanych roztworów i umieszczamy w nim elektrodę wykonaną z metalu takiego jak kation zawarty w roztworze. W badanym roztworze zanurzamy także nasyconą elektrodę kalomelową. Elektrodę metaliczną łączymy z dodatnim zaciskiem woltomierza cyfrowego, natomiast elektrodę kalomelową z zaciskiem ujemnym. Czekamy ok. 5 min. na ustalenie się wskazań woltomierza, po czym odczytujemy wskazania woltomierza w [mV], które są równe sile elektromotorycznej (SEM) zbudowanego ogniwa. Po dokonaniu pomiaru rozłączamy obwód i płuczemy zlewkę oraz elektrody wodą destylowaną. Szczególnie dokładnie przemywamy elektrodę kalomelową przed i po zanurzeniu jej w roztworze soli srebra, gdyż jony srebrne reagują z roztworem KCl, w którym przechowuje się elektrodę kalomelową, co prowadzi do jej zanieczyszczenia osadem AgCl . Mierzymy siłę elektromotoryczną dla wszystkich ogniwa składających się z nasyconej elektrody kalomelowej i odpowiedniego metalu zanurzonego w roztworze jego soli.

Zadanie 2.

Wydzielanie metali z roztworów ich soli przez inne metale

Do 2 probówek wlewamy po ok. 5 cm^3 roztworu CuSO_4 przygotowanego w zadaniu 1. Następnie w pierwszej probówce umieszczamy dokładnie oczyszczony metaliczny cynk w postaci kawałka drutu lub wąskiej blaszki tak, aby metal był zanurzony do połowy, natomiast do drugiej probówki wprowadzamy kawałek metalicznego srebra. Obserwujemy zachodzące procesy. Podobne doświadczenie wykonujemy z roztworem ZnSO_4 i metaliczną miedzią oraz srebrem, a także z roztworem AgNO_3 i metalicznym cynkiem oraz miedzią.

Zadanie 3.

Określenie stężenia kationów miedziowych na drodze pomiarów potencjału elektrody

Wykorzystując $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztwór CuSO_4 przygotowany w zadaniu 1 sporządzamy roztwory o stężeniu: $0,01$, $0,001$ i $0,0001 \text{ mol/dm}^3$. W tym celu za pomocą pipety pobieramy 10 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu i w kolbce miarowej rozcieńczamy go wodą destylowaną do objętości 100 cm^3 . Podobnie pobieramy za pomocą pipety 1 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu i również rozcieńczamy go do 100 cm^3 . Otrzymujemy w ten sposób roztwory $0,01$ i $0,001 \text{ mol/dm}^3$. Roztwór o stężeniu $0,0001 \text{ mol/dm}^3$ otrzymujemy przez rozcieńczenie 10 cm^3 $0,001 \text{ mol/dm}^3$ do objętości 100 cm^3 . Zestawiamy ogniwo. W tym celu w zlewce umieszczamy nasyconą elektrodę kalomelową, płytkę miedzianą i wlewamy roztwór elektrolitu o danym stężeniu. Elektrody tak zbudowanego ogniwa, łączymy z zaciskami woltomierza (tak jak w zadaniu 1). Po ok. 5 min. odczytujemy wartość napięcia ogniwa. Następnie dokładnie płuczemy wodą destylowaną wszystkie elementy ogniwa i zestawiamy nowe ogniwo z następnym badanym roztworem.

W dalszej części ćwiczenia zestawiamy ogniwo zbudowane z elektrody miedzianej, nasyczonej elektrody kalomelowej i roztworu elektrolitu o nieznanym stężeniu jonów Cu^{2+} (otrzymanego od prowadzącego). Wykonujemy pomiar napięcia zbudowanego ogniwa.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

| Rodzaj półogniwa | Odczyt woltomierza |
|---------------------|--------------------|
| Cu/Cu^{2+} | |
| Zn/Zn^{2+} | |
| Fe/Fe^{2+} | |
| Ag/Ag^+ | |
| Pb/Pb^{2+} | |

Zad. 2.

| Badany roztwór | Zanurzony drut (blaszka) | Obserwacje |
|-----------------|--------------------------|------------|
| CuSO_4 | Zn | |
| CuSO_4 | Ag | |
| ZnSO_4 | Cu | |

| | |
|-------------------|----|
| ZnSO ₄ | Ag |
| AgNO ₃ | Zn |
| AgNO ₃ | Cu |

Zad. 3.

| Badane roztwory CuSO ₄ | Odczyt woltomierza |
|-----------------------------------|--------------------|
| 0,01 mol/dm ³ | |
| 0,001 mol/dm ³ | |
| 0,0001 mol/dm ³ | |
| nieznane stężenie | |

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Wiedząc, że potencjał nasyconej elektrody kalomelowej wynosi 0,245 V oblicz wartości potencjałów półogniwa oraz korzystając z wzoru Nernsta potencjały normalne. Ponieważ wpływ temperatury na wyniki pomiarów jest niewielki, można założyć, że temperatura pomiaru wynosi 25°C.

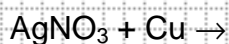
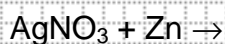
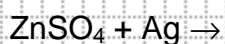
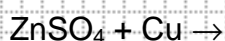
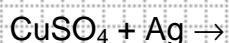
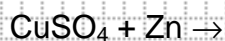
| Półogniwo | Potencjał półogniwa $E = U + 0,245$ [V] | Potencjał normalny półogniwa $E_0 = E - \frac{0,059}{n} \log c$ [V] |
|---------------------|---|--|
| Cu/Cu ²⁺ | | |
| Zn/Zn ²⁺ | | |
| Fe/Fe ²⁺ | | |
| Ag/Ag ⁺ | | |
| Pb/Pb ²⁺ | | |

U-napięcie odczytane z woltomierza, n-liczba elektronów biorących udział w reakcji, c-stężenie kationów w roztworze

Uzereguj półogniwa według otrzymanych wartości potencjałów normalnych (od najmniejszego do najwyższego).

Zad. 2.

Napisz równania reakcji zachodzących w poszczególnych probówkach:



Dlaczego nie we wszystkich probówkach zaszła reakcja chemiczna?

Zad. 3.

Wiedząc, że napięcie ogniwa badanego (U) wynosi $U = E_{\text{Cu}} - E_{\text{kalomel}}$ (gdzie U to napięcie odczytane z woltomierza, E_{kalomel} to potencjał nasyconej elektrody kalomelowej dla każdego stężenia) oblicz napięcie dla poszczególnych roztworów Cu^{2+} .

0,01 mol/dm³

0,001 mol/dm³

0,0001 mol/dm³

nieznane stężenie

|

|

|

Wykonaj wykres krzywej wzorcowej zależności potencjału półogniwa miedziowego od log stężenia badanych jonów Cu^{2+} .

Na podstawie krzywej wzorcowej określ stężenie Cu^{2+} otrzymanego od prowadzącego.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

WYZNACZANIE ILOCZYNU ROZPUSZCZALNOŚCI OCTANU SREBRA

CEL ĆWICZENIA

Wyznaczanie iloczynu rozpuszczalności octanu srebra(I) i zapoznanie się z równowagami w roztworze wodnym podczas reakcji strącania.

Zakres obowiązującego materiału

Trudno rozpuszczalne sole srebra. Iloczyn rozpuszczalności. Związek między rozpuszczalnością, a iloczynem rozpuszczalności. Wpływ wspólnego jonu na rozpuszczalność i iloczyn rozpuszczalności. Podstawy argentometrii. Efekt solny. Obliczenia dotyczące rozpuszczalności i iloczynu rozpuszczalności. Wpływ pH na rozpuszczalność osadu.

Literatura

- T. Lipiec, Z. Szmal, "Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej", PZWL, 1997.
- A Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", t.I i II, PWN, 2004.

Sprzęt:

zlewka – 600 cm³
 zlewka – 250 cm³
 cylinder miarowy – 250 cm³
 cylinder miarowy – 50 cm³
 3 kolby stożkowe – 250 cm³
 pipety jednomiarowe: 1,5, 10 i 25 cm³
 biureta – 50 cm³
 10 szt. pipet wielomiarowych
 mieszadło magnetyczne
 termometr 0-50°C
 lejek do sączenia
 sączki
 bagietki
 lejek szklany

Odczynniki:

KSCN (0,1 mol/dm³ mianow.)
 KSCN (0,05 mol/dm³ mianow.)
 CH₃COOAg (roztw. nasycony)
 FeNH₄(SO₄)₂ (zakwaszony HNO₃)
 Na₂S (0,1 mol/dm³)
 HNO₃ (6 mol/dm³)
 CH₃COONa (0,5 mol/dm³ mianow.)
 NaBr (0,1 mol/dm³)
 AgNO₃ (0,1 mol/dm³)
 NaHCO₃ (0,1 mol/dm³)
 KI (0,1 mol/dm³)
 NaCl (0,1 mol/dm³)
 NH_{3(aq)} (5,0 mol/dm³)
 Na₂S₂O₃ (0,1 mol/dm³)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Oznaczanie stężenia jonów Ag⁺ w nasyconym roztworze CH₃COOAg

Stężenie jonów Ag⁺ w nasyconym roztworze octanu srebra(I) oznaczamy, miareczkując określoną objętość tego roztworu mianowanym roztworem KSCN wobec alunu żelazowo-amonowego jako wskaźnika. O zakończeniu

reakcji świadczy czerwone zabarwienie roztworu, które powstaje, gdy wszystkie jony wytrąca się w postaci osadu AgSCN , a nadmiar jonów SCN^- utworzy z Fe^{3+} rodankowy kompleks o intensywnie czerwonej barwie.

UWAGA!!

- Używamy roztworu Na_2S , sól ta hydroлізуje i wydziela się niewielka ilość H_2S . Pamiętajmy, aby nie zakwaszać roztworu siarczków, bo spowoduje to reakcję burzliwego wydzielania się H_2S , który jest bardzo trujący. Podobnie nie zakwaszamy roztworów cyjanków.
- Podczas doświadczenia pamiętajmy, że roztwory jonów Ag^+ pozostawiają na skórze i ubraniu trwałe brunatne plamy.
- **NIE UŻYWAMY** (w drugiej części doświadczenia) HCl zamiast NaCl . Grozi to silną reakcją egzotermiczną przy dodawaniu do tego roztworu stężonego amoniaku.

Biuretę o poj. 50 cm^3 napełniamy mianowanym roztworem $0,1 \text{ mol/dm}^3$ KSCN . Do suchej kolby stożkowej ze szlifem o poj. 250 cm^3 wlewamy przez suchy lejek z sączkiem 80 cm^3 nasyconego roztworu CH_3COOAg . Mierzmy temperaturę roztworu. Następnie odmierzymy pipetą jednomiarową do kolby stożkowej 10 cm^3 tego roztworu (pozostałą część zachowujemy do drugiej części ćwiczenia) i dodajemy 5 cm^3 6 mol/dm^3 HNO_3 oraz kilka kropli roztworu ałunu żelazowo - amonowego. Otrzymany roztwór miareczkujemy mianowanym roztworem KSCN , aż do pojawienia się trwałego różowego zabarwienia. Miareczkowanie powtarzamy. Do obliczenia stężenia jonów Ag^+ wykorzystujemy wartość średnią z dwóch kolejnych miareczkowań.

Zadanie 2.

Wyznaczenie iloczynu rozpuszczalności octanu srebra(I)

W suchej kolbie stożkowej o poj. 250 cm^3 mieszamy 25 cm^3 nasyconego roztworu octanu srebra(I) (z zad. 1) i 25 cm^3 mianowanego $0,5 \text{ mol/dm}^3$ roztworu octanu sodu. Roztwory odmierzymy starannie za pomocą pipet jednomiarowych. Kolbkę zamykamy korkiem i pozostawiamy aż do wytrącenia się osadu i ustalenia równowagi (ok. 30 min), wytrząsając od czasu do czasu. Jeżeli osad się nie pojawi (roztwór przesycony), pocieramy ścianki kolbki bagietką lub dodajemy mały kryształek octanu srebra(I). W dalszej części doświadczenia postępujemy analogicznie jak w zadaniu 1. Roztwór przesączamy (lejek i sączek muszą być suche) do suchej kolbki stożkowej i mierzymy temperaturę. Następnie odmierzymy po 10 cm^3 tego roztworu do dwóch kolbek stożkowych i miareczkujemy mianowanym roztworem KSCN wobec ałunu żelazowo - amonowego jako wskaźnika. Do obliczenia stężenia jonów Ag^+ wykorzystujemy wartość średnią z dwóch kolejnych miareczkowań.

Zadanie 3.

Ustalanie się równowagi reakcji strącania i tworzenia się osadu

Zlewkę o objętości 600 cm^3 zawierającą 200 cm^3 wody destylowanej umieszczamy na mieszadle magnetycznym regulując obroty mieszadła tak, aby pracowało dość szybko. Następnie do zlewki dodajemy 10 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ AgNO_3 i po kilku minutach 2 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ NaHCO_3 . W kolejnym etapie do zlewki dodajemy 30 cm^3 $0,1 \text{ mol/dm}^3$ NaCl oraz 35 cm^3

5,0 mol/dm³ NH₃(aq) (w wyniku reakcji tworzy się jon kompleksowy Ag(NH₃)²⁺). Z tak otrzymanego roztworu po dodaniu 10 cm³ 0,1 mol/dm³ NaBr wytrąca się osad. W celu rozpuszczenia osadu i przejścia srebra do rozpuszczalnego kompleksu Na₃[Ag(S₂O₃)₂] dodajemy 50 cm³ 0,1 mol/dm³ Na₂S₂O₃. Następnie do powyższej mieszaniny wprowadzamy 10 cm³ 0,1 mol/dm³ KI, a wytrącony osad przeprowadzamy w siarczek srebra(I) dodając 10 cm³ 0,1 mol/dm³ Na₂S. Wszystkie dodawane odczynniki są dobrane w takiej kolejności, aby stałe równowagi tworzenia trudno rozpuszczalnej soli czy jonu kompleksowego z jonem srebra były coraz większe. Dzięki temu niewielkie ilości srebra istniejące w roztworze po ustaleniu się równowagi poprzedniej reakcji wystarczą na przekroczenie iloczynu rozpuszczalności związku powstającego w następnej reakcji. W serii tworzonych się trudno rozpuszczalnych substancji siarczek srebra(I) jest najmniej rozpuszczalną solą wśród związków tego metalu.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Temperatura roztworu

Objętość 0,1 mol/dm³ KSCN użyta w pierwszym miareczkowaniu

Objętość 0,1 mol/dm³ KSCN użyta w drugim miareczkowaniu

Wartość średnia z dwóch miareczkowań

Zad. 2.

