

PODSTAWY CHEMII NIEORGANICZNEJ

Ćwiczenia Laboratoryjne

Poznań, 2004

**Renata Jastrzb, Lechosław Łomozik,
Romualda Bregier-Jarzębowska**

PODSTAWY CHEMII NIEORGANICZNEJ

Ćwiczenia Laboratoryjne

Zeszyt Studenta
dla słuchaczy I roku Ochrony Środowiska

Poznań, 2004

Recenzent:

Prof. dr hab. Andrzej Sobczyński

ISBN 83-920415-1-8

Wśród wielu problemów, z którymi spotyka się w swojej pracy zawodowej specjalista od zagadnień ochrony środowiska, do najważniejszych należą sprawy zagrożeń związanych z oddziaływaniami substancji chemicznych w ekosystemie i sprawy zapobiegania ich niekorzystnemu wpływowi na otoczenie. Dla zapoznania studentów z tymi tematami konieczna jest oczywiście znajomość podstawowych zagadnień chemii. W programie studiów wprowadzony został cykl zajęć z tej dziedziny wiedzy, w tym zajęcia z chemii nieorganicznej i fizycznej. Obok wykładów, na których prezentowane są podstawowe wiadomości, odpowiednio wybrane zagadnienia student poznaje na ćwiczeniach laboratoryjnych. Nabyta wiedza powinna ułatwić w przyszłości przeprowadzenie wstępnej oceny sytuacji i podjęcie odpowiednich kroków w konkretnych przypadkach związanych z chemicznymi zagrożeniami środowiska. Cykl spotkań z chemią uświadomić może również, że w wielu wypadkach zanieczyszczenie środowiska, to nie tyle sprawa toksycznych właściwości związków, ile problem niewłaściwej gospodarki preparatami chemicznymi. Stąd też zadaniem eksperta od problemów ochrony środowiska jest wskazanie rozsądnych sposobów wykorzystania takich substancji.

Każdy z rozdziałów przedstawionych w niniejszym skrypcie rozpoczyna się od krótkiego wstępu pomyślanego jako przewodnik do zagadnień teoretycznych dotyczących danego ćwiczenia. Zaproponowany zestaw podręczników umożliwi studentowi pogłębienie wiedzy. Zakres wymaganego materiału podany w każdym ćwiczeniu ma ułatwić wybór odpowiednich pozycji literaturowych i właściwych w nich rozdziałów. Według przygotowanego opisu, studenci wykonują kolejne ćwiczenia. Zaleca się zapoznanie z przebiegiem eksperymentów przed rozpoczęciem zajęć, co umożliwi racjonalne zaplanowanie pracy.

Przy końcu opisu każdego z ćwiczeń, autorzy skryptu proponują nowe rozwiązanie, nawiązujące do akademickich skryptów z innych krajów, gdzie w odpowiednich rubrykach i tabelach, student zapisuje obserwacje, prowadzi analizę uzyskanych wyników i prezentuje wnioski dotyczące eksperymentu. Po ocenieniu przez nauczyciela akademickiego kolejnych zadań zeszyt stanowi dokument dający podstawę do zaliczenia semestru z uwzględnieniem wyników całego cyklu ćwiczeń.

Poznań, 13 maj 2004 r.

Lechosław Łomozik

SPIS TREŚCI

	Str.
Regulamin pracowni.....	5
Warunki zaliczenia.....	6
Bezpieczeństwo pracy w laboratorium podstaw chemii.....	7
1. Podstawowy sprzęt laboratoryjny.....	16
2. Rodzaje wody w związkach chemicznych.....	25
3. Preparatyka związków chemicznych.....	35
4. Właściwości dwutlenku siarki.....	43
5. Właściwości tlenków azotu.....	54
6. Związki kompleksowe metali przejściowych.....	62
7. Właściwości utleniająco-redukujące związków chemicznych.....	73
8. Sole kwasu węglowego.....	82
9. Związki krzemu.....	89
10. Układ okresowy pierwiastków. Właściwości chemiczne pierwiastków, a ich położenie w układzie Mendelejewa.....	96
11. Przygotowanie roztworów mianowanych. Miareczkowanie.....	108
12. Oznaczanie zawartości tlenu w wodzie.....	118
13. Redukcja substancji nieorganicznych związkami organicznymi.....	126

REGULAMIN PRACOWNI

1. Obecność na zajęciach jest obowiązkowa – usprawiedliwienie nieobecności następuje po okazaniu zwolnienia lekarskiego wystawionego lub potwierdzonego przez przychodnię studencką, 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 pobiera się podczas poszczególnych ćwiczeń od laboranta. Wszystkie braki i uszkodzenia sprzętu zgłasza się u laboranta. Klucze do szafek pobiera się i zdaje w dniu ćwiczenia. Po semestralnym cyklu zajęć szafki zdaje się u laboranta.
3. Prawo do rozpoczęcia całego cyklu ćwiczeń laboratoryjnych studenci uzyskują po zaliczeniu krótkiego kursu dotyczącego przepisów 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 sprawdzianem 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. Osoby z długimi włosami zobowiązane są do ich spięcia przed wejściem na pracownię.
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 ładu 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 przeprowadzania 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).
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, będących sumą punktów możliwych do zdobycia w trakcie wszystkich zajęć laboratoryjnych. Skala ocen określająca wymogi dla uzyskania poszczególnych ocen podawana jest na zajęciach organizacyjnych.

BEZPIECZEŃSTWO PRACY W LABORATORIUM PODSTAW CHEMII

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 następujących reguł:

- 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 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
- nie wolno palić papierosów
- nikt nie powinien pracować sam w laboratorium
- należy stosować się do poleceń osób prowadzących zajęcia i laborantów
- materiały odpadowe 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 przypadku wystąpienia 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 lub proszkowe.

- **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 przeciwpożarowego, piasku czy odpowiednich gaśnic np. śniegowych lub proszkowych.

W przypadku zapalenia się siarkowodoru należy używać następujących środków gaśniczych: 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 roztworów silnie alkaliczne

- **Zranienia**

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

- **skaleczenia głębokie:** jeżeli w ranie tkwią obce przedmioty nie powinno się ich usuwać, należy unieść zranioną część ciała do góry, zatamować krwawienie przez

zewnątrzny 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 należy 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 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		
kwas azotowy, kwas solny, kwas siarkowy, kwas bromowodorowy, kwas fluorowodorowy, kwas nadchlorowy	Większość mocnych kwasów nieorganicznych reaguje gwałtownie z zasadami wydzielając przy tym bardzo szkodliwe opary. Podczas mieszania kwasów z wodą należy zachować szczególną ostrożność. Kwas należy wlewać do zimnej wody cienkim strumieniem, żeby zapobiec pryskaniu kwasu.	- przy zatruciach inhalacyjnych należy poszkodowanego wyprowadzić z miejsca narażenia; zapewnić spokój, ułożyć w wygodnej pozycji; chronić przed utratą ciepła; w razie duszności podawać tlen - 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 - skażone oczy należy płukać przez 15 minut delikatnym strumieniem chłodnej wody; konieczna jest konsultacja okulistyczna - przy zatruciu drogą pokarmową nie należy prowokować wymiotów; do wypicia podać mleczko magnezowe, białko jaj kurzych lub mleko; nie podawać środków zobojętniających - w przypadku pożaru gasić wodą, pianą albo proszkiem w zależności od substancji znajdujących się w pobliżu, we wszystkich przypadkach wydzielają się niebezpieczne tlenki, w kontakcie z metalami wydzielają się wodór i istnieje niebezpieczeństwo wybuchu, kwas nadchlorowy jest promotorem ognia i należy trzymać go z dala od materiałów łatwopalnych, przy gaszeniu stosować odzież ochronną i aparat tlenowy
Mocne zasady i amoniak		
wodorotlenek potasu, wodorotlenek sodu, tlenek wapnia amoniak	Wodorotlenek potasu, wodorotlenek sodu czy też tlenek wapnia reagują gwałtownie z kwasami, a przy ich zetknięciu się z wodą wydzielają się ciepło. Amoniak jest substancją drażniącą i żrącą. Działa na błony śluzowe oczu oraz górnych dróg oddechowych. Wywołuje ból gardła, chrypke, może spowodować zapalenie oskrzeli i płuc. Wypicie roztworu amoniaku powoduje głębokie oparzenia przewodu pokarmowego.	- w wypadku zatrucia inhalacyjnego poszkodowanego należy wyprowadzić z miejsca narażenia, zapewnić spokój i ułożyć w wygodnej pozycji; chronić przed utratą ciepła; w razie duszności podawać tlen - przy skażeniu skóry trzeba zdjąć odzież, obmyć skórę dużą ilością bieżącej wody (nie gorącej); jeżeli są oparzenia nie należy stosować mydła i środków zobojętniających; założyć na oparzenia jałowy opatrunek i zapewnić pomoc chirurgiczną - skażone oczy płukać przez 15 minut dużą ilością bieżącej wody; bezwzględnie konieczna jest konsultacja okulistyczna - przy zatruciu drogą pokarmową podać do wypicia sok z cytryny lub pomarańczy, rozcieńczony roztwór kwasu mlekowego lub cytrynowego, białko jaj kurzych, ewentualnie mleko; poza tym niczego nie podawać doustnie; nie podawać środków zobojętniających oraz nie prowokować wymiotów - 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 powstrzymać rozpyloną wodą,