Temperatura roztworu

Objętość 0,1 mol/dm³ KSCN użyta w pierwszym miareczkowaniu

Objętość 0,1 mol/dm³ KSCN użyta w drugim miareczkowaniu

Wartość średnia z dwóch miareczkowań

Zad. 3.

| | obserwacje |
|---|------------|
| NaHCO ₃ | |
| NaCl | |
| NH ₃ (aq) | |
| NaBr | |
| Na ₂ S ₂ O ₃ | |
| KI | |
| Na ₂ S | |

PYTANIA I ZADANIA**Zad. 1.**

Dlaczego wszystkie naczynia muszą być suche?

Oblicz stężenie jonu Ag⁺ korzystając z zależności $c_1V_1=c_2V_2$ gdzie c_1 -stężenie normalne KSCN znajdującego się w biurecie, V_1 -objętość KSCN zużyta do miareczkowania, V_2 -objętość nasyconego roztworu octanu srebra (w przypadku związków używanych w niniejszym doświadczeniu normalności ich roztworów są równe ich molowości)

Próbka 1

Próbka 2

Oblicz wartość iloczynu rozpuszczalności wiedząc, że $c_2=[Ag^+]=[CH_3COO^-]$ czyli

$$I_{so AgCH_3COOH} = c_2^2$$

Próbka 1

Próbka 2

Wartość średnia

Zad. 2.

Oblicz stężenie jonów srebra.

Próbka 1

Próbka 2

Oblicz stężenie jonów CH_3COO^- pochodzące z octanu srebra.

Próbka 1

Próbka 2

Stężenie jonów CH_3COO^- pochodzące z octanu sodu.

Całkowite stężenie jonów octanowych (suma stężeń octanu srebra i octanu sodu)
 $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{Na}^+] + [\text{Ag}^+]$

Oblicz iloczyn rozpuszczalności CH_3COOAg (uwzględniamy całkowite stężenie jonów CH_3COO^-).

Próbka 1

Próbka 2

Wartość średnia

Porównaj wyliczoną wartość iloczynu rozpuszczalności z wynikami z zadania 1.

Zad. 3.

Dlaczego NaHCO_3 nie można zastąpić Na_2CO_3 ?

Przedstaw procesy zachodzące w ćwiczeniu za pomocą równań reakcji chemicznych. Wyszukaj w tablicach iloczyny rozpuszczalności powstających soli.

Zapisz równania stałych równowagi wszystkich zachodzących w ćwiczeniu reakcji.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

ILOŚCIOWE OZNACZANIE SKŁADU MIESZANINY CHLORANU(V) POTASU I CHLORKU POTASU. ROZDZIAŁ SUBSTANCJI W UKŁADZIE CIAŁO STAŁE - CIAŁO STAŁE

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z metodą ilościowego oznaczania składu mieszanin na przykładzie mieszaniny chloranu(V) potasu i chlorku potasu oraz z metodami rozdziału substancji w układzie ciało stałe - ciało stałe na przykładzie mieszaniny jodu i krzemionki.

Zakres obowiązującego materiału

Podstawowe pojęcia i prawa chemiczne. Metody rozdziału substancji. Właściwości jodu. Tlenowe kwasy chloru i ich sole.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- L. Pauling, P. Pauling, "Chemia", PWN, 1998.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", t.1, PWN, 2004.
- L. Pajdowski, "Chemia ogólna", PWN, 1998.

Sprzęt:

3 probówki
probówka z trudnotopliwego szkła
statyw z uchwytem do probówki
3 pipety wielomiarowe - 5 cm³
trójnóg i siatka nad palnik
lejek piankowy
zestaw do sączenia pod próżnią
eksykator
2 zlewki - 500 cm³
kolba okrągłodenna
szkiełko zegarkowe
3 naczynka wagowe
drewniana łapa do probówek
zlewka z zatopionym wylewem

Odczynniki:

MnO₂
mieszanina KClO₃ i KCl
(od prowadzacego)
mieszanina jodu i krzemionki
(od prowadzacego)
CCl₄
C₂H₅OH
Na₂S₂O₃ (0,2 mol/dm³)
KI (20% roztw.)
NaCl
skrobia (1% roztwór)
lód

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Ilościowe oznaczanie składu mieszaniny chloranu(V) potasu i chlorku potasu
W czystej i suchej probówce z trudnotopliwego szkła umieszczamy

niewielką ilość MnO_2 . Probówkę z MnO_2 ważymy, następnie dodajemy około 1 g otrzymanej od prowadzącego mieszaniny chloranu(V) potasu z chlorkiem potasu i probówkę ważymy powtórnie. Wszystkie masy muszą być podane z dokładnością do 0,001 g. Zawartość probówki mieszamy wstrząsając kilkakrotnie. Probówkę z zawartością umieszczamy pod kątem w statywie i ogrzewamy równomiernie, aż do stopienia preparatu. Następnie zwiększamy płomień i prażymy zawartość probówki jeszcze kilka minut. Probówkę ze stopionym preparatem umieszczamy w ekscyktorze, a po jej wystudzeniu ważymy. Powtarzamy prażenie jeszcze raz przez kilka minut i powtórnie ważymy probówkę. Prażenie powtarzamy, aż do uzyskania stałej masy preparatu.

Zadanie 2.

Rozdział substancji w układzie ciało stałe-ciało stałe

UWAGA!!

Proces sublimacji należy prowadzić pod wyciągiem. Kolba okrągłodenna z lodem musi być sucha z zewnątrz.

A. Z otrzymanej od prowadzącego mieszaniny jodu i krzemionki odważamy około 1 g i umieszczamy tę naważkę w suchej zlewce z zatopionym wylewem. Zlewkę stawiamy na siatce termoodpornej umieszczonej na trójnogu nad palnikiem. Kolbę okrągłodenną napełniamy do 1/3 objętości zimną wodą dodajemy pokruszony lód i NaCl tak, aby otrzymać mieszaninę chłodzącą (temperatura około -10°C). Kolbę tę ustawiamy na zlewce i ogrzewamy. Gdy pojawią się fioletowe pary, zmniejszamy płomień. Po zakończeniu sublimacji zbieramy jod z powierzchni kolby, a pozostałą po sublimacji krzemionkę ważymy.

W kolejnym etapie doświadczenia do trzech probówek wsypujemy po kilkanaście kryształków jodu otrzymanego w procesie sublimacji. Do pierwszej probówki dodajemy 3 cm^3 wody destylowanej, do drugiej 3 cm^3 CCl_4 i do trzeciej 3 cm^3 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Zwracamy uwagę na zdolność rozpuszczania jodu w poszczególnych rozpuszczalnikach i na barwy powstałych roztworów. Następnie do probówki z wodnym roztworem jodu dodajemy taką ilość roztworu skrobi, aby otrzymać intensywne niebieskie zabarwienie. Jest to reakcja identyfikacyjna jodu. Z kolei wkraplamy $0,2\text{ mol/dm}^3$ $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, do momentu całkowitego odbarwienia roztworu (koniec reakcji chemicznej).

B. Pozostałą część mieszaniny jodu i krzemionki wykorzystujemy do oznaczania jodu metodą wagową. Odważoną próbkę mieszaniny (około 1 g) przenosimy do zlewki i zalewamy 20% roztworem KI . Delikatnie mieszamy. Pozostały osad przesączamy na lejku piankowym pod próżnią (lejek uprzednio suszymy do stałej masy). Osad przemywamy kilkakrotnie wodą destylowaną i razem z lejkiem suszymy w suszarce w temp. 110°C do uzyskania stałej masy. Lejek wraz z osadem ważymy na wadze analitycznej. Po zakończonym ćwiczeniu lejek piankowy myjemy odczynnikiem organicznym otrzymanym od laboranta.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Masa próbówki z MnO_2

Masa próbówki z mieszaniną KCl i KClO_3

Masa próbówki po I prażeniu

Masa próbówki po II prażeniu

Masa próbówki po III prażeniu

Zad. 2.

A.

Masa naczynka wagowego

Masa naczynka wagowego z mieszaniną jodu i krzemionki

Masa naczynka wagowego z pozostałą krzemionką

próbówka z H_2O

próbówka z CCl_4

próbówka z $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$

próbówka z H_2O po dodaniu skrobi

próbówka z H_2O po dodaniu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

rozpuszczalność jodu i barwa roztworu

B.

masa naczynka wagowego

masa naczynka wagowego z mieszaniną jodu i krzemionki

masa lejka piankowego

masa lejka piankowego z krzemionką

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Zapisz równanie reakcji chemicznej rozkładu KClO_3 wobec MnO_2 .

Oblicz % zawartość KCl i KClO_3 w otrzymanej mieszaninie.

Zad. 2.

A.

Oblicz % zawartość I_2 i SiO_2 w otrzymanej mieszaninie

Jak rozpuszcza się jodu w użytych rozpuszczalnikach?

B.

Oblicz % zawartość I_2 i SiO_2 w mieszaninie na podstawie masy otrzymanego SiO_2 .

Porównaj wyniki % zawartości jodu i krzemionki w otrzymanej mieszaninie uzyskane z dwóch niezależnych metod rozdziału.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

DYSOCJACJA MOCNYCH I SŁABYCH ELEKTROLITÓW

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z teorią dysocjacji elektrolitycznej, wpływem rozpuszczalnika na proces dysocjacji, zależnością stopnia dysocjacji od stężenia oraz zjawiskiem przewodnictwa elektrolitycznego.

Zakres obowiązującego materiału

Dysocjacja elektrolityczna. Elektrolity słabe i mocne. Solwatacja. Stała i stopień dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda. Dysocjacja kwasów wieloprotonowych. Autodysocjacja. Iloczyn jonowy wody. Pojęcie pH. Teorie kwasów i zasad. Rozpuszczalniki.

Literatura

- T. Lipiec, Z.S. Szmal, "Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej", PZWL, 1997.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", PWN, t.1,2, 2004.
- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.
- H. Całus, "Podstawy obliczeń chemicznych", WNT, 1992.
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, "Chemia nieorganiczna. Podstawy", PWN, 2002.

Sprzęt:

probówka ze szlifem i wężym odprowadzającym
statyw z probówkami
krystalizator (duży)
łuczywko
zestaw do badania przewodnictwa elektrolitów
multimetr
transformator
opornik
przewody
butla z tubusem dolnym
lejek
2 pipety wielomiarowe – 10 cm³
2 kolbki miarowe – 100 cm³
naczynko wagowe

Odczynniki:

NaCl
H₂SO₄ (stężony)
Mg (wiórki)
HCl (stężony)
CH₃COOH (stężony)
toluen

UWAGA!!

- **Nasywanie toluenu chlorowodorem przeprowadzamy pod dygestorium. Toluenu jest cieczą lotną, działa drażniąco i wchłania się w postaci par drogą**

oddechową, a w postaci ciekłej przez przewód pokarmowy.

- Chlorowódor jest gazem drażniącym, wywiera negatywne działanie na górne drogi oddechowe.
- Kwas siarkowy działa silnie żrąco na skórę i błony śluzowe, powodując głębokie oparzenia chemiczne, jego toksyczność wzrasta ze stężeniem.
- Podczas operowania kranami uważamy, aby nie dopuścić do zawrócenia roztworu z rury do butli.

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

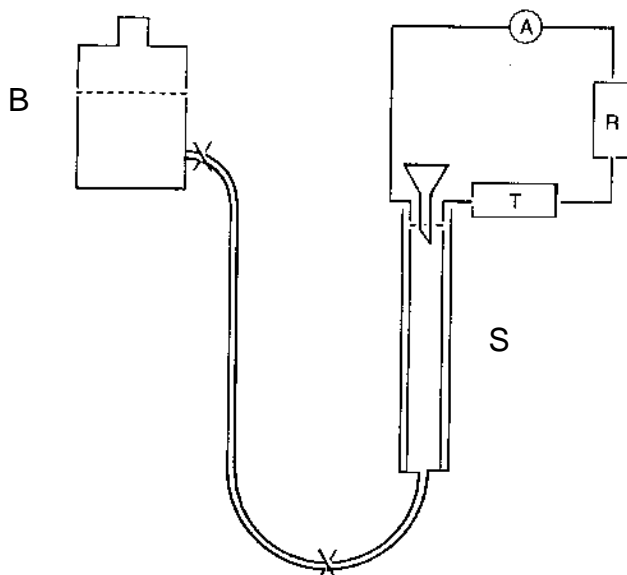
Badanie wpływu rozpuszczalnika polarnego na dysocjację chlorowodoru

Do suchej probówki wlewamy toluen (do około 2/3 objętości). Do drugiej probówki wprowadzamy 1 g NaCl i dodajemy 3 cm³ stęż. H₂SO₄. Probówkę szybko zamykamy korkiem z wężym zakończonym rurką kapilarną, którą zanurzamy w probówce z toluenem. Wydzielającym się w wyniku reakcji chlorowodorem nasycamy toluen. Następnie do probówki wrzucamy kilka wiórków magnezowych i obserwujemy zachodzące zmiany. Do tego roztworu dodajemy kilka kropel wody. Zamykamy probówkę korkiem z cienkim wężym, a wydzielający się gaz zbieramy w małej probówce pod wodą. Po całkowitym wypełnieniu się probówki gazem zatykamy jej wylot, a następnie identyfikujemy zebrany gaz za pomocą zapalonego łuczywka.

Zadanie 2.

Badanie zależności stopnia dysocjacji od stężenia

W ćwiczeniu wykorzystujemy zestaw przedstawiony na schemacie:



A – amperomierz;
R – opornik;
T – transformator
S – rura szklana
B - butla

W dwóch kolbkach miarowych na 100 cm³ przygotowujemy (ze stężonych roztworów) 1 mol/dm³ roztwory kwasu solnego i octowego. Przed rozpoczęciem właściwych pomiarów szklaną rurę przemywamy wodą destylowaną. W tym celu otwieramy kran znajdujący się na końcu rury oraz

kran trójdrożny tak, aby następował przepływ wody z butli do rury (kierunek przepływu wody wskazuje korek kranu). Napełniamy rurę całkowicie wodą, a następnie zmieniając położenie kranu trójdrożnego zlewamy wodę do krystalizatora i zamykamy oba krany.

Pomiar właściwy

Wlewamy przez lejek do rury (od góry) roztwór HCl o stężeniu 1 mol/dm^3 na wysokość 2 cm zaznaczoną na ściankach rury. Końcówki drutów miedzianych wyprowadzone na zewnątrz rury łączymy poprzez transformator i opornik ze źródłem prądu zmiennego oraz multimetrem według zamieszczonego schematu. Z obsługą multimetru zapoznaje prowadzący. Odczytujemy i notujemy natężenie prądu [mA] płynącego przez elektrolit, a następnie operując odpowiednio kranami wprowadzamy wodę destylowaną z butli do rury na wysokość 4 cm i odczytujemy natężenie prądu. Ponownie otwieramy krany i dodajemy nowe porcje wody destylowanej do kreski oznaczonej 8, 16, 32 i 64 cm odczytując za każdym razem wskazania multimetru (po dodaniu każdej nowej porcji wody odczekujemy chwilę do ustalenia się wartości natężenia prądu). Po skończonym pomiarze rozłączamy obwód prądu, zlewamy roztwór znajdujący się w rurze i przemywamy ją wodą destylowaną, a następnie pomiar powtarzamy w identyczny sposób. Po wykonaniu tej części eksperymentu rozłączamy obwód, przemywamy rurę wodą destylowaną 3-krotnie, napełniając ją każdorazowo maksymalnie.