Silnie toksyczne substancje stałe:		
związki rtęci, arsenu, cyjanki	Rtęć jest jedynym pierwiastkiem metalicznym występującym w stanie ciekłym w temperaturze pokojowej. Jest odporna na działanie stęż. HCl, rozc. H ₂ SO ₄ i innych kwasów nieutleniających. Reaguje już w normalnej temp. z siarką, chlorem, bromem i jodem. Zatrucie parami rtęci powoduje ostre zapalenie dróg oddechowych i niewydolność krążenia.	- przy zatruciu inhalacyjnym rtęcią należy poszkodowanego wyprowadzić z miejsca zagrożenia; zapewnić spokój i ułożyć w wygodnej pozycji - skażenie skóry nie wymaga leczenia - przy oparzeniu skóry gorącą rtęcią należy założyć na poparzone miejsce jałowy opatrunek - 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 - 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 - 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)
Niebezpieczne toksyczne gazy		
tlenek węgla	Gaz duszący, łączy się z hemoglobina 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 (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 on z chlorem fosgen)
chlor	Jest gazem drażniącym i duszącym, w zetknięciu z wilgotną powierzchnią błon śluzowych powstaje kwas podchlorawy, chlorowodor, 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, cyjanowodor, fluorowodor, siarkowodor, dwutlenek azotu	Fluor i fluorowodor są gazami żrącymi mogącymi przenikać przez skórę powodując głębokie martwice, działającymi bezpośrednio na komórki blokując Ca, działanie enzymów, oddychanie tkankowe przemianę węglowodanów, lipidów. Cyjanowodor 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. Siarkowodor 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, uszkadzając nerwy obwodowe i układ krwionośny. Dwutlenek azotu jest gazem drażniącym, powodującym zmiany w układzie oddechowym i krążenia, powodując duszności, wymioty przy dużym stężeniu utratę przytomności i ostrą niewydolność układu oddechowego i krążenia.	- 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 - 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

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.	- 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 wapien - 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 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.	- 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. 150cm³ płynnej parafiny; nie podawać mleka, tłuszczów i alkoholu; wezwać lekarza
Fosfor	Substancja samozapalna w powietrzu, bardzo trująca	- skażoną skórę zmywać dużą ilością wody - przy zatruciu doustnym osobie przytomnej zastosować płukanie żołądka (przez kolejne podawanie płynów i prowokowanie wymiotów); w lżejszych 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	- 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 poszkodowanego wyprowadzić ze środowiska skażonego; zdjąć skażoną odzież i zapewnić dostęp świeżego powietrza; utrzymać drożność dróg oddechowych - 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 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	- 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, związkiem drażniącym, narkotycznym, działa depresyjnie na ośrodkowy układ nerwowy, pary wchłaniane są przez drogi oddechowe, w postaci ciekłej z przewodu pokarmowego.	- przy zatruciu inhalacyjnym koniecznie wynieść poszkodowanego z miejsca narażenia, ułożyć w wygodnej pozycji i zapewnić spokój - przy oblaniu 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.	- 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 – 100cm³ - trzymać z dala od źródeł ognia, w przypadku pożaru możliwość tworzenia się niebezpiecznych par, gasić wodą, gaśnicami proszkowymi, pianowymi, CO₂
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	- w przypadku zatrucia inhalacyjnego 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

	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.	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 150cm ³ płynnej parafiny; nie podawać mleka, tłuszczów i alkoholu; wezwać lekarza - przy pożarze pomimo tego że jest substancją niepalną wydziela niebezpieczne pary takie jak HCl czy 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 spojówki i górne drogi oddechowe; ciekły chloroform powoduje piekący ból skóry, przekrwienie; połknięty silnie drażni błony śluzowe jamy ustnej i gardła.	- przy zatruciu inhalacyjnym należy wyprowadzić poszkodowanego z miejsca zagrożenia; zapewnić spokój; podać tlen do oddychania - przy obłaniu 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 cm ³ płynnej parafiny; nie podawać mleka, tłuszczów ani alkoholu; wezwać lekarza - przy pożarze wydziela niebezpieczne pary takie jak HCl, Cl ₂ czy 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, zmęczenie, skłonności do omdleń i zawrotów głowy, siarka w postaci stałej nie stwarza zagrożenia.	- w przypadku rozsypania zebrać do zamykanego naczynia - usunąć osoby zdradzające objawy zatrucia ze skażonego pomieszczenia, zapewnić dostęp świeżego powietrza - oczy opłukać dużą ilością bieżącej wody, zapewnić pomoc lekarską - w stanach nieomniłości układu oddechowego stosuje się terapię tlenową i środki pobudzające krążenie - w przypadku pożaru wydziela niebezpieczne gazy (tlenki siarki), gasić wodą, gaśnicami proszkowymi pianowymi, CO ₂
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.	- 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	- należy usunąć poszkodowanego z miejsca zagrożenia - przy skażeniu skóry zdjąć odzież, spłukać miejsca skażone obficie bieżącą letnią wodą, przemyć roztworem tiosiarczanu i nałożyć jałowy opatrunek

	ryzyko perforacji przełyku i żołądka	- 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 higroskopijnym, 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

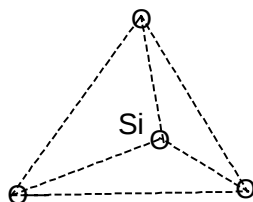
Przygotowano na podstawie kart charakterystyk związków chemicznych POCh.

Ćwiczenie nr 1

Podstawowy sprzęt laboratoryjny

W laboratorium chemicznym do przeprowadzenia doświadczeń oraz do przechowywania odczynników chemicznych stosuje się specjalne naczynia. W większości naczynia te są wykonane z różnego rodzaju szkła, bądź z porcelany. Dlatego też ważna jest znajomość właściwości szkła i jego budowy, chociażby z tej przyczyny, że niektóre związki chemiczne reagują ze szkłem.

Stan szklisty jest stanem pośrednim między stanem krystalicznym, a ciekłym. Szkło traktujemy jako ciecz przechłodzoną o dużej gęstości, powstającą w trakcie gwałtownego oziębienia cieczy, która zastyga bez uzyskania struktury krystalicznej, czyli bez ściśle określonej budowy przestrzennej. Materiał taki składa się z nieuporządkowanego zbioru ugrupowań $[\text{SiO}_4]^{4-}$, o budowie tetraedrycznej (tetraedr jest to czworościan foremny). W jednostkach tych aniony tlenkowe zajmują pozycje w narożach tetraedru, natomiast atom krzemu pozycję centralną.



Stan szklisty jest termodynamicznie nietrwały, z tendencją do przechodzenia w stan stały (krystalizacja szkła). Oczywiście przejście to zachodzi bardzo wolno; zauważalne zmiany dla na przykład szkła sodowo-potasowych zachodzą przez lata. Omawiany stan jest typowy dla szeregu związków krzemianów zawierających kationy sodu, potasu, wapnia, glinu i uznać go można za charakterystyczny dla używanego na co dzień szkła butelkowego, okiennego, jak też szkła kryształowego. Oprócz krzemianów również trójtlenek boru, dwutlenek germanu, fluorek berylu, fosforany(V), tlenki, a nawet siarczki arsenu i antymonu oraz selen elementarny mogą tworzyć różnego rodzaju szkła.

Różnice między stanem krystalicznym, typowym dla ciał stałych, a stanem szklistym są następujące:

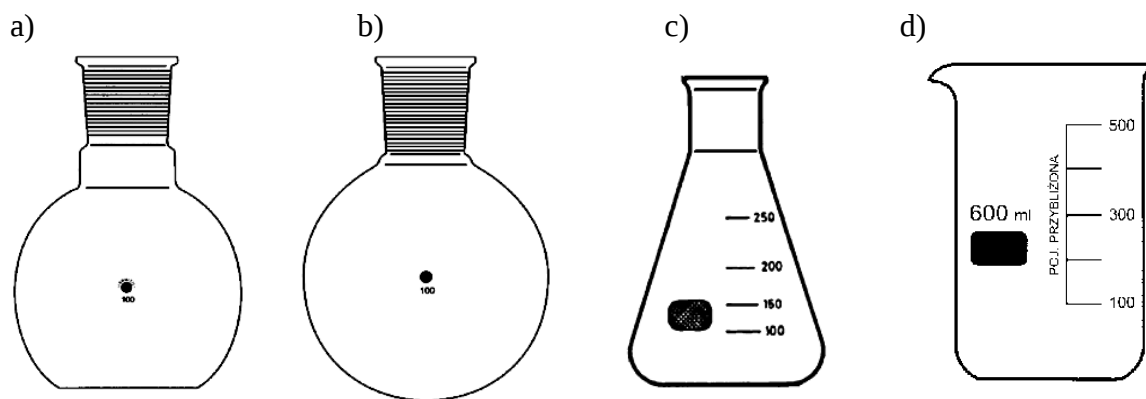
Szkło zbudowane jest z tetraedrów $[\text{SiO}_4]^{4-}$ tylko miejscami uporządkowanych w postaci domen, natomiast ciało krystaliczne jest w całej swej objętości uporządkowanym zbiorem komórek elementarnych.

- Stan krystaliczny jest formą trwałą, natomiast stan szklisty niestabilną, przechodzącą w stan krystaliczny (jest to tak zwane odszklenie).
- Substancja krystaliczna ma ściśle określoną temperaturę topnienia, natomiast szkło mięknie na długo przed osiągnięciem stanu ciekłego.
- Szkło jest substancją izotropową, a kryształ anizotropową. To znaczy, że właściwości szkła są we wszystkich kierunkach takie same. Np. współczynnik załamania światła, czy przewodność elektryczna (dla szkieł) nie zależą od kierunku obserwacji, przeciwnie niż dla substancji krystalicznych (niektóre wielkości fizyczne zależą od kierunku obserwacji). Przekonuje nas o tym proste doświadczenie. Umieszczona na powierzchni szkła parafina tworzy po stopieniu koło, zaś na dobrze wykształconych, dużych ścianach kryształu (np. kalcytu) topi się w kształcie elipsy, ponieważ w kryształach przewodnictwo cieplne zależy od kierunku oddziaływań.

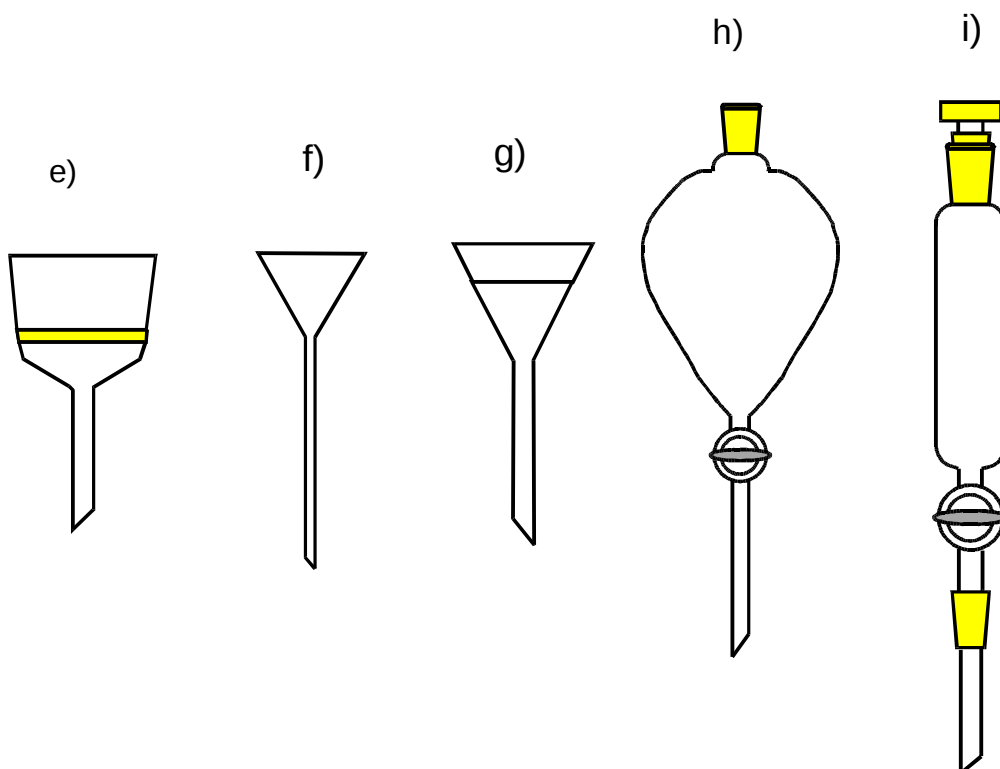
Szkło sodowo-potasowe wytwarzane jest od 2 tysięcy lat. Oczywiście jego produkcja ulegała modyfikacjom w celu ulepszenia produktu, jednak zasada produkcji pozostała ta sama. Szkło niezmiennie od czasów faraonów otrzymuje się poprzez stapianie jego głównych składników: piasku (SiO_2), sody (Na_2CO_3), potażu (K_2CO_3) i kredy (CaCO_3), a także innych związków, które w żądany sposób regulują właściwości szkieł. Również sposoby barwienia szkła są stare jak piramidy:

tlenki kobaltu barwią szkło	na fioletowo
tlenek żelaza (II)	na zielono
tlenek żelaza (III)	na brunatno
tlenek chromu (III)	na zielono
koloidalne złoto	na czerwono
koloidalne srebro	na żółto

Poniżej na rysunkach przedstawiono niektóre z naczyń laboratoryjnych oraz ich nazwy:

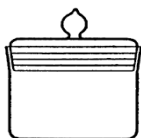


a) kolba kulista płaskodenna, b) kolba okrągłodenna, c) kolba stożkowa (Erlenmayer'a), d) zlewka

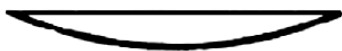


e) porcelanowy lejek do sączenia pod zmniejszonym ciśnieniem (Büchnera)
 f) lejek do szybkiego sączenia, g) lejek zwykły, h) rozdzielacz gruszkowy,
 i) rozdzielacz cylindryczny

j)



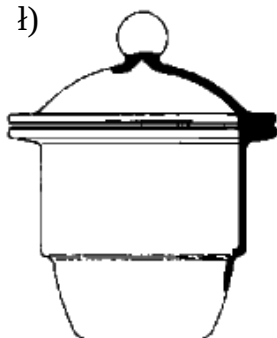
k)



l)



ł)



m)



n)



j) naczynko wagowe, k) szkiełko zegarkowe, l) krystalizator, ł) ekсыkator, m) tygiel porcelanowy, n) parowniczką porcelanową,

NACZYNNIA MIAROWE

o)



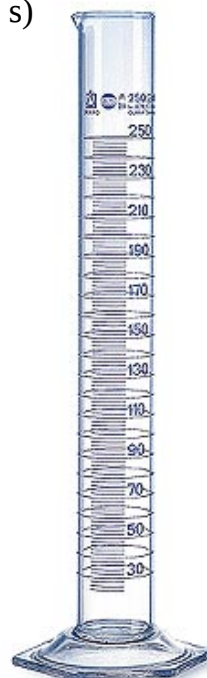
p)



r)



s)

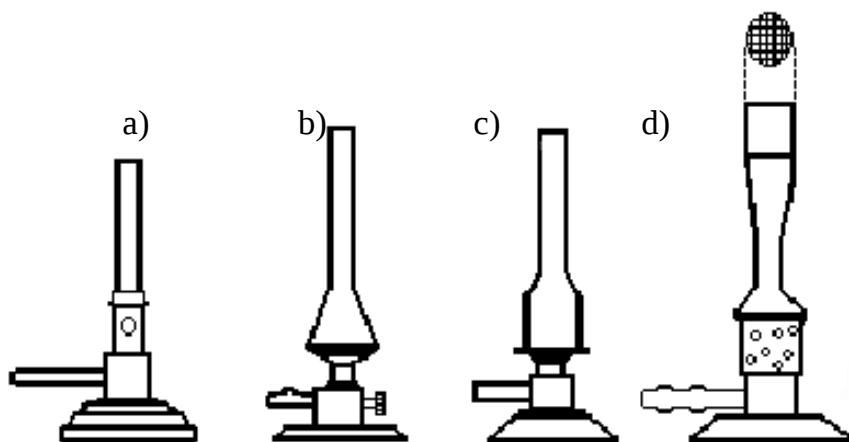


o) kolba miarowa, p) pipeta jednomiarowa, r) pipeta wielomiarowa s) cylinder miarowy