W analogiczny sposób wykonujemy pomiary dla roztworu kwasu octowego o stężeniu 1 mol/dm^3 . Ćwiczenie kończymy dokładnym przemyciem rury wodą destylowaną. Rurę pozostawiamy napełnioną wodą destylowaną.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Obserwacje procesu zachodzącego w probówce z toluenem nasyconym HCl po dodaniu Mg

Obserwacje po zapaleniu gazu zebranego w probówce

Zad. 2.

| Natężenie prądu płynącego przez elektrolit HCl | I pomiar | II pomiar | wartość średnia |
|--|----------|-----------|-----------------|
| 2 cm | | | |
| 4 cm | | | |
| 8 cm | | | |
| 16 cm | | | |
| 32 cm | | | |
| 64 cm | | | |

| Natężenie prądu płynącego przez elektrolit CH ₃ COOH | I pomiar | II pomiar | wartość średnia |
|---|----------|-----------|-----------------|
| 2 cm | | | |
| 4 cm | | | |
| 8 cm | | | |
| 16 cm | | | |
| 32 cm | | | |
| 64 cm | | | |

PYTANIA I ZADANIA**Zad. 1.**

Jaki gaz został zebrany w probówce?

Zapisz równania reakcji chemicznych zachodzących w ćwiczeniu.

Zad. 2.

Przedstaw obliczenia potrzebne do przygotowania 1 mol/dm^3 roztworów HCl i CH_3COOH ze stężonych roztworów tych kwasów.

Korzystając z prawa Ostwalda, oblicz stopnie dysocjacji dla kwasu octowego (pK_a kwasu octowego wynosi 4,2) po każdorazowym rozcieńczeniu (w obliczeniach uwzględniamy wartości średnie z pomiarów).

1.

2.

3.

4.

5.

6.

Wykreśl funkcję zależności stopnia dysocjacji CH_3COOH od stężenia.

Wykreśl zależność natężenia prądu od stopnia dysocjacji CH_3COOH .

Wykreśl zależność natężenia prądu od stężenia roztworu CH_3COOH .

Wykreśl zależność natężenia prądu od stężenia roztworu HCl .

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

RÓWNOWAŻNIKI W REAKCJACH UTLENIAJĄCO-REDUKCYJNYCH

CEL ĆWICZENIA

Wyznaczenie gramorównoważników chemicznych w procesach redoks na przykładzie KMnO_4 w środowisku kwaśnym, obojętnym i zasadowym z zastosowaniem metody miareczkowania.

Zakres obowiązującego materiału

Pojęcie gramorównoważnika. Obliczanie gramorównoważnika w reakcjach utleniania i redukcji. Pisanie równań reakcji redoks. Wyznaczanie współczynników w reakcjach redoks. Technika miareczkowania. Punkt końcowy i równoważnikowy miareczkowania. Roztwory mianowane. Substancje podstawowe. Mangan i jego związki.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", t.2, PWN, 2004.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.

Sprzęt:

termometr do 100°C
 2 biurety (pobrać od laboranta)
 2 kolbki stożkowe
 naczynie wagowe
 trójnóg
 statyw
 siatka termoodporna
 pipety jednomiarowe – 10 cm^3 i 25 cm^3
 3 kolby stożkowe – 500 cm^3
 cylinder miarowy – 50 cm^3
 zlewka – 250 cm^3

Odczynniki:

$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$
 H_2SO_4 1 mol/dm^3
 H_2SO_4 6 mol/dm^3
 NaHSO_3 ($0,02\text{ mol/dm}^3$)
 NaOH (12 mol/dm^3)
 KMnO_4 (roztw. o nieznanym stęż. od prowadzącego)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Przygotowanie mianowanego roztworu KMnO_4

Odważamy na wadze analitycznej $0,10 - 0,15\text{ g}$ $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Odważkę umieszczamy w kolbie stożkowej o pojemności 500 cm^3 , rozpuszczamy w 100 cm^3 wody destylowanej i dodajemy 60 cm^3 roztworu H_2SO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 . Roztwór ogrzewamy do temperatury ok. 70°C . Do biurety w celu jej przepłukania wlewamy niewielką ilość otrzymanego roztworu KMnO_4 , a następnie napełniamy ją KMnO_4 do kreski zerowej. Miareczkujemy roztwór

$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ do momentu uzyskania trwałego słabo różowego zabarwienia roztworu. Podczas miareczkowania pierwsze krople KMnO_4 odbarwiają się bardzo wolno, gdyż w środowisku reakcji brakuje jonów Mn^{2+} katalizujących reakcję. Miareczkowanie uważamy za zakończone, gdy różowe zabarwienie roztworu nie znika przez ok. 1 minutę. Miareczkowanie powtarzamy dwukrotnie. Obliczone średnie stężenie molowe roztworu KMnO_4 zapisujemy na butelce.

Zadanie 2.

Wyznaczanie gramorównoważnika w zależności od środowiska reakcji

Zadanie to składa się z trzech części, w których wykorzystujemy roztwór KMnO_4 o oznaczonym w zadaniu 1 stężeniu. We wszystkich trzech częściach ćwiczenia wykonujemy po dwa miareczkowania notując wartości objętości czynnika miareczkującego odczytane z biurety.

A. Wyznaczanie gramorównoważnika KMnO_4 w środowisku kwaśnym

Biuretę napełniamy roztworem KMnO_4 o oznaczonym mianie do kreski zerowej. Do kolby stożkowej wlewamy pipetą 25 cm^3 roztworu NaHSO_3 o stężeniu $0,02\text{ mol/dm}^3$ i cylindrem miarowym 15 cm^3 H_2SO_4 o stężeniu 6 mol/dm^3 . Tak przygotowaną próbkę miareczkujemy roztworem KMnO_4 dodając niewielkie jego porcje z biurety, przy równoczesnym mieszaniu zawartości kolbki. Miareczkowanie kończymy w momencie pojawienia się trwałego różowego zabarwienia roztworu miareczkowanego. Miareczkowanie wykonujemy dwukrotnie.

B. Wyznaczanie gramorównoważnika KMnO_4 w środowisku obojętnym

Uzupełniamy biuretę roztworem KMnO_4 . Do kolby stożkowej odmierzymy pipetą 25 cm^3 roztworu NaHSO_3 o stężeniu $0,02\text{ mol/dm}^3$ (**nie dodajemy kwasu**) i rozpoczynamy miareczkowanie roztworem KMnO_4 . W trakcie miareczkowania powstaje brunatny osad, ale nie traktujemy momentu jego powstania jako punktu końcowego miareczkowania. Przy ciągłym mieszaniu dodajemy dalej kroplami KMnO_4 , aż do powstania trwałego różowego zabarwienia roztworu nad powstałym osadem. Miareczkowanie powtarzamy.

C. Wyznaczanie gramorównoważnika KMnO_4 w środowisku alkalicznym

Czystą biuretę przemywamy niewielką ilością roztworu NaHSO_3 o stężeniu $0,02\text{ mol/dm}^3$, po czym napełniamy ją tym roztworem do kreski zerowej. Do kolby stożkowej odmierzymy pipetą 10 cm^3 roztworu KMnO_4 i wlewamy cylindrem miarowym 10 cm^3 NaOH o stężeniu 12 mol/dm^3 oraz 50 cm^3 wody destylowanej. Tak sporządzoną próbkę miareczkujemy roztworem NaHSO_3 , aż do momentu uzyskania trwałego, zielonego zabarwienia roztworu miareczkowanego. Miareczkowanie powtarzamy.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

| | I | II | III |
|--|---|----|-----|
| Masa $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | | | |
| Objętość roztworu KMnO_4 użytego do zmiareczkowania $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ | | | |

Zad. 2.

| | I | II |
|--|---|----|
| A. Objętość KMnO_4 zużyta do zmiareczkowania | | |
| B. Objętość KMnO_4 zużyta do zmiareczkowania | | |
| C. Objętość NaHSO_3 zużyta do zmiareczkowania | | |

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Średnia objętość KMnO_4 zużyta w ćwiczeniu

Oblicz ilość moli $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ użytą do ćwiczenia (pamiętaj, aby przy obliczaniu masy molowej uwzględnić 2 cząsteczki wody wchodzące w skład związku).

Zbilansuj i uzupełnij współczynniki:



Oblicz ilość moli oraz stężenie molowe KMnO_4 używanego w ćwiczeniu korzystając z równania reakcji chemicznej zapisanej powyżej.

Zad. 2.

A.

Zbilansuj i uzupełnij współczynniki:



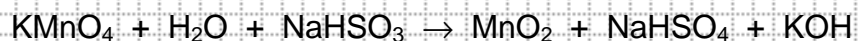
Na podstawie zależności $c_1V_1=c_2V_2$, gdzie c_1 i c_2 to stężenia normalne, oblicz stężenie normalne KMnO_4 .

Oblicz liczbę elektronów biorących udział w reakcji (Liczba $\bar{e}=c_n/c_m$).

Oblicz gramorównoważnik chemiczny $gR = M_{\text{KMnO}_4} / \text{liczba } \bar{e}$.

B.

Zbilansuj i uzupełnij współczynniki



Analogicznie jak w części A oblicz stężenie normalne KMnO_4 .

Oblicz liczbę elektronów biorących udział w reakcji.

Oblicz gramorównoważnik chemiczny.

C.

Sporządź bilans elektronowy i uzupełnij współczynniki w równaniu reakcji chemicznej zachodzącej w środowisku zasadowym:



Analogicznie jak w części A i B oblicz stężenie normalne KMnO_4 .

Oblicz liczbę elektronów biorących udział w reakcji.

Oblicz gramorównoważnik chemiczny.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

KATALIZA I KINETYKA CHEMICZNA

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie studenta z procesami katalitycznymi oraz wpływem stężenia, temperatury i obecności katalizatora na szybkość reakcji chemicznej.

Zakres obowiązującego materiału

Szybkość reakcji chemicznej. Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej. Energia aktywacji. Równanie kinetyczne. Rząd i cząsteczkowość reakcji. Prawo działania mas. Kataliza i jej rodzaje. Cechy charakterystyczne i mechanizm działania katalizatorów. Adsorpcja.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- Praca zbiorowa, "Chemia fizyczna", PWN, 1980.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.
- K. Pigoń, Z. Ruziewicz, "Chemia fizyczna", PWN, 1993.

Sprzęt:

statyw z 15 probówkami
łuczynko
2 kolby miarowe – 500 cm³
2 cylindry miarowe – 50 cm³
2 pipety wielomiarowe – 5 cm³
2 pipety wielomiarowe - 10 cm³
2 zlewki – 50 cm³
4 zlewki – 250 cm³
zlewka – 400 cm³
3 naczynka wagowe
termometr do 50°C
trójnóg
siatka termoodporna
stoper

Odczynniki:

NH₄Fe(SO₄)₂·12H₂O
CuSO₄ (roztw.)
Na₂S₂O₃
H₂O₂ (3% roztw.)
MnO₂
NH₄OH (2 mol/dm³)
CuSO₄
H₂C₂O₄·2H₂O
H₂SO₄ (stężony)
MnCl₂
KMnO₄ (0,001 mol/dm³)
HgCl₂ (0,5 mol/dm³)
KI
(NH₄)₂S₂O₅
drucik platynowy lub srebrny (na rewers)
FeSO₄
skrobia (5% roztw.)
drożdże (przynosi student)
drut miedziany
lód

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Kataliza

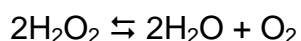
A. Kataliza homogeniczna

Do dwóch probówek wlewamy po 5 cm³ roztworu ałunu żelazowo-amonowego otrzymanego przez rozpuszczenie 0,6 g tego związku w 20 cm³ wody. Do jednej z probówek dodajemy 2-3 krople roztworu soli Cu²⁺. Do dwóch następnych probówek wlewamy po 5 cm³ roztworu tiosiarczanu sodu (otrzymanego przez rozpuszczenie 0,6 g tego związku w 20 cm³ wody). Szybko przelewamy roztwór tiosiarczanu sodu do probówki z ałunem nie zawierającym jonów Cu²⁺. Wstrząsamy probówkę tak, aby nastąpiło dokładne wymieszanie roztworów. Następnie wlewamy tiosiarczan do roztworu ałunu, który zawiera jony Cu²⁺. Mierzmy czas odbarwienia się roztworów.



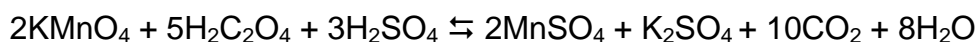
B. Kataliza heterogeniczna

Do trzech ponumerowanych probówek wlewamy po 2 cm³ 3% H₂O₂. Do pierwszej z nich dodajemy szczyptę sproszkowanego MnO₂, do drugiej wkładamy mały kawałek drutu platynowego lub srebrnego, roztwór w trzeciej probówce służy do porównania. Obserwujemy wydzielanie się gazu. Do wylotu probówek wkładamy żarzące się łuczynko i określamy rodzaj wydzielającego się gazu. Do kolejnej probówki wlewamy równe objętości 3% H₂O₂ i roztworu amoniaku o stężeniu 2 mol/dm³. Do probówki wprowadzamy drut miedziany i po chwili go wyjmujemy. Mieszymy otrzymany roztwór. Obserwujemy szybkość, z jaką przebiega reakcja w obecności lub bez drutu miedzianego



C. Autokataliza

2 g kwasu szczawowego rozpuszczamy w 100 cm³ wody. Następnie do dwóch jednakowych zlewek wlewamy po 50 cm³ tak otrzymanego roztworu i do każdej z nich kolejno wkraplamy powoli, ciągle mieszając, 1,5 cm³ stęż. H₂SO₄, a następnie po 15 cm³ roztworu KMnO₄ o stężeniu 0,001 mol/dm³. Do jednej ze zlewek wrzucamy szybko kryształek MnCl₂. Roztwory w obu naczyniach mieszamy i mierzymy szybkość zanikania ich zabarwienia.