Jako zasadę przyjąć należy, że wszystkie eksperymenty wykonujemy w czystych naczyniach. W laboratorium chemicznym stosuje się szereg preparatów w celu uzyskania właściwej czystości sprzętu i to zarówno tego wykonanego ze szkła, jak i innych materiałów. Najpopularniejszymi środkami do mycia, zalecanymi zwłaszcza w laboratoriach, w których odbywają zajęcia początkujący studenci są odpowiednie detergenty. Tego typu preparaty wykorzystywane będą na pracowni podstaw chemii nieorganicznej. Do mycia szkła w specjalistycznych laboratoriach stosuje się szereg innych substancji. Popularnymi są tu: woda królewska (mieszanina stężonego kwasu solnego i kwasu azotowego w proporcji objętościowej 3:1) oraz tzw. mieszanina chromowa (chromianka) – roztwór chromianu (VI) potasu w stężonym kwasie siarkowym (VI) – obecnie zakazana w laboratoriach chemicznych ze względu na jej właściwości rakotwórcze. Oba powyższe roztwory są silnymi środkami utleniającymi, doskonale usuwającymi zanieczyszczenia ze ścianek naczyń jednak ze względu na swe niebezpieczne właściwości stosowane będą w laboratorium tylko w wyjątkowych sytuacjach i to pod ścisłą kontrolą nauczyciela akademickiego. Do mycia szkła używać będziemy detergentów oraz wody kranowej, a po usunięciu resztek detergentów (wodą z kranu) naczynie należy przepłukać wodą destylowaną, w celu zapewnienia odpowiedniej czystości sprzętu laboratoryjnego.

Palniki

Palniki są urządzeniami wykorzystywanymi w laboratoriach do ogrzewania. Poniżej przedstawiono najczęściej stosowany sprzęt tego typu.



palnik: a) Bunsena, b) Teclu, c) Heinza, d) Mekera

Do ogrzewania substancji do bardzo wysokich temperatur, w pracowniach chemicznych stosuje się specjalne piece, których zasady działania zostaną omówione krótko podczas zajęć w pracowni. Na ćwiczeniach student nauczy się obsługi palników i pieców.

Literatura uzupełniająca

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 22.17
- N. Bellen, A. Gutowska, „Poradnik laboranta chemika”, PWN, 1980.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna”, PWN, 2001 – t.1 roz. 1.3, t.2 str. 143

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

pył szklany
tłuczka szklana
fenoloftaleina
Sole: Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Cr^{3+}

Sprzęt laboratoryjny

2 zlewki 250 cm³
moździerz porcelanowy
tygielek porcelanowy
płytki termoodporna
trójnóg
eksykator

UWAGA:

Wszystkie ćwiczenia wykonujemy w okularach ochronnych

Część wstępna

Student pod opieką nauczyciela akademickiego zaznajamia się z najważniejszym i najczęściej stosowanym wyposażeniem laboratorium. W ramach tej części poznaje przeznaczenie sprzętu i sposoby mycia.

Przed rozpoczęciem cyklu zajęć studenci otrzymują od laboranta klucz do szafki ze sprzętem potrzebnym do wykonania ćwiczeń. Jedna szafka przeznaczona jest dla dwóch osób. Po sprawdzeniu i umyciu sprzętu, za który solidarnie odpowiadają, studenci pozostawiają u laboranta rewers, z którego rozliczają się przy końcu semestru.

Część A

Pył szklany wsypujemy do moździerza porcelanowego i dodajemy niewielką ilość (szczypta) otrzymanej od prowadzącego ćwiczenie substancji barwiącej. Następnie zawartość moździerza dokładnie mieszamy i rozcieramy na jednolity drobnoziarnisty pył, po czym przesypujemy do tygielka porcelanowego. Tygiel wstawiamy do pieca o temperaturze min. 1000°C na 45 minut. Po wyjęciu tygla z pieca wstawiamy go do eksykatora aż do ostygnięcia. **UWAGA!** Jeżeli do eksykatora wkładamy gorące przedmioty to musimy pamiętać, że w takim przypadku nie zasuujemy szczelnie pokrywy eksykatora (może nastąpić zassanie pokrywy, co uniemożliwi późniejsze otwarcie naczynia). Eksykator szczelnie zamykamy, gdy przedmioty włożone do niego pochłaniają wilgoć z powietrza (są higroskopijne). Po ostygnięciu obserwujemy barwę otrzymanego szkła. Porównujemy wynik z eksperymentami kolegów i obserwujemy różnice zabarwienia w zależności od stosowanego jonu metalu.

Część B

Przygotowujemy dwie zlewki (dokładnie umyte i wypłukane wodą destylowaną) o pojemności 250 cm³. Do jednej z nich wsypujemy tłuczkę szklaną, do obu zlewek dodajemy 100 cm³ wody destylowanej. Następnie obie zlewki stawiamy na płytce termoodpornej i ogrzewamy nad palnikiem do wrzenia. Utrzymujemy wodę we wrzeniu przez około 1,5 godz.. Po ostudzeniu, do zlewki zawierającej samą wodę, jak i do zlewki z wygotowaną tłuczką szklaną dodajemy kilka kropel fenoloftaleiny. Obserwujemy różnice barwy w obydwu zlewkach.

Obserwacje i wyniki

	Część A
barwa tłuczki szklanej roztartej z solą przed prażeniem	

barwa szkła po prażeniu z solą		
	Część B	
	zlewka z wodą	zlewka z wodą i tłuczką szklaną
barwa roztworu po gotowaniu i dodaniu fenoloftaleiny		

Pytania i zadania

1. Napisz wzór sumaryczny i strukturalny soli użytej do barwienia szkła?
2. Czym spowodowane jest zabarwienie roztworu po dodaniu fenoloftaleiny?
3. Podaj równanie reakcji zachodzącej w trakcie gotowania szkła

Ćwiczenia rachunkowe

Określanie mas molowych

Przy pomocy układu okresowego określ masy molowe następujących pierwiastków i związków chemicznych:

a) lit

b) telur

c) węgiel

d) platyna

e) kwas solny

f) wodorotlenek wapnia

g) siarczan (VI) miedzi (II)

h) fosforan (V) magnezu (II)

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 2

Rodzaje wody w związkach chemicznych

TECHNIKA WAŻENIA

Waga służy do wyznaczania masy i jest jednym z najważniejszych przyrządów pomiarowych w laboratorium chemicznym.

Istnieje kilka rodzajów wag:

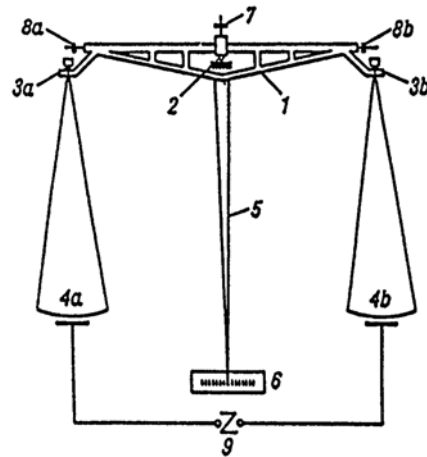
1. wagi zwyczajne o nośności do 10 kg i czułości ok. 1g
2. wagi techniczne o nośności do 1 kg i czułości 1g (lub 0,1g)
3. wagi analityczne:
 - a) wagi analityczne o nośności do 200g i czułości 0,1 mg
 - b) wagi mikroanalityczne o nośności do 30 g i czułości 0,001 mg

Rodzaj stosowanej wagi związany jest z zadaniem badawczym prowadzonym w laboratorium chemicznym. Waga o nośności do 10 kg ze względu na swoją małą czułość wykorzystywana jest w laboratorium bardzo rzadko. Z kolei, waga mikroanalityczna jest urządzeniem wyjątkowo precyzyjnym, o dużej wartości zarówno badawczej, jak i materialnej.

Każdą wagę charakteryzują następujące wielkości:

- nośność - największe dopuszczalne obciążenie wagi
- czułość bezwzględna - najmniejsza masa, która położona na jednej z szalek wagi wywołuje widoczne wychylenie się wskazówki z położenia zerowego
- czułość względna - stosunek czułości bezwzględnej do całkowitego obciążenia wagi w danym momencie.

Schemat wagi analitycznej



1 - belka wagi

2 - pryzmat (punkt oparcia belki)

3a, 3b - pryzmaty szalek

4a, 4b - szalki wagi

5 - wskazówka

6 - skala

7 - śruba uczulająca

8a, 8b - tarowniki

9 - urządzenie aretujące

(urządzenie to unieruchamia wagę przez zablokowanie szalek; wagę odaretowuje się tylko w czasie ważenia)

Obecnie w laboratoriach chemicznych stosuje się nowoczesne, elektroniczne, bardzo precyzyjne wagi analityczne.