D. Zatrucie katalizatora

Do trzech ponumerowanych probówek odmierzymy po 1 cm³ 3% H₂O₂. Do pierwszej probówki wlewamy ok. 0,5 cm³ zawiesiny drożdży, do drugiej dodajemy mieszaninę składającą się z 0,5 cm³ zawiesiny drożdży i kilku kropel 0,5 mol/dm³ roztworu HgCl₂ (mieszaninę przygotowujemy krótko przed jej użyciem). Roztwór w trzeciej probówce służy do porównania. Mieszymy zawartość probówek i mierzymy szybkość rozkładu H₂O₂.

Zadanie 2.

Badanie szybkości reakcji chemicznej w zależności od stężenia, temperatury oraz obecności katalizatora

A. Przygotowanie odczynników

Roztwór A

Do kolby miarowej o pojemności 500 cm³ wsypujemy 25 g KI, 45 mg Na₂S₂O₃ i dodajemy 5 cm³ 5% roztworu skrobi. Całość rozpuszczamy najpierw w małej ilości wody destylowanej, a następnie uzupełniamy kolbę wodą destylowaną do kreski.

Roztwór B

Do kolby miarowej o pojemności 500 cm³ wsypujemy 2,5 g (NH₄)₂S₂O₅, dodajemy małą ilość wody destylowanej w celu rozpuszczenia tej soli, a następnie uzupełniamy kolbę wodą destylowaną do kreski.

Przygotowanie katalizatora

Wsypujemy do jednej probówki nieco FeSO₄, do drugiej zaś CuSO₄ i rozpuszczamy w obydwie sole w niewielkiej ilości wody destylowanej. Obydwa roztwory mieszamy ze sobą.

B. Wykonanie zadania

1. W zlewce mieszamy po 50 cm³ roztworu A i B i mierzymy czas, po którym pojawi się niebieska barwa roztworu.

2. Mieszamy 50 cm³ roztworu A, 25 cm³ wody destylowanej i 25 cm³ roztworu B i mierzymy czas pojawienia się niebieskiej barwy roztworu.

3. Mieszamy 25 cm³ roztworu A, 25 cm³ wody destylowanej i 50 cm³ roztworu B i mierzymy czas pojawienia się niebieskiej barwy.

4. Do 50 cm³ roztworu B dodajemy kroplę katalizatora (mieszaniny FeSO₄ i CuSO₄), a następnie dodajemy 50 cm³ roztworu A i jak w poprzednich zadaniach mierzymy czas pojawienia się niebieskiego zabarwienia roztworu.

5. Do jednej probówki wlewamy 10 cm³ roztworu A, do drugiej 10 cm³ roztworu B, a do trzeciej 10 cm³ wody. Probówki umieszczamy na łaźni wodnej (zlewka z wodą) i ogrzewamy roztwory do temperatury 20°C (sprawdzamy za pomocą termometru), po czym roztwory z probówki pierwszej i drugiej zlewamy i mierzymy czas, po którym pojawi się niebieskie zabarwienie, tak jak w poprzednich zadaniach.

Następnie przeprowadzamy analogiczne doświadczenia dla temperatur: 30, 40 i 50°C, a także dla temperatury 10°C (w tym przypadku stosujemy zlewkę z zimną wodą, do której wrzucamy kilka kawałków lodu).

UWAGA!!

Kwas siarkowy działa żrąco na skórę i błony śluzowe, powodując głębokie oparzenia chemiczne. Chlorek rtęci(II) jest silną trucizną!

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

A.

Probówka bez Cu^{2+}

Probówka z Cu^{2+}

B.

Probówka 1

Probówka 2

Probówka 3

Probówka z Cu^{2+}

Probówka bez Cu^{2+}

C.

Zlewka z roztworem 1

Zlewka z roztworem 2

D.

Probówka 1

Probówka 2

Probówka 3

Zad. 2.

B.

| temperatura [°C] | obj. roztw. A [cm ³] | obj. roztw. B [cm ³] | katalizator | czas zmiany barwy [s] |
|---------------------|-------------------------------------|-------------------------------------|-------------|--------------------------|
| 20 | | | | |
| 30 | | | | |
| 40 | | | | |
| 50 | | | | |
| 10 | | | | |

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

A.

Dlaczego w jednej probówce nastąpiła zmiana barwy, a w drugiej nie?

B.

Jaką rolę odgrywa miedź w przebiegu reakcji chemicznej zachodzącej w ćwiczeniu?

C.
Co wpływa na szybkość zaniku zabarwienia?

D.
Jak zmienia się szybkość rozkładu H_2O_2 i jakie czynniki mają na to wpływ?

Zad. 2.

Wykreśl zależność odwrotności czasu przebiegu reakcji od temperatury.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

WYZNACZANIE RÓWNOWAŻNIKA CHEMICZNEGO ORAZ MASY ATOMOWEJ MAGNEZU I CYNY

CEL ĆWICZENIA:

Wyznaczanie równoważnika chemicznego oraz masy atomowej magnezu i cyny na podstawie pomiaru objętości wodoru wydzielonego w reakcji metalu z kwasem.

Zakres obowiązującego materiału

Równoważnik chemiczny. Gramorównoważnik pierwiastka i związku chemicznego. Masa atomowa. Mol. Masa molowa. Liczba atomowa i masowa. Chemiczne i fizyczne metody wyznaczania mas atomowych. Prawo stałych stosunków wagowych.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- M. Sienko, R. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.

Sprzęt:

zlewka – 2 lub 3 dm³
lejek szklany
biureta - 50 cm³
pipeta wielomiarowa – 10 cm³
cylinder miarowy – 2 dm³
tygiel porcelanowy z przykrywką
eksykator
trójkąt ceramiczny
siatka nad palnik
trójnóg
2 tygielki porcelanowe
cylinder miarowy – 25 cm³

Odczynniki:

Mg (wiórki)
HCl (stęż.)
Sn (granulki lub folia)
HNO₃ (stęż.)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Wyznaczanie równoważnika i masy atomowej magnezu

Student otrzymuje od prowadzącego ćwiczenie dwie naważki magnezu, których masy zostaną podane po zakończeniu eksperymentu.

Na dnie czystej zlewki o pojemności 2 lub 3 dm³ umieszczamy jedną z próbek magnezu i nakrywamy ją szklanym lejkiem szyjką ku górze. Do zlewki nalewamy wodę destylowaną tak, aby koniec szyjki lejka znalazł się ok. 5 cm pod poziomem wody. Następnie do biurety, służącej w tym przypadku do pomiaru objętości wodoru, nalewamy 10 cm³ przygotowanego roztworu HCl

(1:1) i dopełniamy wodą destylowaną. Biuretę zamykamy palcem od dołu, odwracamy, przenosimy do cylindra miarowego na 2 dm³ napełnionego wodą. Otwierając kurek teflonowy biurety wyrównujemy poziom wody w biurecie i cylindrze. Zapisujemy położenie menisku w biurecie i zamykamy kurek teflonowy. Biuretę zamykamy od dołu palcem, przenosimy do zlewki i nakładamy na wylot lejka. Mocujemy biuretę w statywie, a do zlewki dodajemy 20 cm³ HCl (1:1). Reakcja wydzielania wodoru zachodzi z umiarkowaną prędkością. Można ją przyspieszyć przez delikatne uchylenie lejka przy pomocy biurety dla łatwiejszego dostępu HCl do metalu. Należy jednak uważać, aby opiłki magnezowe nie wydostały się poza lejek. Po przereagowaniu całego magnezu odczytujemy i zapisujemy położenie menisku w biurecie, temperaturę wody w cylindrze i aktualną wartość ciśnienia atmosferycznego. Dla drugiej naważki magnezu powtarzamy analogiczny pomiar.

Zadanie 2.

Wyznaczenie równoważnika i masy atomowej cyny

Prażymy tygiel porcelanowy wraz z przykrywką do stałej masy i po ostudzeniu ważymy na wadze analitycznej. Umieszczamy w tyglu ok. 0,1 g pociętej na kawałki folii cynowej i ważymy ponownie. Tygiel wraz z cyną przenosimy pod wyciąg i dodajemy ostrożnie kroplami ok. 5 cm³ stężonego kwasu azotowego(V), nakrywamy przykrywką i ogrzewamy słabo przez 15 minut na łaźni wodnej. Z kolei tygiel umieszczamy na siatce nad palnikiem i po uchyleniu przykrywki, ogrzewamy ostrożnie małym płomieniem, aż do całkowitego odparowania cieczy i uzyskania trudno rozpuszczalnego w wodzie SnO₂. Tygiel wraz z pokrywką przenosimy na trójkąt, prażymy mocno przez 10 minut i odstawiamy do eksykatora, a po ostygnięciu ważymy. Po ponownym wyprażeniu i zważeniu masa tygla powinna być taka sama, w przeciwnym razie należy czynności te powtarzać aż do uzyskania stałej masy.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

| | | |
|---|-----------------|------------------|
| Odczyt poziomu cieczy w biurecie przed rozpoczęciem doświadczenia | I doświadczenie | II doświadczenie |
| Odczyt poziomu cieczy w biurecie po zakończeniu doświadczenia | I doświadczenie | II doświadczenie |
| Temperatura wody | | |
| Ciśnienie atmosferyczne | | |

Zad. 2.

Masa tygla po I prażeniu

Masa tygla po II prażeniu

Masa tygla po III prażeniu

Masa tygla z folią cynkową (ok. 0,1 g folii)

Masa po przeprowadzonym doświadczeniu

Masa po prażeniu nad palnikiem

Masa po II prażeniu nad palnikiem

PYTANIA I ZADANIA**Zad. 1.**

Objętość otrzymanego wodoru

Objętość otrzymanego wodoru w przeliczeniu na warunki normalne

Zapisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w ćwiczeniu.

Oblicz masę magnezu użytą do reakcji.

Sprawdź wyniki u prowadzącego, a do dalszych obliczeń weź masę rzeczywistą.
Masa rzeczywista magnezu użytego do reakcji.

Oblicz gramorównoważnik magnezu.

Oblicz ciężar atomowy magnezu.

Zad. 2.

Masa cyny

Masa otrzymanego tlenku cyny

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania SnO_2 .

Oblicz gramorównoważnik cyny.

Oblicz masę atomową cyny w otrzymanym tlenku wykorzystując jej wartościowość i obliczony powyżej gramorównoważnik.

Oblicz % zawartość cyny oraz tlenu w otrzymanym tlenku cyny.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

WYZNACZANIE STAŁEJ DYSOCJACJI SŁABEGO KWASU ORGANICZNEGO

CEL ĆWICZENIA

Poznanie podstawowych zagadnień teorii dysocjacji elektrolitycznej i problemów związanych z właściwościami kwasów i zasad oraz jedną z metod oznaczania stałej dysocjacji słabego kwasu organicznego.

Zakres obowiązującego materiału

Dysocjacja elektrolityczna. Elektrolity słabe i mocne. Solwatacja. Stała i stopień dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda. Dysocjacja kwasów wieloprotonowych. Autodysocjacja. Iloczyn jonowy wody. Pojęcie pH. Teorie kwasów i zasad. Rozpuszczalniki. Prawo działania mas. Stałe równowagi chemicznej. Reakcje odwracalne. Sens fizyczny stałej dysocjacji. Bufory i zasada ich działania.

Literatura

- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna" t. 1, 2, PWN, 2004.
- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.

Sprzęt:

pipeta – 10 cm³
3 kolby miarowe – 50 cm³
3 zlewki - 100 cm³
2 zlewki - 50 cm³
pH -metr
elektroda kombinowana
biureta ze statywem i uchwytem
mieszadło magnetyczne

Odczynniki:

kwas organiczny (0,1 mol/dm³ - od prowadzacego)
bufory pH=4,01 i 9,22
NaOH (0,1 mol/dm³)

UWAGA!!

Elektroda szklana lub kombinowana stosowana do pomiarów aktywności jonów wodorowych jest urządzeniem delikatnym i drogim. Biorąc pod uwagę powyższe fakty należy obchodzić się z nią bardzo ostrożnie.

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Do trzech kolbek miarowych na 50 cm³ wlewamy po 5 cm³ roztworu kwasu organicznego o stężeniu 0,1 mol/dm³ (otrzymanego od prowadzącego ćwiczenie) i dopełniamy wodą destylowaną do kreski. Tak przyrządzone roztwory przelewamy w całości do zlewki na 100 cm³.

Zlewkę umieszczamy na mieszadle magnetycznym (pamiętamy o umieszczeniu w zlewce mieszadła magnetycznego). Biuretę napełniamy

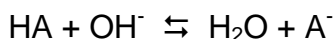
roztworem NaOH. Korzystając z pomocy prowadzącego ćwiczenie, kalibrujemy pH-metr stosując bufony wzorcowe (każdorazowe przeniesienie elektrody z jednego roztworu do innego wymaga dokładnego przemycia jej wodą destylowaną i osuszenia za pomocą bibuły). Po skalibrowaniu pH-metru elektrodę umieszczamy w roztworze badanego kwasu tak, aby uniknąć jej zniszczenia przez wirujące mieszadło. Włączamy mieszadło i odpowiednio regulujemy szybkość mieszania w celu wyeliminowania rozpryskiwania się cieczy. Mierzmy pH roztworu wyjściowego, a następnie dodajemy z biurety porcjami po $0,5 \text{ cm}^3$ $0,1 \text{ mol/dm}^3$ roztworu NaOH. Po dodaniu każdej porcji i ustaleniu równowagi (stałe wskazania pH-metru) odczytujemy pH, a wyniki zapisujemy w poniższej tabeli. W przedziale "skoku" na krzywej miareczkowania tj. w obszarze szybkich zmian wartości pH, zagęszczamy punkty pomiarowe dodając roztwór NaOH porcjami (po $0,2 \text{ cm}^3$). Doświadczenie kończymy po dodaniu $8 - 10 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH. Miareczkowanie w powtarzamy 2-krotnie. Z uzyskanych punktów wykreślamy krzywą miareczkowania będącą wykresem zależności pH od objętości dodawanego czynnika miareczkującego (roztworu zasady).