Nowoczesna elektroniczna waga analityczna

Wskazówki dla ważących na wadze analitycznej:

1. Przed przystąpieniem do ważenia wagę się poziomuje.
2. W trakcie serii pomiarów nie wolno przenosić wagi z miejsca na miejsce.
3. Przed wykonaniem ważenia sprawdzamy położenie zerowe wagi nieobciążonej.
W tym celu odaretowujemy wagę i po ustaleniu się wahań patrzymy w okienko skali świetlnej. Jeżeli wartość "zero" skali ruchomej pokrywa się z kreską „zerową” okienka możemy przystąpić do ważenia. W przypadku nie pokrywania się obu kresek, pokręteł zerującym doprowadzamy do „wyzerowania” wagi.
4. Na szalkach wagi nie wolno stawiać gorących lub brudnych przedmiotów.
5. Kłaść na szalki wagi i zdejmować z nich odważniki i ważone przedmioty można jedynie wtedy, gdy waga jest zaaretowana.
6. Przed zważeniem przedmiotu na wadze analitycznej dobrze jest zważyć go na wadze technicznej, dla wstępnego oszacowania masy przedmiotu.
7. Odważniki na wagach automatycznych nakładamy przy pomocy pokręteł, na widocznej szalce wagi umieszcza się ważony przedmiot.
8. Nakładanie odważników rozpoczynamy od odważników o większej masie, przy czym w celu nałożenia pierwszego odważnika masę przedmiotu określamy w przybliżeniu.
9. W przypadku, gdy skala ruchoma przesuwana się w dół musimy zwiększać masę odważników, gdy przesuwana się w górę, oznacza to, że oceniliśmy masę przedmiotu za wysoko, w tym przypadku powinniśmy stopniowo zmniejszać masę odważników, tak długo aż położenie ruchomej skali umożliwi wykonanie odczytu.
10. Po zakończeniu pracy zdejmujemy wszystkie odważniki z szalki, a waga powinna pozostać czysta i całkowicie sprawna.

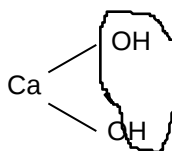
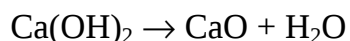
Uwaga!

Przy każdej zmianie obciążenia wagi należy ją uprzednio zaaretować, a w czasie ważenia boczne ścianki wagi muszą być zamknięte.

WODA W ZWIĄZKACH CHEMICZNYCH

W substancjach chemicznych rozróżniamy trzy sposoby wiązania cząsteczek wody:

- 1) woda higroskopijna - woda zaadsorbowana, czyli skondensowana na powierzchni ciała stałego. Zawartość jej zależy od wielkości powierzchni ciała i wilgotności powietrza. Można ją usunąć umieszczając substancję w eksykatorze lub przez wysuszenie w suszarce w temperaturze 105 - 130°C.
- 2) woda krystalizacyjna - woda stanowiąca fragment siatki krystalicznej, np.
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- 3) woda konstytucyjna - substancje zawierające w swym składzie tlen i wodór w trakcie rozkładu termicznego wydzielają cząsteczki wody.



Zakres materiału

Budowa i zasada działania wagi analitycznej. Technika ważenia. Rodzaje wody w związkach chemicznych. Obliczenia dotyczące składu związków chemicznych.

Literatura uzupełniająca

- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna”, PWN, 2001 – t. 2 roz. 3.2, str. 171

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

CuSO_4 (uwodniony)
 $\text{CoCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
sacharoza
 NaHCO_3

Sprzęt laboratoryjny

naczynko wagowe
eksykator
probówki
uchwyty do probówek
szkiełko zegarkowe
palnik

Część A

Oznaczanie wody krystalizacyjnej w $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

Do suchego, zważonego na wadze analitycznej naczynka wagowego wsypujemy około 0,5 grama uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II), a następnie dokładnie ważymy je wraz z zawartością. Z różnicy mas obliczamy dokładną ilość $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Naczynko z uwodnioną solą wkładamy do suszarki o temperaturze około 150°C . Sól suszymy w naczynku z odkrytą przykrywką przez około 1 godz. Naczynko wyjmujemy z suszarki, studzimy w eksykatorze i ważymy. Z różnicy mas przed i po suszeniu otrzymujemy masę wody krystalizacyjnej. Następnie obliczamy zawartość procentową wody w związku i ilość moli wody krystalizacyjnej przypadającej na 1 mol cząsteczek CuSO_4 .

Część B

Woda konstytucyjna

Szczyptę NaHCO_3 wsypujemy na dno suchej probówki i ogrzewamy przez 3 minuty nad palnikiem. Obserwujemy zachodzące zmiany.

Część C

Przygotowujemy 20 cm^3 5% roztworu CoCl_2 i moczymy w nim kawałek bibuły. Wilgotny kawałek bibuły kładziemy na szkiełko zegarkowe i wkładamy do suszarki o temp. powyżej 105°C . Suszymy aż do zmiany barwy. Po wyjęciu studzimy. Chuchamy kilka razy na tak spreparowany kawałek bibuły. Obserwujemy zmiany barwy.

Część D

Dehydratacja związków organicznych.

Szczyptę cukru (sacharozy) wsypujemy do suchej probówki i ogrzewamy w płomieniu palnika do zwęglenia substancji. Obserwujemy zachodzące zjawiska.

Obserwacje i wyniki

	Część A
masa naczynka wagowego	
masa naczynka wagowego z $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ przed suszeniem	
Masa $\text{CuSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$	
masa naczynka wagowego z CuSO_4 po suszeniu	
ubytek masy (masa wody krystalizacyjnej)	
	Część B
substancja skraplająca się na ściankach probówki	
	Część C
barwa bibuły nasyconej solą kobaltu (przed suszeniem)	
barwa bibuły po wysuszeniu	
barwa bibuły po chuchnięciu	
	Część D
barwa sacharozy po prażeniu	
zapach po prażeniu	
substancja pokrywająca ścianki probówki w początkowej fazie prażenia	

Pytania i zadania

1. Oblicz, znając masę substancji i masę wody, procentową (wagowo) zawartość H_2O w badanej substancji
2. Oblicz ilość moli wody krystalizacyjnej przypadającej na 1 mol siarczanu(VI) miedzi(II)
3. Napisz równania reakcji wykonywanej w części B ćwiczenia.

4. Dlaczego w części C ćwiczenia bibuła zmienia barwę po chuchnięciu? Podaj równania reakcji zachodzących podczas suszenia i podczas chuchania.

5. Zapisz równanie reakcji chemicznej rozkładu cukru. Jakiego typu woda uwolniła się w trakcie tej reakcji?

Ćwiczenia rachunkowe

prawo stosunków wielokrotnych oraz liczba Avogarda

PRZYKŁAD 1

Przedstawienie prawa stosunków wielokrotnych na podstawie tlenków siarki SO, SO₂, SO₃.

$M_s=32$ g/mol;

$M_O=16$ g/mol

Na taką samą ilość siarki (32g) przypadają odpowiednio 16 g, 32 g oraz 48 g tlenu. Ponieważ wyniki przedstawiamy jako stosunek niewielkich liczb całkowitych, to po podzieleniu masy molowej tlenu przez najwyższy wspólny dzielnik (w tym przypadku 16) otrzymujemy stosunek molowy tlenu 1:2:3, przypadających na taką samą ilość siarki

SO	SO ₂	SO ₃
32 : 16	32 : 2 · 16	32 : 3 · 16 \ 16
1:1	1:2	1:3
	1:2:3	

PRZYKŁAD 2

Obliczanie masy jednego atomu danego pierwiastka (np. siarki), z wykorzystaniem wartości liczby Avogadra, które mówi, że 1 mol substancji zawiera $6,023 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów.

1 mol siarki waży 32g stąd korzystając z liczby Avogadra wiemy, że 32g zawierają $6,023 \cdot 10^{23}$ atomów tego pierwiastka, czyli 1 atom siarki waży x.

$$\begin{array}{ccc} 32\text{g} & \text{—} & 6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomów} \\ x & \text{—} & 1 \text{ atom} \end{array}$$

$$x = \frac{32\text{g} \cdot 1\text{atom}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ atomów}} = 5,32 \cdot 10^{-23} \text{g}$$

Zadanie 1

Przedstaw prawo stosunków wielokrotnych na przykładzie tlenków azotu: NO, NO₂ i N₂O₅ oraz tlenków żelaza FeO i Fe₂O₃.

Zadanie 2

Oblicz masę 1 atomu żelaza.

Zadanie 3

Ile atomów wodoru zawartych jest w 2 molach siarkowodoru?

Zadanie 4

Ile atomów chloru zawartych jest w 5 molach chlorku wapnia (II)?

Zadanie 5

Ile gramów sodu zawarte jest w 200 cząsteczkach NaCl?