OBSERWACJE I WYNIKI

| Objętość dodanego NaOH [cm^3] | Odczytana wartość pH | | |
|--|----------------------|----|-----|
| | I | II | III |
| 0 | | | |
| 0,5 | | | |
| 1,0 | | | |
| 1,5 | | | |
| 2,0 | | | |

PYTANIA I ZADANIA

Dla zrozumienia celowości powyżej opisanych operacji, jak i ich poprawnego wykonania ważne jest zrozumienie zachodzących w miareczkowanym układzie procesów. Zakładamy, że początkowo tzn. przed dodaniem roztworu zasady (gdy $v=0$) badany kwas występuje całkowicie w formie niezdysoncjowanej $[HA]$. Dodając do tego roztworu zasadę $[OH^-]$ powodujemy wzrost wartości pH roztworu i zmniejszenie stężenia niezdysoncjowanych cząsteczek kwasu $[HA]$, przy jednoczesnym wzroście stężenia reszt kwasowych $[A^-]$ w konsekwencji zachodzącej w układzie reakcji zobojętniania:



Stałą dysocjacji kwasu, którą definiujemy jako stosunek iloczynu stężeń cząsteczek zdysoncjowanych $[H^+]\cdot[A^-]$ do stężenia niezdysoncjowanych cząsteczek kwasu $[HA]$, zapisujemy następującym równaniem:

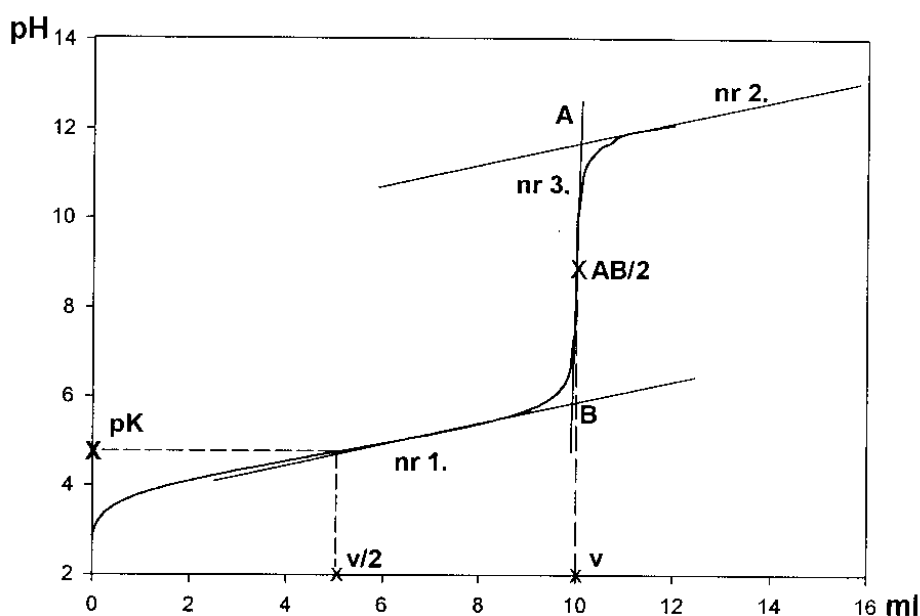
$$K = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Po zobojętnieniu połowy kwasu ilość cząsteczek niezdysoncjowanych $[HA]$ jest równa ilości cząsteczek kwasu, które uległy dysocjacji $[A^-]$. Możemy więc napisać, że $[HA]=[A^-]$. Wobec tego równanie na stałą dysocjacji kwasu po uproszczeniu możemy zapisać:

$$K=[H^+]$$

Po zlogarytmowaniu tego równania ($pK=pH$) stanowi ono będzie podstawę oznaczania. Po wykonaniu miareczkowania z uzyskanych punktów wykreślamy krzywą miareczkowania, która jest wykresem zależności pH od objętości dodawanego czynnika miareczkującego (roztworu NaOH).

Przykładowa krzywa miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą.



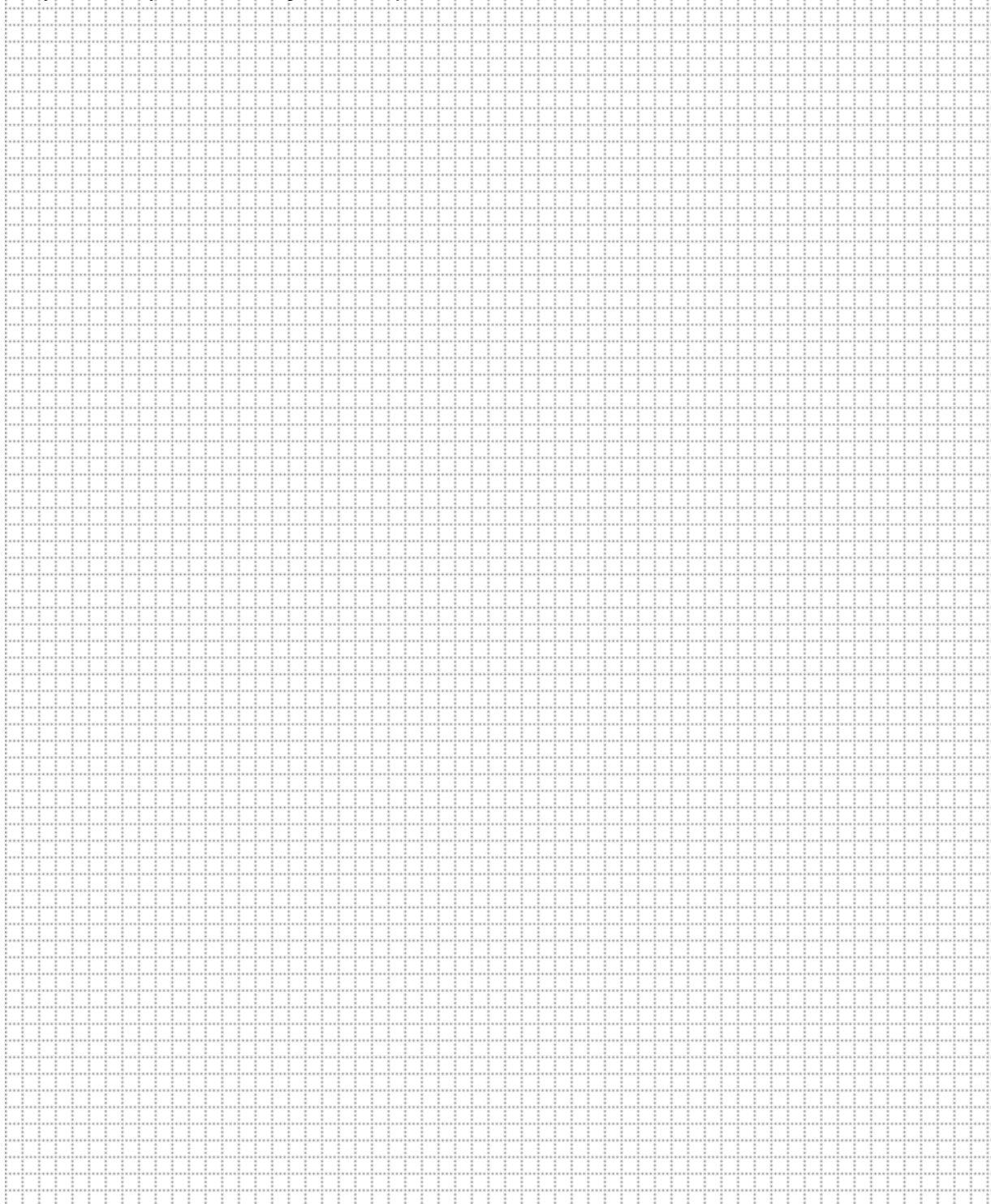
W celu wyznaczenia punktu równoważnikowego kreślimy proste wzdłuż wszystkich trzech prostoliniowych odcinków krzywej miareczkowania. Rozpoczynamy od prostej stycznej do dolnej części odcinka krzywej (krzywa nr 1). Następnie prowadzimy prostą nr 2 wzdłuż górnego odcinka krzywej miareczkowania, w taki sposób, aby była ona równoległa do prostej nr 1. W tym momencie możemy przystąpić do wykreślenia trzeciej prostej. Prosta nr 3, styczna do środkowego odcinka naszej krzywej miareczkowania przetnie prostą nr 1 i 2. Punkt przecięcia z prostą nr 1 oznaczamy jako A natomiast punkt przecięcia z prostą nr 2 jako B. Punkty A i B wyznaczają odcinek, którego połowę należy oznaczyć na wykresie krzywej miareczkowania jako punkt AB/2. Jest to punkt równoważnikowy, który odpowiada oddysocjowaniu całkowitej ilości kationów wodorowych kwasu. Rzutujemy ten punkt na oś rzędnych wyznaczając w ten sposób objętość (v) zasady potrzebnej do zmiareczkowania całkowitej ilości kwasu. Następnie znajdujemy punkt odpowiadający połowie wartości v i oznaczamy go na wykresie jako v/2. Jest to objętość zasady potrzebna do zobojętnienia połowy kwasu. Zgodnie z przedstawionym powyżej wzorem będącym podstawą oznaczenia - w punkcie tym $pK=pH$, a zatem wartość odczytanego pH jest poszukiwaną wielkością pK i naszym końcowym wynikiem.

Narysuj krzywą miareczkowania z pierwszego doświadczenia i na podstawie danych uzyskanych w ćwiczeniu wykreśl na wykresie wartość pK.

Narysuj krzywą miareczkowania z drugiego doświadczenia i na podstawie danych uzyskanych w ćwiczeniu wykreśl na wykresie wartość pK.

Narysuj krzywą miareczkowania z trzeciego doświadczenia i na podstawie danych uzyskanych w ćwiczeniu wykreśl na wykresie wartość pK.

Oblicz wartość stałych dysocjacji dla każdej serii pomiarowej i z uzyskanych wyników wylicz średnią wartość pK



Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

SPRAWDZENIE PRAWA STAŁYCH STOSUNKÓW WAGOWYCH W REAKCJI MIEDZI Z JODEM

CEL ĆWICZENIA

Sprawdzenie prawa stałych stosunków wagowych na przykładzie reakcji miedzi z jodem, określenie wzoru chemicznego otrzymanego związku oraz statystyczna ocena wyników doświadczenia.

Zakres obowiązującego materiału

Właściwości fizyczne i chemiczne miedzi i jodu. Kwasy jodu. Podstawowe prawa chemiczne. Błędy analiz chemicznych. Precyzja. Krzywa Gaussa. Odchylenie standardowe. Średnie odchylenie pojedynczego pomiaru. Kryteria odrzucania wyników pomiaru. Przedział ufności.

Literatura

- A. Bielański, "Chemia ogólna i nieorganiczna", PWN, 2004.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.
- A. Śliwa, "Obliczenia chemiczne", PWN, 1982.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", PWN, t. 1,2, 2004.

Sprzęt:

spiralą miedzianą z korkiem
cylinder miarowy – 500 cm³
kolba okrągłodenna – 2 dm³
czasza grzejna
2 wysokie zlewki – 400 cm³
suszarka do włosów
autotransformator + przedłużacz
rękawice gumowe
termometr do 50°C
płytką termoodporną
trójnóg

Odczynniki:

I₂
Na₂S₂O₃ (10% roztw.)
aceton
HCl (woda:HCl = 2:1)

UWAGA!!

Jod trwale brudzi ręce i ubranie, dlatego ćwiczenie wykonujemy w rękawicach. Ewentualne zabrudzenia zmywamy 10% roztworem Na₂S₂O₃.

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

W ćwiczeniu używamy miedziany drut w formie spirali, z której utworzono walec o średnicy około 4 cm i wysokości około 10 cm. W górnej części walca zamocowano wygięty drut, który służy do zaczepienia walca na wadze analitycznej podczas określenia jego masy w poszczególnych etapach

ćwiczenia.

Przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia sprawdzamy, czy jod znajduje się w kolbie okrągłodennej. Przy niewielkiej ilości jodu w kolbie należy dosypać około 15 g jodu (ilość jodu skonsultować z prowadzącym).

Do wysokiej zlewki o pojemności 400 cm³ wlewamy do pełna 10% roztwór Na₂S₂O₃ i ogrzewamy zlewkę na palniku do temp. 30°C. Do drugiej zlewki o identycznej pojemności wlewamy wodę destylowaną, a do cylindra miarowego aceton. Wszystko umieszczamy w dygestorium i w tym miejscu wykonujemy ćwiczenie.

Zadanie1.

Oczyszczenie powierzchni spirali przed pomiarami

Przed wykonaniem ćwiczenia oczyszczamy powierzchnię drucianego walca miedzianego. Jeśli walec pokryty jest niebieskim nalotem można najpierw zanurzyć go w rozcieńczonym roztworze HCl (woda:HCl=2:1). W przypadku braku niebieskiego nalotu umieszczamy walec w kolbie z jodem zaczepiając go na uchwycie korka i zatykając kolbę korkiem. Czaszę grzejną podłączamy do źródła prądu przez autotransformator, stawiamy w niej kolbę z jodem i włączamy ogrzewanie. Obserwujemy po chwili powstawanie par jodu. Kiedy zabarwienie kolby przyjmie kolor ciemnofioletowy (po około 3 min.) wyłączamy ogrzewanie, czekamy chwilę i szybkim ruchem wyjmujemy walec z kolby natychmiast zatykając ją korkiem. Sprawdzamy, czy cała powierzchnia drutu pokryta jest powstałym związkem chemicznym.

UWAGA!!

W przypadku pęknięcia kolby z jodem lub nieszczelności korka należy natychmiast odłączyć źródło prądu, zamknąć szczelnie dygestorium i zawołać prowadzącego ćwiczenie.

Walec zanurzamy w 10% roztworze Na₂S₂O₃ o temp. 30°C i delikatnie poruszamy nim w roztworze obserwując usuwanie związków miedzi z powierzchni drutu. Związek ten jest usuwany na skutek tworzenia się słabo zdysocjowanego kompleksu miedzi. Po ok. 1 min. wyjmujemy walec z roztworu i delikatnie wstrząsamy w celu dokładnego usunięcia roztworu tiosiarczanu sodu ze spirali, po czym kilkakrotnie zanurzamy walec w zlewce z wodą destylowaną. Po wyjęciu z wody destylowanej walec delikatnie wstrząsamy, aby usunąć resztki wody ze spirali i zanurzamy dwukrotnie w cylindrze z acetonem. Po wyjęciu drucianego walca i całkowitym odparowaniu acetonu ponownie zanurzamy go w roztworze tiosiarczanu sodu na ok. 3 min., a następnie w wodzie destylowanej i acetonie, jak to opisano wyżej. Przemycie acetonem powtarzamy dwa razy, po czym walec miedziany suszymy dokładnie przy pomocy suszarki. Od tego momentu wszelkie czynności z drucianym walcem miedzianym wykonujemy dotykając palcami tylko końca drutu zamocowanego w spirali.

Czysty walec zawieszamy na uchwycie wagi analitycznej i określamy jego masę z dokładnością do 0,1 mg. Po 30 sek. sprawdzamy ponownie masę. Jeśli różnica wskazań jest większa niż 0,1 mg drut ponownie zanurzamy w acetonie i dokładnie suszymy suszarką. Wynik zapisujemy.

Zadanie 2.

Oznaczanie reagujących ze sobą ilości jodu i miedzi

Druciany walec miedziany umieszczamy ponownie w kolbie z jodem i postępujemy dalej jak pisano wyżej (patrz punkt 1). Po wyjęciu walca z kolby bardzo dokładnie usuwamy drobiny jodu z powierzchni drutu w strumieniu gorącego powietrza. Sprawdzamy, czy wewnętrzna część spirali wolna jest od jodu.

UWAGA!!

Unikać przegrzania drutu.

Określamy masę drutu z jodkiem miedzi na tej samej wadze analitycznej, na której wazyliśmy oczyszczony walec z dokładnością do 0,1 mg. Następnie usuwamy jodek miedzi poprzez zanurzenie walca miedzianego w 10% roztworze tiosiarczanu sodu o temp. 30°C i postępujemy dalej tak jak opisano poprzednio (patrz zadanie 1). Określamy masę suchego i czystego walca z dokładnością do 0,1 mg. Sprawdzamy, czy po 30 sek. masa walca nie uległa zmianie o więcej niż 0,1 mg. Jeśli tak, to powtarzamy czynności opisane w zadaniu cztery razy, a wyniki pomiarów zapisujemy.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Masa oczyszczonego walca miedzianego

| | | | | |
|--|--|--|--|--|
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |

Zad. 2.

| Masa oczyszczonego walca miedzianego | | | | |
|--------------------------------------|---|---|---|--|
| 1 | 2 | 3 | 4 | |
| masa walca z zad. 1 | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |

| Masa walca miedzianego z utworzonym związkim | | | | |
|--|---|---|---|--|
| 1 | 2 | 3 | 4 | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |
| | | | | |

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 2.

W tabeli poniżej, w kolumnie D wpisujemy masę spirali miedzianej po usunięciu związku oraz w kolumnie B tę samą wartość jako masę czystej spirali dla następnego cyklu pomiarowego.

W kolumnie C wpisujemy masę spirali miedzianej z utworzonym związkami.

Masę jodu przypadającą na 1 g miedzi obliczamy z proporcji wykorzystując masę związku miedzi usuniętego z drutu (dane z kolumny E) oraz masę jodu wchodzącego w reakcję (dane z kolumny F).

1.

2.

3.

4.

Oblicz średnią arytmetyczną (m_{sr}) dla czterech wartości m_1, m_2, m_3, m_4 .

Oblicz bezwzględną wartość odchylenia każdej z wartości (m_1, m_2, m_3, m_4) średniej arytmetycznej korzystając ze wzoru:

$$(m_{sr} - m_1) = e_1$$

1.

2.

3.

4.

Oblicz sumę wartości (e_1, e_2, e_3, e_4)

Oblicz wartość średniego odchylenia pojedynczego pomiaru $d = \frac{\sum e_n}{n}$.

| A | B | C | D | E | F | G | H |
|----|----------------------|-------------------------------------|-----------------------------------|--|---------------------------------------|---|--------------------------------|
| nr | masa czystej spirali | masa spirali z utworzonym związkiem | masa spirali po usunięciu związku | masa związku miedzi usuniętego z drutu (C-D) | masa jodu wchodzącego w reakcję (C-B) | masa jodu przypadająca na 1g miedzi (m_1) | bezwzględna wartość odchylenia |
| 1 | | | | | | | |
| 2 | | | | | | | |
| 3 | | | | | | | |
| 4 | | | | | | | |

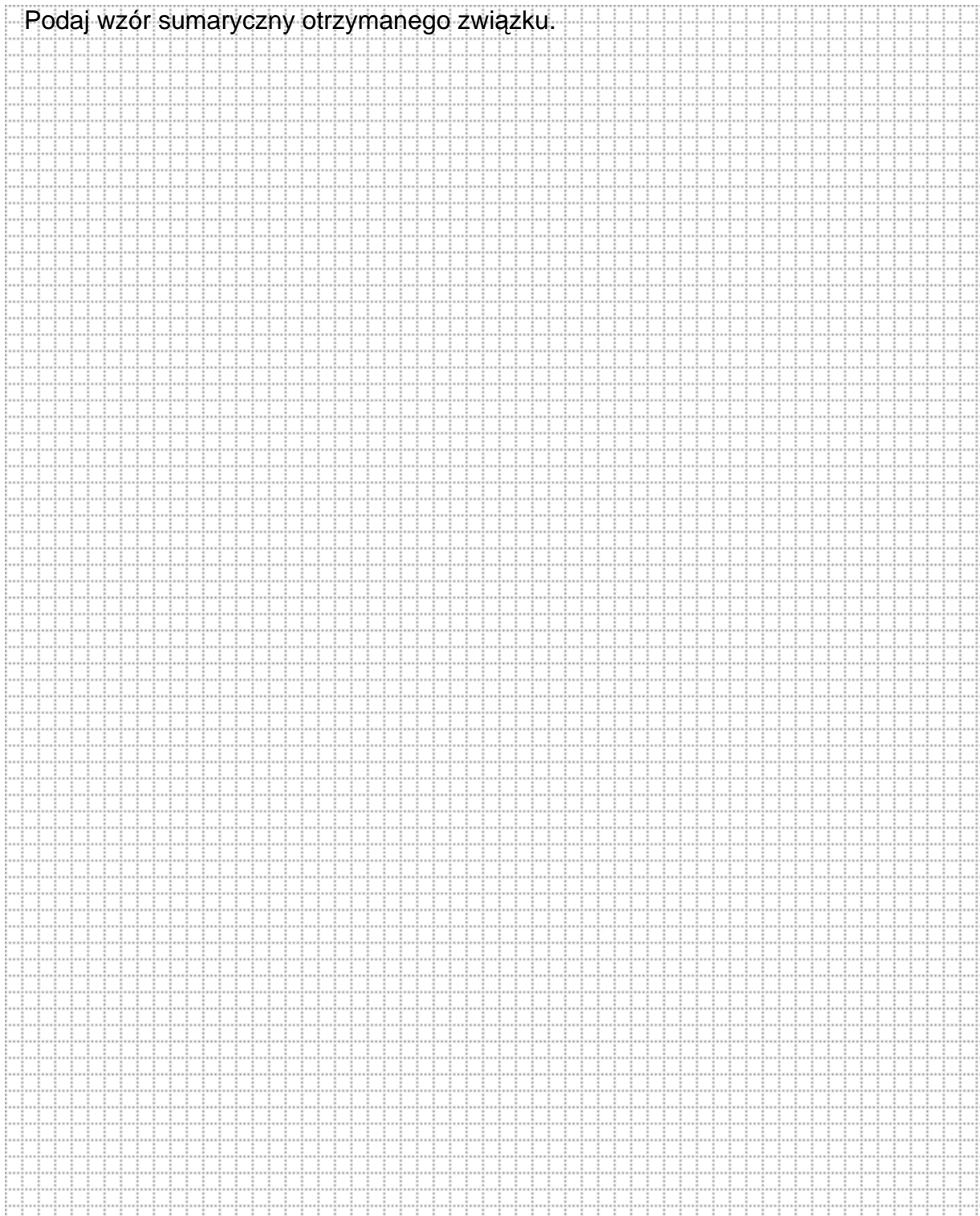
Oblicz odchylenie standardowe pojedynczego pomiaru. $s = \sqrt{\frac{\sum(e_n)^2}{n-1}}$

Oblicz średnie odchylenie standardowe $S_{sr} = \frac{s}{\sqrt{n}}$

Oblicz przedział ufności pojedynczego wyniku $\mu = m_{sr} \pm tS_{sr}$. Odpowiednią wartość współczynnika odszukaj w tabelach rozkładu Studenta.

W oparciu o wartość m_{sr} oblicz ilość moli jodu przypadającą na jeden mol miedzi.

Podaj wzór sumaryczny otrzymanego związku.



Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

ELEKTROLIZA

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie się z procesami chemicznymi i fizycznymi, które towarzyszą przepływowi prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu.

Zakres obowiązującego materiału

Mechanizm elektrolizy. Prawa elektrolizy. Szereg napięciowy metali. Potencjały normalne. Normalna elektroda wodorowa. Praktyczne wykorzystanie elektrolizy.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia podstawy i zastosowania", WNT, 2002.
- L. Pauling, P. Pauling, "Chemia", PWN, 1998.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, "Chemia analityczna", PWN, t. 1, 2, 2004.

Sprzęt:

elektrolizer
kolba miarowa – 100 cm³
2 zlewki – 250 cm³
elektrody platynowe (od laboranta)
mały lejek z cienką nóżką
naczynko wagowe
termometr do 100°C (bez szlif)
naczynie elektrolityczne
mieszadło magnetyczne
wkraplacz jednorazowy
eksykator
suszarka do włosów (od laboranta)
łapa do naczynka elektrolitycznego
bibułka
2 zatopione w szkle elektrody Pt (od laboranta)

Odczynniki:

NaNO₃ (stały)
CuSO₄ (roztwór – od prowadzącego)
czerwień fenolowa (1% roztw. wodny)
K₄[Fe(CN)₆] (roztwór)
NH₄NO₃ (stały)
HNO₃ (stęż.)
H₂SO₄ (stęż.)
C₂H₅OH lub CH₃OH

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Procesy elektrodowe podczas elektrolizy NaNO₃

Przygotowujemy roztwór NaNO₃ o stężeniu 0,1 mol/dm³ rozpuszczając odpowiednią naważkę tej soli w kolbie miarowej o pojemności 100 cm³. Następnie do kolby dodajemy kilka kropli 1% wodnego roztworu czerwieni fenolowej i wytrząsamy zawartość kolby. Wskaźnik ten w środowisku kwaśnym barwi się na żółto, a w alkalicznym na czerwono. Przygotowanym

roztworem napełniamy naczynie elektrolityczne tak, aby elektrody platynowe były zanurzone na głębokość około 0,5 cm. Następnie elektrody łączymy z biegunami zasilacza prądu stałego stosując napięcie 6V. W chwili, gdy zaobserwujemy powstanie wyraźne różnicowanie barw roztworu między przestrzenią katodową, a anodową obie elektrody odłączamy od źródła prądu. Gdy roztwór w naczyniu powróci do pierwotnego zabarwienia układ podłączamy ponownie, zwiększając napięcie do 12 V. Po stwierdzeniu, że intensywność zabarwienia roztworu już się nie zmienia, zamieniamy bieguny na zaciskach zasilacza.

Zadanie 2.

Elektroliza CuSO_4

Wydany, przez prowadzącego ćwiczenie roztwór CuSO_4 rozcieńczamy w zlewce na 250 cm^3 do objętości około 200 cm^3 . Do tego roztworu dodajemy ok. 4 cm^3 stęż. H_2SO_4 i 2 - 6g NH_4NO_3 . Ustawiamy zlewkę na mieszadle magnetycznym, który spełnia również funkcję grzejnika. W zlewce umieszczamy mieszadło i ogrzewamy roztwór do temperatury ok. 80°C , jednocześnie mieszając. Po osiągnięciu tej temperatury wprowadzamy elektrody platynowe (pamiętając o oczyszczeniu i zważeniu katody) i przeprowadzamy elektrolizę przy natężeniu 1-2A i napięciu powyżej 2V, nie przerywając mieszania. Gdy roztwór ulegnie odbarwieniu (zanik niebieskiego zabarwienia roztworu), co wskazuje na wydzielenie z roztworu prawie całej ilości miedzi, zwiększamy napięcie do 2,5-3V i prowadzimy elektrolizę jeszcze przez 30 minut. Po upływie tego czasu sprawdzamy czy cała miedź została już wydzielona z roztworu. W tym celu наносimy kroplę roztworu poddawanego elektrolizie na bibułkę nasyconą heksacyjanożelazianem(II) potasu. Po stwierdzeniu ujemnego wyniku próby (brak brunatnego zabarwienia bibuły), katodę z wydzieloną miedzią wyjmujemy z roztworu i opłukujemy wodą destylowaną nie przerywając przy tym przepływu prądu. Po wymontowaniu katody z elektrolizera zanurzamy ją na kilka sekund w alkoholu i suszymy przy pomocy suszarki przez około 3 minuty. Przenosimy elektrodę do eksykatora i po ochłodzeniu do temperatury pokojowej ważymy. Ilość wydzielonej z roztworu miedzi określamy z różnicy masy elektrody przed i po procesie elektrolizy. Po skończeniu ćwiczenia czyścimy katodę z miedzi i ponownie ważymy.

UWAGA!!

Czyszczenie katody wykonujemy pod dyktando przy zachowaniu szczególnej ostrożności.

Katodę platynową oczyszczamy zanurzając ją w zlewce ze stęż. HNO_3 i następnie dokładnie spłukujemy ją wodą i alkoholem.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Ilość NaNO_3 potrzebna do sporządzenia $0,1 \text{ mol/dm}^3$ 100 cm^3 roztworu

Barwa i odczyn roztworu wokół obu elektrod

Zad. 2.

Masa oczyszczonej elektrody platynowej

Obserwacje próby na obecność jonów Cu^{2+} w roztworze

Masa elektrody z osadzoną miedzią

Masa elektrody po oczyszczeniu z metalicznej miedzi

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Zapisz równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy.

Wyjaśnij, na czym polegają obserwowane w doświadczeniu zmiany zabarwienia roztworu.

Zad. 2.

Zaproponuj równania reakcji chemicznych zachodzących podczas elektrolizy roztworu CuSO_4 .

Podaj masę [g] miedzi zawartej w analizowanej próbce.

Napisz schemat reakcji charakterystycznej na jony Cu^{2+} oraz wyjaśnij, na czym ona polega.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

EGZO- I ENDOTERMICZNE PROCESY FIZYKOCHEMICZNE

CEL ĆWICZENIA

Wyznaczenie efektów egzotermicznych i endotermicznych w procesie rozpuszczania związków chemicznych.

Zakres obowiązującego materiału

I i II Zasada Termodynamiki. Równania termochemiczne. Energia wewnętrzna. Parametry stanu. Układ izolowany, zamknięty, otwarty. Entalpia. Funkcje stanu. Ciepło reakcji chemicznej. Prawo Hessa. Pojemność cieplna kalorymetru. Jednostki ciepła. Mechanizm rozpuszczania związków z wiązaniem jonowym i kowalencyjnym w rozpuszczalnikach polarnych i niepolarnych.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- T. Penkala, "Podstawy chemii ogólnej", PWN, 1987.
- M.J. Sienko, R.A. Plane, "Chemia Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.

Sprzęt:

kalorymetr
mieszadło magnetyczne
termometr ze szlifem do 50°C
z dokł. do 0,1°C
zasilacz prądu stałego
spirala grzejna
szklany korek
cylinder miarowy – 100 cm³
stoper
2 szkiełka zegarkowe
naczynko wagowe
mały lejek

Odczynniki:

sól bezwodna
sól uwodniona
wodorotlenek litowca

UWAGA!!

Przed wylaniem roztworu z kalorymetru sprawdź czy wyjąłeś mieszadełko.

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Ćwiczenie składa się z trzech części i każda łączy się z poprzednią.

Zadanie 1.