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

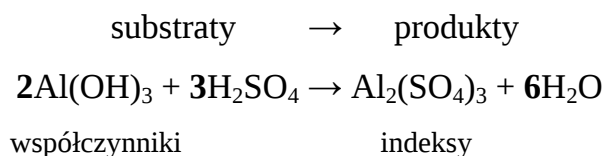
Ćwiczenie nr 3

Preparatyka związków chemicznych

PREPARATYKA TLENKÓW MIEDZI

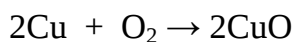
Przebieg procesów chemicznych przedstawia się schematycznie za pomocą równań reakcji chemicznych. W równaniu takim z lewej strony zapisuje się zawsze substraty, a z prawej produkty reakcji. Reakcje chemiczne mogą zachodzić pomiędzy atomami, cząsteczkami lub jonami. Ich wynikiem jest tworzenie się innych substancji i to zarówno prostych (pierwiastków), jak też związków chemicznych.

Układając równania chemiczne należy znać wzory substratów oraz produktów powstałych podczas reakcji. Wzór związku chemicznego składa się z symboli pierwiastków składających się na dany związek oraz indeksów wskazujących ile atomów danego pierwiastka (lub grupy pierwiastków) wchodzi w skład jednej cząsteczki związku chemicznego. Ponadto, równanie należy uzupełnić współczynnikami, które wskazują ile cząsteczek wchodzi w reakcję, tworząc ściśle określone liczby cząsteczek produktów.



Poprawnie napisane równanie chemiczne powinno potwierdzać prawo zachowania masy: **całkowita masa substancji reagujących jest równa masie wszystkich otrzymanych produktów** (masa substratów = masa produktów).

Reakcję spalania miedzi w tlenie przedstawia równanie:



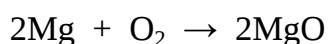
W równaniu reakcji chemicznej liczba reagujących atomów (substraty) równa jest liczbie atomów tworzących produkt. Podstawiając do powyższego równania masy molowe obliczyć można, że łączna masa produktów reakcji chemicznej odpowiada sumie mas substratów użytych w reakcji, co jest zgodne z prawem zachowania masy.

Systematyzując różne reakcje chemiczne wyodrębniono 3 zasadnicze typy reakcji: syntezy, rozkładu oraz wymiany.

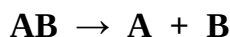
Reakcje syntezy polegają na łączeniu się dwóch lub więcej atomów względnie cząsteczek w związek chemiczny. Ogólny schemat reakcji syntezy (A, B - substraty, AB - produkty):



Przykłady:



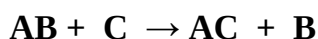
Reakcje rozkładu (analizy) obejmują procesy chemiczne, w wyniku których ze związku chemicznego tworzą się co najmniej dwie nowe substancje. Schemat reakcji rozkładu:



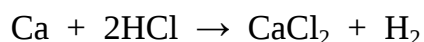
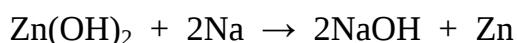
Przykłady:



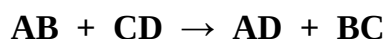
Reakcje wymiany polegają na wzajemnym zastępowaniu się atomów lub jonów substratów podczas reakcji chemicznych. Wyróżnia się dwa typy reakcji wymiany: reakcje wymiany pojedynczej (prostej) oraz reakcje wymiany podwójnej. Ogólny przebieg reakcji wymiany pojedynczej podaje schemat:



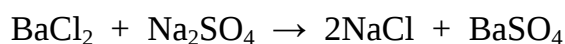
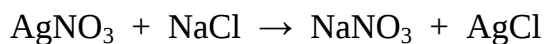
Przykłady:



Reakcję wymiany podwójnej schematycznie ujmuje równanie:



Przykłady:

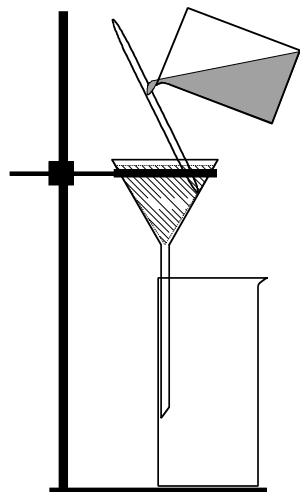


W poniższym ćwiczeniu obok takich typowych czynności jak ważenie, odmierzanie objętości cieczy czy ogrzewanie, wykorzystana zostanie jedna z podstawowych technik laboratoryjnych jaką jest sączenie. Poniżej przedstawiono zasady prawidłowego sączenia.

ZASADY POPRAWNEGO SĄCZENIA

Strącony osad w celu oddzielenia go od roztworu macierzystego należy zdekantować, przemywać i odsączyć. Dekantacja jest to proces zlewania na sączone roztworu macierzystego znajdującego się nad osadem. Stosuje się ją w celu przyspieszenia procesu sączenia, szczególnie w przypadku osadów drobnych, zapychających pory sączka. Po przeprowadzeniu dekantacji pozostały osad przemywa się, dodając kilkakrotnie cieczy wypłukującej zanieczyszczenia (najczęściej jest to woda destylowana), każdorazowo zlewając roztwór na sączone.

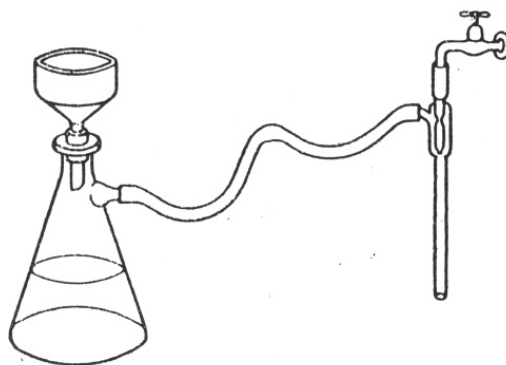
Warunkiem dobrego sączenia jest właściwy dobór bibuły do sączenia oraz lejka i odpowiednie przygotowanie sączka. Jakość użytej bibuły zależy od charakteru osadu (grubo- lub drobnokrystaliczny). Firmy produkujące sączki oznaczają typ sączka kolorami, lecz nie ma uniwersalnych oznaczeń i dlatego należy każdorazowo zapoznać się z oznaczeniami sączków charakterystycznych dla danej firmy. Wielkość użytego lejka zależy od ilości osadu. Odsączony osad nie powinien zajmować więcej niż $1/3$ - $1/2$ pojemności lejka.



Przygotowanie sączka - wybrany krążek bibuły do sączenia składa się dokładnie na pół, po czym składa się jeszcze raz na pół, tak aby rozłożony w lejku przylegał dokładnie do ścianek lejka (w przypadku sączenia próżniowego i stosowania lejka Büchnera - rys. w ćw. 1 - sączone należy wyciąć tak, aby przylegał dokładnie do dna lejka.). Po ułożeniu sączka należy go zwilżyć wodą destylowaną, by dobrze przylegał do lejka.

Rurka lejka powinna dotykać ścianki naczynia tak, aby spadające podczas sączenia krople cieczy nie rozpryskiwały się, ale nie powinna dotykać ani zanurzać się w przesączu. Zawieszinę roztworu z osadem nalewa się na sączone po bagietce, którą należy tak trzymać, by ciecz spływała z niej na boczną ściankę sączka. Po przesączeniu całego osadu należy przepłukać naczynie odpowiednim rozpuszczalnikiem (najczęściej jest to woda), aby przenieść dokładnie całość osadu na sączone. Z kolei sączone z osadem należy kilkakrotnie przepłukać odpowiednią cieczą.

W praktyce laboratoryjnej często, dla zwiększenia szybkości czynności laboratoryjnej, stosuje się zestaw do sączenia pod zmniejszonym ciśnieniem, jak to przedstawiono na rysunku poniżej. Przy pomocy pompki wodnej uzyskuje się podciśnienie, stosując wspomniany wyżej lejek Büchnera z odpowiednio dopasowanym sączkiem. Z zestawem tego typu zapoznamy się w niniejszym ćwiczeniu.



Zakres materiału

Pierwiastki wchodzące w skład grupy miedziowców i ich konfiguracje elektronowe. Właściwości chemiczne i fizyczne miedziowców; ich charakterystyczne reakcje chemiczne.

Literatura uzupełniająca

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 35.5
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorganiczna”, PWN, 1998 – str. 592.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna”, PWN, 2001 – t.2 roz. 3.3.2 i 3.3.3

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 NaOH (2mol/dm^3 , 6mol/dm^3)
glukoza
skażony alkohol etylowy do przemycia osadu

Sprzęt laboratoryjny

płytki termoodporna
zlewki $4 \times 250\text{cm}^3$, 500cm^3
2 lejki Büchnera
zestaw do sączenia pod zmniejszonym ciśnieniem
sączki twarde (do drobnych osadów)
trójnóg
palnik

W zlewce o pojemności 250cm^3 rozpuszczamy ok. 10g siarczanu (VI) miedzi (II) w 100cm^3 wody. Otrzymany roztwór następnie dzielimy na dwie równe części i przelewamy do dwóch zlewek o pojemności 250cm^3 .

Obliczenia potrzebne do wykonania ćwiczenia

Ile cm^3 2mol/dm^3 roztworu NaOH należy dodać do 50cm^3 roztworu zawierającego 5g siarczanu (VI) miedzi (II) aby reakcja przebiegła w sposób stechiometryczny. Należy pamiętać, że sól stosowana w ćwiczeniu jest pięciowodna, co trzeba uwzględnić w obliczeniach.

Ile cm^3 6mol/dm^3 roztworu NaOH należy dodać do 50cm^3 roztworu zawierającego 5g pięciowodnego siarczanu (VI) miedzi (II) aby osiągnąć 2,5-krotny nadmiar wodorotlenku.

Część A

Preparatyka tlenku miedzi (II)

Do jednej zlewki przygotowanej na początku ćwiczeń zawierającej około 5g siarczanu (VI) miedzi (II) dodajemy obliczoną przez studenta, stechiometryczną (chemicznie równoważną) ilość 2mol/dm^3 roztworu NaOH. Pojawienie się

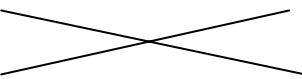
niebieskozielonego zabarwienia świadczy o utworzeniu się $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Roztwór następnie ogrzewamy na palniku do otrzymania czarnego osadu (następuje rozkład wodorotlenku). Osad odsączamy przez sączeek na lejku zwykłym, przemywamy alkoholem i suszymy na bibule.

Część B

Preparatyka tlenku miedzi (I)

Do drugiej zlewki zawierającej analogiczną ilość siarczanu (VI) miedzi (II) jak w części A, dodajemy 2,5 krotny nadmiar 6mol/dm^3 roztworu NaOH. Początkowo tworzy się $\text{Cu}(\text{OH})_2$, który następnie rozpuszcza się, tworząc ciemnoniebieski roztwór kompleksu zawierającego jon tetrahydrokso- miedziowy(II). Do roztworu dodajemy 10g glukozy w celu przeprowadzenia reakcji redukcji jonów miedzi (II) do miedzi (I) i ogrzewamy na palniku do otrzymania czerwonego osadu. W momencie powstania czerwonego osadu zawartość zlewki szybko przelewamy do uprzednio przygotowanej zlewki o pojemności 500cm^3 wypełnionej w połowie zimną wodą destylowaną. Osad odsączamy (postępując podobnie jak w części A ćwiczenia), przemywamy alkoholem i suszymy na bibule.

Obserwacje i wyniki

	Część A	Część B
barwa roztworu po dodaniu NaOH		
związek obecny w roztworze		
kolor otrzymanego osadu		
wzór otrzymanego związku		

Pytania i zadania

1. Napisz równanie reakcji siarczanu(VI) miedzi(II) ze stechiometryczną i nadmiarową ilością NaOH
2. Jaką rolę spełnia glukoza w ćwiczeniu?
3. Podaj jakiego typu reakcje przeprowadzono w obu częściach ćwiczenia?

Ćwiczenia rachunkowe

Stechiometria – dział chemii zajmujący się obliczeniami stosunków wagowych reagujących ze sobą substancji.

Zadanie 1

Ile gramów tlenku magnezu powstanie w wyniku spalania w tlenie 3g magnezu?

Zadanie 2

5g metalicznej miedzi rozтворzono w kwasie azotowym (V) w wyniku czego powstał azotan(V) miedzi(II), dwutlenek azotu i woda. Ile gram soli powstało w wyniku tej reakcji?

Zadanie 3

Podczas ogrzewania wodorowęglanu sodu otrzymuje się węglan sodu, parę wodną i dwutlenek węgla. Oblicz stratę na wadze powstałą przy ogrzewaniu 100g NaHCO_3 .

Zadanie 4

Kiedy wydzieli się więcej tlenu, czy podczas rozkładu 10g KClO_3 , czy 10g NaClO_3 ?

Ocena za kolokwium

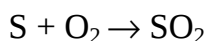
Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

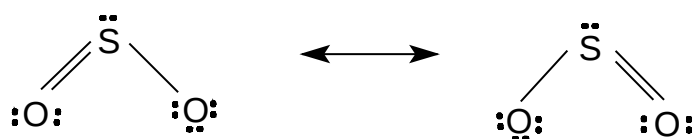
Ćwiczenie nr 4

Właściwości ditlenku siarki

Podczas spalania siarki w tlenie tworzy się ditlenek siarki (dopuszczalna jest również nazwa dwutlenek siarki):



Strukturę elektronową SO_2 można przedstawić w postaci dwóch struktur rezonansowych:



Z wodą ditlenek siarki tworzy nietrwały w stanie wolnym kwas siarkowy(IV) (kwas siarkawy):

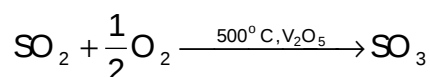


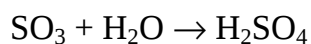
Jego sole siarczany(IV) (np. Na_2SO_3) i wodorosiarczany(IV) (np. NaHSO_3) są stosunkowo trwałe i w środowisku kwaśnym mają właściwości redukujące.

Reakcja łączenia się ditlenku siarki z wodą jest jedną z głównych reakcji powstawania kwaśnych deszczy. W trakcie przeróżnych procesów spalania, zawarta w surowcach siarka jest utleniana do ditlenku siarki, a ten przy kontakcie ze znajdującą się w powietrzu parą wodną powoduje powstawanie kwaśnej mgły i następnie opadów zakwaszonego deszczu. Stąd istotne jest monitorowanie emisji SO_2 do atmosfery. Szczególnie duże ilości tego związku emitowane są przez elektrownie węglowe.

Ditlenek siarki to nie tylko składnik „kwaśnych deszczy”. Jest ważnym wyjściowym substratem do otrzymywania tritlenku (trójtlenku) siarki, który jest bezwodnikiem kwasu siarkowego(VI), podstawowego odczynnika w przemyśle chemicznym.

Ditlenek siarki w obecności katalizatora, którym jest zwykle pentatlenek wanadu - V_2O_5 , łączy się w podwyższonej temperaturze ($400\text{--}500^\circ\text{C}$) z tlenem tworząc tritlenek siarki.





Ditlenek siarki w reakcji z wodorotlenkiem potasu tworzy wodorosiarczan(IV) potasu, który podczas ogrzewania ulega kondensacji tworząc disiarczan (IV), szeroko stosowany reduktor w syntezie organicznej:



Ditlenek siarki tworzy również z wodorotlenkiem wapnia wodorosiarczan(IV) zwany *ługiem siarczynowym*. Wodorosiarczan(IV) wapnia(II) $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$, rozpuszcza ligninę, nie działa natomiast na celulozę, toteż jest używany do otrzymywania celulozy z miazgi drzewnej.

Poniżej przedstawiono ważniejsze tlenowe kwasy siarki:

Wzór	Nazwa	Stopień utlenienia siarki
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$	Kwas ditionowy (III)	+3
H_2SO_3	Kwas siarkowy (IV)	+4
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$	Kwas disiarkowy (IV)	+4
H_2SO_4	Kwas siarkowy (VI)	+6
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Kwas disiarkowy (VI)	+6
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Kwas tiosiarkowy	+6, -2
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Kwas nadtlenodisiarkowy (VI)	+6

Zakres materiału

Związki siarki i ich właściwości. Definicja pH.

Literatura uzupełniająca

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 20.8 i 20.9.
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorganiczna”, PWN, 1998 –roz. 19-5.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna”, PWN, 2001 – t.1 str. 51.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

Na₂S₂O₃ 10%
HCl stęż.
BaCl₂ 1mol/dm³
NaOH 0,1mol/dm³
CuSO₄ 1%
AgNO₃ 1%
CaCl₂ 1%
Zn(NO₃)₂ 1%
Pb(NO₃)₂ 1%
FeCl₂ 1%
Na₂SO₃
1 % roztwór fuksyny
K₂Cr₂O₇ 10%
piaskowiec
H₂SO₄ 2mol/dm³
papierki uniwersalne
siarka sublimowana

Sprzęt laboratoryjny

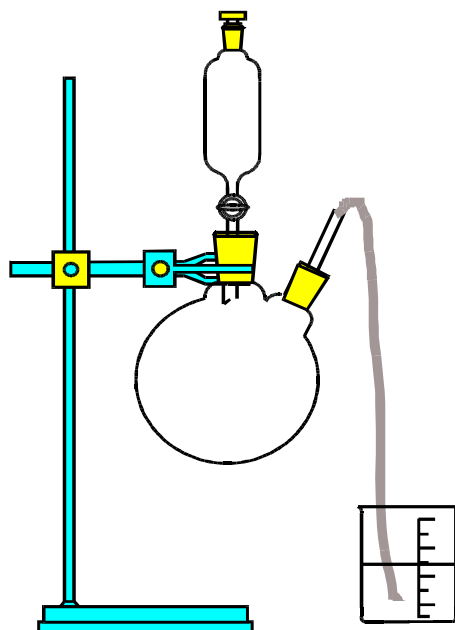
kolbka 250cm³
wkrapłacz
pH-metr
lejek
sączek
trójkąt kaolinowy
probówki
parownicza
zlewki 250cm³
palnik

Część A.