Wyznaczenie stałej kalorymetru

Do wnętrza suchego kalorymetru, wkładamy mieszadło magnetyczne, a

następnie wprowadzamy znaną objętość wody destylowanej (odmierzoną za pomocą cylindra miarowego) np. 100 cm^3 . Zamykamy kalorymetr korkiem, w którym zamocowany jest termometr i spirala grzejna. Kalorymetr umieszczamy na mieszadle magnetycznym i za pomocą pokrętki szybkości ustawiamy proces mieszania na wolnych obrotach. Sprawdzamy, czy termometr i element grzejny są głęboko zanurzone w cieczy. Odczytujemy temperaturę początkową wody w kalorymetrze. Następnie przewody łączące element grzejny podłączamy do zasilacza i nastawiamy taką wartość napięcia, aby temperatura w kalorymetrze podniosła się w ciągu 5 minut o około 3°C . Po ustaleniu żądanej wartości napięcia pomiar powtarzamy pięciokrotnie napełniając każdorazowo kalorymetr świeżą wodą destylowaną. Dokładnie odczytujemy temperaturę końcową; napięcie V [volt]; natężenie prądu I [amper] i czas t [sekunda].

Pamiętajmy, że dokładne wykonanie powyższego pomiaru wpływa na wynik końcowy ćwiczenia.

Zadanie 2.

Wyznaczenie ciepła rozpuszczania soli uwodnionej

Do środka suchego kalorymetru, w którym znajduje się mieszadło magnetyczne wprowadzamy 100 cm^3 wody destylowanej odmierzonej za pomocą cylindra miarowego. Zamykamy kalorymetr korkiem, w którym zamocowany jest termometr i rurka do wprowadzania materiałów sypkich. Kalorymetr umieszczamy na mieszadle magnetycznym i za pomocą pokrętki szybkości ustawiamy proces mieszania na wolnych obrotach. Sprawdzamy, czy termometr jest głęboko zanurzony w cieczy. Odczytujemy dokładnie temperaturę wody, a następnie szybko wprowadzamy przez rurkę przy pomocy lejka dokładnie odważoną (z dokładnością do $0,001\text{ g}$) porcję soli (w granicach od 3 g do 5 g). Odczytujemy temperaturę końcową roztworu, po całkowitym rozpuszczeniu soli.

Pomiar powtarzamy. Jeśli różnica wartości q (ciepło) w dwóch kolejnych pomiarach w przeliczeniu na 1 g jest większa niż 5% pomiar powtarzamy, aż do uzyskania dwóch wartości różniących się mniej niż 5% .

Zadanie 3.

Wyznaczanie ciepła rozpuszczania soli bezwodnej

Substancją rozpuszczaną jest w tym zadaniu sól bezwodna a wszystkie czynności i obliczenia wykonujemy w sposób opisany w zadaniu 2.

Zadanie 4.

Wyznaczanie ciepła rozpuszczania wodorotlenku metalu I grupy

Substancją rozpuszczaną jest w tym zadaniu wodorotlenek metalu I grupy, a wszystkie czynności i obliczenia wykonujemy w sposób opisany w zadaniu 2.

Naważkę wodorotlenku określamy w naczynku wagowym z przykrywką. Wodorotlenki litowców bardzo energicznie reagują z H_2O i CO_2 , dlatego należy wszystkie operacje wykonywać szybko, aby ograniczać maksymalnie kontakt z powietrzem.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

| | I | II | III | IV | V |
|--|---|----|-----|----|---|
| Początkowa temperatura wody w kalorymetrze | | | | | |
| Końcowa temperatura wody w kalorymetrze | | | | | |
| napięcie V [volt] | | | | | |
| natężenie prądu I [amper] | | | | | |
| czas t [s] | | | | | |

Zad. 2.

| | | |
|---|----------|-----------|
| Początkowa temperatura wody w kalorymetrze | I pomiar | II pomiar |
| Końcowa temperatura po całkowitym rozpuszczeniu soli uwodnionej | I pomiar | II pomiar |

Zad. 3.

| | | |
|--|----------|-----------|
| Początkowa temperatura wody w kalorymetrze | I pomiar | II pomiar |
| Końcowa temperatura po całkowitym rozpuszczeniu soli bezwodnej | I pomiar | II pomiar |

Zad. 4.

| | | |
|--|----------|-----------|
| Początkowa temperatura wody w kalorymetrze | I pomiar | II pomiar |
|--|----------|-----------|

Końcowa temperatura po całkowitym rozpuszczeniu wodorotlenku I grupy

I pomiar

II pomiar

PYTANIA I ZADANIA

Zad. 1.

Przykład :

Jeżeli przepuścimy prąd o natężeniu 1 A ze źródła o napięciu 12 V przez 3000 sekund, to praca jaka została wykonana w kalorymetrze wynosi:

$$W = I \cdot V \cdot t = 36000 \text{AVs} = 36 \text{kJ}$$

(ponieważ 1AVs = 1J)

Jeżeli temperatura w wyniku wykonania tej pracy podniosła się o 5,5 K to pojemność cieplną kalorymetru (C) obliczamy dzieląc pracę (w=q) przez zmianę temperatury:

$$C = \frac{q}{\Delta T} [\text{J/K}]$$

Oblicz pojemność cieplną dla pięciu kolejnych pomiarów oraz wartość średnią

C₁

C₂

C₃

C₄

C₅

Wartość średnia z pięciu pomiarów

Zad. 2.

Znając pojemność cieplną kalorymetru, oblicz ze wzoru $q = C \cdot \Delta T$ ciepło rozpuszczania dla soli uwodnionej.

Wartość ciepła dla danego związku wyrażamy jako ilość ciepła wydzielonego na 1 gram związku oraz jako ilość ciepła wydzielonego na 1 mol tego związku (ciepło molowe).

Oblicz wartość średnią wydzielonego ciepła.

Zad. 3.

Znając pojemność cieplną kalorymetru, oblicz ze wzoru $q = C \cdot \Delta T$ ciepło rozpuszczania dla soli bezwodnej.

Wartość ciepła dla danego związku wyrażamy jako ilość ciepła wydzielonego na 1 gram związku oraz jako ilość ciepła wydzielonego na 1 mol tego związku (ciepło molowe).

Oblicz wartość średnią wydzielonego ciepła.

Zad. 4.

Znając pojemność cieplną kalorymetru, oblicz ze wzoru $q = C \cdot \Delta T$ ciepło rozpuszczenia dla wodorotlenku I grupy.

Wartość ciepła molowego danego związku wyrażamy jako ilość ciepła wydzielonego na na 1mol tego związku.

Oblicz wartość średnią wydzielonego ciepła molowego.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

WYZNACZANIE LICZBY AVOGADRA

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie się z pojęciem mola i masy atomowej oraz oszacowanie liczby Avogadra na podstawie wielkości monowarstwy eterowego roztworu kwasu organicznego rozlanego na powierzchni wody.

Zakres obowiązującego materiału

Masa atomowa i atomowa jednostka masy. Liczba atomowa i masowa. Mol. Liczba Avogadra. Hydrofilowość i hydrofobowość. Wzory strukturalne używanych w ćwiczeniu związków chemicznych.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- M. Sienko, R. Plane, "Chemia. Podstawy i zastosowania", WNT, 2002.

Sprzęt:

wkraplacz (jednorazowy)
cylinder miarowy – 10 cm³ i 100 cm³
2 krystalizatory (duże)
2 zlewki – 150 cm³
kolba stożkowa ze szlifem – 250 cm³
linijka

Odczynniki:

eter naftowy (pod dygestorium)
kwas stearynowy
kwas palmitynowy
pył kredowy (świeżo przygotowany)

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Przygotowanie roztworów kwasów organicznych

Przygotowujemy roztwory kwasu stearynowego i palmitynowego rozpuszczając po 0,1 g każdego z nich w 100 cm³ eteru naftowego.

UWAGA!!

Eter naftowy jest substancją lotną i bardzo łatwo palną, dlatego wszelkie prace z tym rozpuszczalnikiem należy wykonywać pod dygestorium, z daleka od ognia.

Oznaczamy objętość 1 kropli przygotowanych roztworów. W tym celu wkraplamy do cylindra miarowego na 10 cm³ roztwór licząc krople potrzebne do zapełnienia 1 cm³. Następnie kontynuujemy wkraplanie, aż do wzrostu poziomu cieczy o kolejny cm³ (ponownie liczymy ilość dodanych kropli). Czynność tę powtarzamy 3-4 krotnie.

Zadanie 2.

Wyznaczanie liczby Avogadra

Dwa krystalizatory dokładnie umyte napełniamy do połowy wodą destylowaną. Powierzchnię wody w jednym krystalizatorze posypujemy pyłem kredowym. Za pomocą wkraplacza dozujemy jedną kroplę roztworu kwasu stearynowego w eterze naftowym kolejno na powierzchnie wody w obu krystalizatorach. Obserwujemy, czy dodana przez nas kropla rozlała się na obu powierzchniach wodnych. Jeżeli rozlana kropla jest zbyt mała dodajemy jeszcze jedną lub dwie krople (należy zanotować łączną ilość kropel). Pole utworzonej powierzchni szacujemy mierząc linijką średnicę plamy. Całą procedurę powtarzamy dwukrotnie dla przypadku, w którym możliwe jest zaobserwowanie wielkości rozlanej kropli.

Analogicznie postępujemy z roztworem kwasu palmitynowego.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Kwas stearynowy

Ilość dodanych kropli potrzebna do zapełnienia:

1cm³

2cm³

3cm³

4cm³

Kwas palmitynowy

Ilość dodanych kropli potrzebna do zapełnienia:

1cm³

2cm³

3cm³

4cm³

Zad. 2.

Obserwacje rozlanej kropli (wpisz ilość dodanych kropeł) roztworu kwasu stearynowego na:

| | I | II | III |
|--------------------------|---|----|-----|
| powierzchnia bez kredy | | | |
| powierzchnia z kredą | | | |
| średnica rozlanej kropli | | | |

Obserwacje rozlanej kropli (wpisz ilość dodanych kropeł) roztworu kwasu palmitynowego na:

| | I | II | III |
|--------------------------|---|----|-----|
| powierzchni bez kredy | | | |
| powierzchnia z kredą | | | |
| średnica rozlanej kropli | | | |

PYTANIA I ZADANIA**Zad. 1.**

Oblicz stężenie molowe przygotowanego kwasu stearynowego.

Oblicz średnią ilość kropeł dodanych do zapełnienia 1cm^3 roztworu.

$$\frac{\text{ilość kropli}}{\text{ilość cm}^3}$$

Oblicz objętość 1 kropli, korzystając ze wzoru: $V_k = \frac{1\text{cm}^3}{n}$ n - ilość kropeł w 1 cm³

Znając stężenie molowe oblicz masę kwasu organicznego zawartego w dodanej na powierzchnię wody kropli (lub kroplach) kwasu (pamiętaj, aby przeliczyć objętość 1 kropli na dm³).

Znając masę i gęstość kwasu oblicz jego objętość (jako substancji stałej) na powierzchni wody (gęstość kwasu stearynowego wynosi $d=0,9408 \text{ g/cm}^3$).

Oblicz grubość monowarstwy znajdującej się na powierzchni wodnej korzystając ze wzoru:

$$t = \frac{V}{\pi r^2} \quad (r - \text{promień rozlanej kropli, } t - \text{grubość monowarstwy; } \pi = 3,142)$$

Korzystając z gęstości i masy molowej kwasu oblicz objętość 1 mola kwasu

Oblicz stężenie molowe przygotowanego kwasu palmitynowego.

Oblicz średnią ilość kropeł dodanych do zapełnienia 1cm^3 roztworu.

Oblicz objętość 1 kropli.

Oblicz masę kwasu organicznego zawartego w dodanej kropli (lub kilku kroplach) roztworu na powierzchnię wody.

Znając masę i gęstość kwasu oblicz jego objętość (jako substancji stałej) na powierzchni wody (gęstość kwasu palmitynowego wynosi $d=0,8527\text{ g/cm}^3$).

Oblicz grubość warstwy znajdującej się na powierzchni.

Korzystając z gęstości i masy molowej kwasu oblicz objętość 1 mola kwasu.

Zad. 2.

Model sześcienny

Zakładając, że w modelu sześciennym wszystkie cząsteczki są regularnymi sześcianami, których boki są równe grubości monowarstwy t , a objętość każdej z cząsteczek wynosi t^3 , oblicz liczbę Avogadra dzieląc objętość jednego mola kwasu stearynowego przez objętość cząsteczki,

Model hydrofilowo-fobowy

Zakładamy, że stosowane kwasy składają się z części węglowodorowej niemieszającej się z wodą i grupy karboksylowej dobrze rozpuszczalnej w wodzie. Koniec węglowodorowy wystaje nad powierzchnię wody, a grubość monowarstwy t odpowiada wielkości fragmentu hydrofobowego i dla kwasu stearynowego jest to 18 atomów węgla. Znając grubość monowarstwy i ilość atomów węgla wystających nad powierzchnię wody oblicz średnicę 1 atomu węgla,

Oblicz objętość jednego atomu węgla, korzystając ze wzoru $V_c = \frac{4}{3} \pi r^3$

Wykorzystując masę molową węgla oraz jego gęstość dla diamentu $d=3,52 \text{ g/cm}^3$ oblicz objętość 1 mola atomów węgla.

Oblicz liczbę Avogadra dzieląc objętość 1 mola węgla przez objętość 1 atomu węgla.

Porównaj wartości otrzymanych liczb Avogadra dla tego samego kwasu z dwóch różnych modeli.

Model sześcienny

Oblicz liczbę Avogadra dzieląc objętość jednego mola kwasu palmitynowego przez objętość(t^3) jednej z naszych sześciennych cząsteczek.

Model hydrofilowo-fobowy

Zakładając, że grubość warstwy dla kwasu palmitynowego wynosi 16-Å (ilość atomów węgla wystających nad powierzchnię wody), oblicz średnicę 1 atomu węgla.

Oblicz objętość jednego atomu węgla.

Wykorzystując masę molową węgla oraz jego gęstość oblicz objętość 1 mola atomów węgla.

Oblicz liczbę Avogadra dzieląc objętość 1 mola węgla przez objętość 1 atomu węgla.

Porównaj wartości otrzymanych liczb Avogadra dla tego samego kwasu z dwóch różnych modeli.

Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

STRUKTURA A WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE I FIZYCZNE PIERWIASTKÓW I ZWIĄZKÓW CHEMICZNYCH

CEL ĆWICZENIA

Zapoznanie z właściwościami chemicznymi i fizycznymi substancji chemicznych w zależności od ich formy krystalicznej oraz rodzaju izomerii.

Zakres obowiązującego materiału

Odmiany alotropowe, polimorfizm, hybrydyzacja, izomeria i jej rodzaje, właściwości siarki, woda w związkach chemicznych, chemia srebra.

Literatura

- A. Bielański, "Podstawy chemii nieorganicznej", PWN, 2004.
- J. Supniewski, "Preparatyka nieorganiczna" PWN, 1958.
- A.I. Vogel, "Preparatyka organiczna", WNT 1985.
- A.F.Cotton, G.Wilkinson, P.L.Gaus, "Chemia Nieorganiczna. Podstawy", PWN, 2002.

Sprzęt:

łaźnia wodna
próbówki
tygiel
parownicza
krystalizator
zlewka - 250 cm³
bagietka
naczynko wagowe
pipeta wielomiarowa - 20 cm³
szkło powiększające
termometr do 150°C
maszynka elektryczna
autotransformator
kapilara szklana

Odczynniki:

siarka bezpostaciowa
tert-butanol (osuszony przez wymrożenie w 5 °C)
n- butanol (osuszony przez destylację)
eter dietylowy
CS₂
AgNO₃ (roztwór 5%)
H₂SO₄ stęż.
NH₄OH (roztwór 10%)
cukier spożywczy

OPIS WYKONANIA ĆWICZENIA

Zadanie 1.

Otrzymywanie siarki w różnych postaciach alotropowych

UWAGA!!

Doświadczenie przeprowadzamy pod dygestorium!

A. Siarka rombowa

Do parowniczkę wsypujemy około 1 g sproszkowanej siarki bezpostaciowej i zalewamy ją około 5 cm³ disiarczku węgla. Parowniczkę odstawiamy do odparowania rozpuszczalnika (podczas odparowywania z roztworu krystalizuje siarka rombowa).

B. Siarka jednoskośna

Okolo 1 g sproszkowanej siarki roztopiamy w tyglu nad płomieniem palnika i pozostawiamy do zastygnięcia. Następnie za pomocą kapilary szklanej przekłuwamy zastygniętą powierzchnię w paru miejscach i wylewamy resztę siarki. Na ściankach tygla powstają igiełkowate kryształy siarki jednoskośnej.

C. Siarka plastyczna

Okolo 5 g sproszkowanej siarki wsypujemy do krótkiej, zamkniętej korkiem próbówki i delikatnie ogrzewamy przez około 5 minut do całkowitego stopienia. Stopioną siarkę wlewamy szybko do krystalizatora z wodą i lodem.

Wszystkie otrzymane formy siarki oglądamy bezpośrednio po otrzymaniu oraz po upływie około pół godziny pod szkłem powiększającym.

Zadanie 2.

Badanie właściwości fizycznych związków o wzorze sumarycznym C₄H₁₀O

Do trzech suchych i oznaczonych próbek wlewamy kolejno 5cm³ eteru dietylowego, *n*-butanolu i *tert*-butanolu. Probówki z każdym z izomerów umieszczamy w lodzie na okres około jednej godziny. Po tym czasie obserwujemy stan skupienia badanych substancji.

Przygotowujemy trzy próbówki z izomerami C₄H₁₀O analogicznie jak powyżej. Następnie do każdej z nich wlewamy po około 5 cm³ wody destylowanej i obserwujemy czy badana substancja miesza się z wodą i jaka jest jej względna gęstość. Wytrząsamy intensywnie każdą z próbek i po kilku minutach obserwujemy ponownie czy substancje w wyniku tej czynności zmieszały się z wodą.

UWAGA!!

Podgrzewanie przeprowadzamy pod wyciągiem na maszynie elektrycznej podłączonej przez autotransformator – NIE NA PALNIKU GAZOWYM!

Do łaźni wodnej wkładamy próbkę z jednym z izomerów C₄H₁₀O (przygotowaną analogicznie jak wcześniej). Mierzmy temperaturę, w której nastąpiło wrzenie substancji. Analogicznie postępujemy dla dwóch pozostałych badanych izomerów.

Zadanie 3.

Dehydratacja węglowodanów

UWAGA!!

Doświadczenie przeprowadzamy pod dygestorium, nie wdychamy ulatniających się podczas reakcji trujących tlenków siarki!

Do zlewki o pojemności 250 cm³ wsypujemy około 70 g cukru spożywczego i

dolewamy kilka cm^3 wody. Następnie dodajemy, cały czas mieszając, około 35 cm^3 stężonego kwasu siarkowego. Obserwujemy zachodzącą reakcję, zmianę barwy cukru oraz efekt energetyczny.

Zadanie 4.

Inwersja sacharozy (właściwości di- oraz mono cukrów)

W zlewce o pojemności 50 cm^3 rozpuszczamy około 4 g sacharozy w 20 cm^3 wody destylowanej. Otrzymany roztwór wlewamy do dwóch probówek. Jedną z nich odstawiamy, a do drugiej dodajemy 5 kropli stężonego H_2SO_4 . Probówkę z kwasem ogrzewamy w temperaturze wrzenia przez okres około 15 minut. Do dwóch kolejnych oznaczonych probówek wlewamy po 2 cm^3 5% roztworu AgNO_3 . Następnie dodajemy powoli, delikatnie wstrząsając 10% roztwór wodorotlenku amonu, aż do rozpuszczenia powstającego czarnego osadu. Do jednej z probówek dodajemy przygotowany na początku ćwiczenia roztwór sacharozy, do drugiej roztwór otrzymany po hydrolizie z kwasem. Probówki wstawiamy do łaźni wodnej i ogrzewamy, obserwując barwę roztworów.

OBSERWACJE I WYNIKI

Zad. 1.

Wygląd otrzymanych odmian alotropowych siarki

| | Po otrzymaniu | Po upływie 30 minut |
|--------------------|---------------|---------------------|
| Siarka rombowa | | |
| Siarka jednoskośna | | |
| Siarka plastyczna | | |

Zad. 2.

| | eter dietylowy | <i>n</i> -butanol | <i>tert</i> -butanol |
|-----------------------------|----------------|-------------------|----------------------|
| mieszalność z wodą | | | |
| gęstość względną | | | |
| stan skupienia w temp. 5 °C | | | |
| temperatura wrzenia | | | |

Zad. 3.

Barwa cukru przed reakcją

Barwa cukru po reakcji z H₂SO₄

Efekt energetyczny reakcji

Zad. 4 .

Obserwacje po dodaniu do próbówki z roztworem AgNO₃ roztworu sacharozy

Obserwacje po dodaniu do próbówki z roztworem AgNO₃ roztworu sacharozy po hydrolizie

PYTANIA I ZADANIA

Zad.1.

Podaj przykłady innych pierwiastków (co najmniej trzy) tworzących odmiany alotropowe, jakie podobieństwa i różnice wykazują odmiany alotropowe tego samego pierwiastka?

Zad.2.

Jakie grupy funkcyjne posiadają badane związki (izomery)?

Zad. 3.

Jaką rolę pełni H_2SO_4 w reakcji z cukrem?

Dlaczego w reakcji cukru z H_2SO_4 nie można użyć rozcieńczonego roztworu tego kwasu?

Zad.4.

Zapisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania lustra srebrowego.

O czym świadczy wytrącenie się lustra srebrowego?

Jakie właściwości posiada grupa funkcyjna, której obecność wykrywamy w ćwiczeniu?

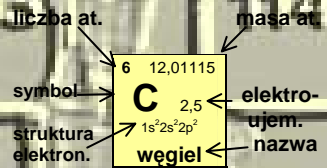
Ocena za kolokwium

Ocena za wykonanie ćwiczenia

Podpis prowadzącego

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--|--|---|--|---|---|---|--|--|--|--|---|--|---|--|--|--|
| 1 112 (I A) | 2 (II A) | 3 (III B) | 4 (IV B) | 5 (V B) | 6 (VI B) | 7 (VII B) | 8 (VIII B) | 9 (VIII B) | 10 (VIII B) | 11 (I B) | 12 (II B) | 13 (III A) | 14 (IV A) | 15 (V A) | 16 (VI A) | 17 (VII A) | 18 (VIII A) |
| 1 1,00797 H 1s ¹ wodór | | | | | 6 12,01115 C 1s ² 2s ² 2p ² węgiel | | | | | | | 5 10,811 B 1s ² 2s ² 2p ¹ bor | 6 12,01115 C 1s ² 2s ² 2p ² węgiel | 7 14,0067 N 1s ² 2s ² 2p ³ azot | 8 15,9994 O 1s ² 2s ² 2p ⁴ tlen | 9 18,9984 F 1s ² 2s ² 2p ⁵ fluor | 10 20,183 Ne 1s ² 2s ² 2p ⁶ neon |
| 3 6,939 Li 1s ² 2s ¹ lit | 4 9,0122 Be 1s ² 2s ² beryl | | | | | | | | | | | 13 26,9815 Al [Ne]3s ² 3p ¹ glin | 14 28,086 Si [Ne]3s ² 3p ² krzem | 15 30,9738 P [Ne]3s ² 3p ³ fosfor | 16 32,064 S [Ne]3s ² 3p ⁴ siarka | 17 35,453 Cl [Ne]3s ² 3p ⁵ chlor | 18 39,948 Ar [Ne]3s ² 3p ⁶ argon |
| 19 39,102 K [Ar]4s ¹ potas | 20 40,08 Ca [Ar]4s ² wapń | 21 44,956 Sc [Ar]3d ¹ 4s ² skand | 22 47,90 Ti [Ar]3d ² 4s ² tytan | 23 50,942 V [Ar]3d ³ 4s ² wanad | 24 51,996 Cr [Ar]3d ⁵ 4s ¹ chrom | 25 54,938 Mn [Ar]3d ⁵ 4s ² mangan | 26 55,847 Fe [Ar]3d ⁶ 4s ² żelazo | 27 58,9332 Co [Ar]3d ⁷ 4s ² kobalt | 28 58,71 Ni [Ar]3d ⁸ 4s ² nikiel | 29 63,54 Cu [Ar]3d ¹⁰ 4s ¹ miedź | 30 65,37 Zn [Ar]3d ¹⁰ 4s ² cynk | 31 69,72 Ga [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹ gal | 32 72,59 Ge [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ² german | 33 74,9216 As [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ³ arsen | 34 78,96 Se [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴ selen | 35 79,909 Br [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵ brom | 36 83,80 Kr [Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁶ krypton |
| 37 85,47 Rb [Kr]5s ¹ rubid | 38 87,62 Sr [Kr]5s ² stront | 39 88,905 Y [Kr]4d ¹ 5s ² itr | 40 91,22 Zr [Kr]4d ² 5s ² cyrkon | 41 92,906 Nb [Kr]4d ⁴ 5s ¹ niob | 42 95,94 Mo [Kr]4d ⁵ 5s ¹ molibden | 43 (97) Tc [Kr]4d ⁵ 5s ² technet | 44 101,07 Ru [Kr]4d ⁷ 5s ¹ ruten | 45 102,905 Rh [Kr]4d ⁸ 5s ¹ rod | 46 106,4 Pd [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ pallad | 47 107,870 Ag [Kr]4d ¹⁰ 5s ¹ srebro | 48 112,40 Cd [Kr]4d ¹⁰ 5s ² kadm | 49 114,82 In [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹ ind | 50 118,69 Sn [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ² cyna | 51 121,75 Sb [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ³ antymon | 52 127,60 Te [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ tellur | 53 126,904 I [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ jod | 54 131,30 Xe [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ ksenon |
| 55 132,90 Cs [Xe]6s ¹ cez | 56 137,34 Ba [Xe]6s ² bar | 57 138,91 La [Xe]5d ¹ 6s ² lantan | 72 178,49 Hf [Xe]4f ¹⁴ 5d ² 6s ² hafn | 73 180,948 Ta [Xe]4f ¹⁴ 5d ³ 6s ² tantal | 74 183,85 W [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² wolfram | 75 186,2 Re [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² ren | 76 190,2 Os [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² osm | 77 192,2 Ir [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² iryd | 78 195,09 Pt [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ platyna | 79 196,967 Au [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ złoto | 80 200,59 Hg [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² rtęć | 81 204,37 Tl [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹ tal | 82 207,19 Pb [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ² ołów | 83 208,980 Bi [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³ bismut | 84 (210) Po [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ polon | 85 (210) At [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ astat | 86 (222) Rn [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ radon |
| 7 37 (223) Fr [Rn]7s ¹ frans | 88 (226) Ra [Rn]7s ² rad | 89 (227) Ac [Rn]6d ¹ 7s ² aktyn | | | | | | | | | | | | | | | |
| Lantanowce * | | 58 140,12 Ce [Xe]4f ¹ 5d ¹ 6s ² cer | 59 140,907 Pr [Xe]4f ³ 5d ⁰ 6s ² prazeodym | 60 144,24 Nd [Xe]4f ⁴ 5d ⁰ 6s ² neodym | 61 (147) Pm [Xe]4f ⁵ 5d ⁰ 6s ² promet | 62 150,35 Sm [Xe]4f ⁶ 5d ⁰ 6s ² samar | 63 151,96 Eu [Xe]4f ⁷ 5d ⁰ 6s ² europ | 64 157,25 Gd [Xe]4f ⁷ 5d ¹ 6s ² gadolin | 65 158,924 Tb [Xe]4f ⁹ 5d ⁰ 6s ² terb | 66 162,50 Dy [Xe]4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ² dysproz | 67 164,930 Ho [Xe]4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ² holm | 68 167,26 Er [Xe]4f ¹² 5d ⁰ 6s ² erb | 69 168,934 Tm [Xe]4f ¹³ 5d ⁰ 6s ² tul | 70 173,04 Yb [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² iterb | 71 174,97 Lu [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² lutet | | |
| Aktynowce ** | | 90 232,038 Th [Rn]6d ² 7s ² tor | 91 (231) Pa [Rn]5f ² 6d ¹ 7s ² protaktyn | 92 238,03 U [Rn]5f ³ 6d ¹ 7s ² uran | 93 (237) Np [Rn]5f ⁴ 6d ¹ 7s ² neptun | 94 (242) Pu [Rn]5f ⁶ 6d ¹ 7s ² pluton | 95 (243) Am [Rn]5f ⁷ 6d ¹ 7s ² ameryk | 96 (247) Cm [Rn]5f ⁷ 6d ² 7s ² kiur | 97 (247) Bk [Rn]5f ⁹ 6d ¹ 7s ² berkel | 98 (249) Cf [Rn]5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ² kaliforn | 99 (254) Es [Rn]5f ¹¹ 6d ¹ 7s ² einstein | 100 (253) Fm [Rn]5f ¹² 6d ¹ 7s ² ferm | 101 (256) Md [Rn]5f ¹³ 6d ¹ 7s ² mendelew | 102 (256) No [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² nobel | 103 (257) Lr [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² lorens | | |



metale,
 niemetale,
 gazy szlachetne,
 pierwiastki przejściowe,
 lantanowce i aktynowce