1. Otrzymywanie SO₂ i kwasu siarkowego(IV) (H₂SO₃)

Do kolby kulistej w zestawie przeznaczonym do wytwarzania gazów wsypujemy 5g Na₂SO₃. Rurkę odprowadzającą umieszczamy w zlewce wypełnionej ok. 150cm³ wody destylowanej (patrz rysunek). Do wkraplacza wlewamy 10cm³ kwasu solnego stężonego. Wkrapłaczem wprowadzamy stopniowo kwas do kolbki (**UWAGA!** W chwili wkrapiania korek wkraplacza musi być wyjęty). Roztwór z zaabsorbowanym dwutlenkiem siarki pozostawiamy do dalszych części eksperymentu. Za pomocą pH-metru* sprawdzamy pH roztworu w zlewce, przez którą przepływał gaz. Oznaczamy również pH wody wodociągowej oraz wody destylowanej.

*Pehametr jest to czuły miliwoltomierz, który stosuje się do dokładnego oznaczenia pH ($\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$); z obsługą tego urządzenia zapoznamy się na ćwiczeniach.



Część B

1. Absorpcja ditlenku siarki w $0,01\text{mol/dm}^3$ roztworze NaOH

Myjemy aparat do wytwarzania gazów użyty w części A. Do kolby wsypujemy nową porcję $2\text{g Na}_2\text{SO}_3$, a do wkraplacza wlewamy 10cm^3 stężonego HCl. Otrzymujemy SO_2 jak w części A tego ćwiczenia. Wychodzącą rurkę (odprowadzającą wytworzony SO_2) zanurzamy w zlewce zawierającej 150cm^3 $0,1\text{mol/dm}^3$ NaOH. Prowadzimy proces pochłaniania gazu aż do zakończenia się reakcji. Teraz do zlewki, w której absorbowano SO_2 wlewamy 20cm^3 roztworu BaCl_2 o stężeniu 1mol/dm^3 .

2. Rozpuszczalność soli kwasu siarkowego (IV)

Po 3cm^3 roztworu ze zlewki (z części A) wlewamy do sześciu probówek, a następnie do każdej z probówek wlewamy kolejno po kilka kropli 1% roztworów CuSO_4 , AgNO_3 , CaCl_2 , $\text{Zn(NO}_3)_2$, $\text{Pb(NO}_3)_2$, FeCl_2 .

3. Wpływ kwaśnego deszczu na piaskowiec

Wsypujemy kawałki piaskowca (materiału, z którego wykonanych jest wiele przedmiotów kultury materialnej) do zlewki i zalewamy roztworem ditlenku siarki w wodzie (z części A doświadczenia), tak aby cały piaskowiec był zanurzony w roztworze.

Część C

WŁAŚCIWOŚCI RED-OKS DITLENKU SIARKI

1. Utleniające właściwości SO_2

Do probówki wlewamy 3cm^3 1% roztworu fuksyny (barwnik) i dodajemy kilka kropli roztworu z zaabsorbowanym ditlenkiem siarki (roztwór ze zlewki z części A).

2. Redukujące właściwości SO_2

Do probówki zawierającej 2cm^3 10% dwuchromianu potasu zakwaszonego 2 kroplami stężonego kwasu siarkowego(VI) wlewamy 5cm^3 roztworu ze zlewki (z części A).

3. Spalanie siarki w powietrzu

Wsypujemy ok. 0,5g siarki do parowniczk i podpalamy ją po wyciągnięciu. Nad palącą się siarką, ale z dala od płomienia, trzymamy mokry papier uniwersalny.

4. Rozkład tiosiarczuanu w środowisku kwaśnym

Do probówki z 4cm^3 10% roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ wlewamy 2cm^3 2 mol/dm³ HCl. Trzymamy wilgotny papier lakmusowy nad wylotem probówki.

Obserwacje i wyniki

	Część A
pH wody destylowanej	
pH wody wodociągowej	
pH roztworu po absorpcji gazu	
odczyn roztworu po absorpcji gazu	
	Część B/1
opisz zmiany zachodzące podczas przebiegu części B pkt. 1 ćwiczenia	

	Część B/2
opisz zmiany zachodzące w poszczególnych probówkach zawierających odpowiednio: 1) $\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_3$ 2) $\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3$ 3) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3$ 4) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_3$ 5) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_3$ 6) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_3$	
	Część B/3
opisz zmiany zachodzące w zlewce	
	Część C/1
jak zmieniła się barwa roztworu fuksyny?	
	Część C/2
barwa roztworu przed reakcją	
barwa roztworu po dodaniu zaabsorbowanego roztworu SO_2	

	Część C/3
barwa płomienia	
zapach	
barwa papierka uniwersalnego trzymanego nad płomieniem	
	Część C/4
barwa wytrąconego osadu	
odczyn papierka uniwersalnego	

Pytania i zadania

Część A

1. Zapisz równanie reakcji chemicznej w wyniku, której otrzymujemy w ćwiczeniu ditlenek siarki

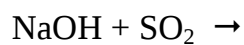
2. Napisz wzór Lewisa ditlenku siarki

3. Dokończ i zbilansuj równanie reakcji, która zaszła podczas absorpcji SO₂ w wodzie

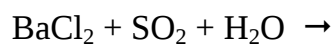


Część B/1

4. Dokończ i zbilansuj równanie reakcji absorpcji SO₂ w roztworze NaOH

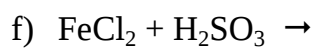
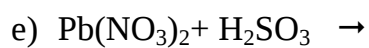
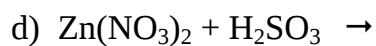
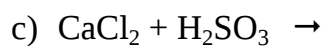
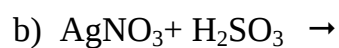
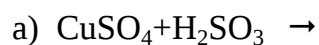


5. Dokończ równanie reakcji chemicznej strącania siarczanu(IV) baru(II)



Część B/2

6. Dokończ i zbilansuj równania reakcji chemicznych zachodzących we wszystkich probówkach

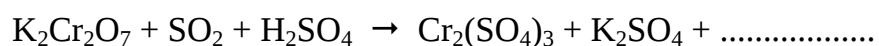


Część B/3

7. Wiedząc, że jednym ze składników piaskowca (choć nie najważniejszym) jest węglan wapnia zapisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w zlewce z udziałem węgla

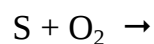
Część C/2

8. Dokończ i zbilansuj równanie reakcji zachodzącej między dwuchromianem potasu i SO_2



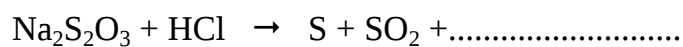
Część C/3

9. Dokończ i zbilansuj równanie reakcji spalania siarki w tlenie



Część C/4

10. Uzupełnij i zbilansuj równanie reakcji chemicznej



Ćwiczenia rachunkowe

Stechiometria, równania reakcji red-oks.

Zadanie 1

Dokończ i zbilansuj równanie reakcji red-oks i oblicz ile dm^3 SO_2 wydzieli się podczas reakcji 1mola H_2S z 10g tlenu?

Zadanie 2

W wyniku reakcji srebra z kwasem siarkowym(VI) wydzielilo się 28dm^3 SO_2 . Ile kilogramów srebra zużyto podczas tej reakcji?

Zadanie 3

Oblicz ile dm^3 ditlenku siarki zostało wyprodukowane przez wszystkich studentów w ćwiczeniu A (należy uwzględnić ilość stanowisk do otrzymywania gazu na całej pracowni). Wyznaczając orientacyjne wymiary laboratorium (długość, szerokość i wysokość) oblicz o ile zostałaby przekroczona norma zawartości SO_2 w powietrzu, jeżeli gaz w ćwiczeniu A nie byłby absorbowany w wodzie.

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

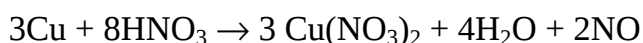
Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 5

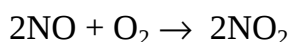
Właściwości tlenków azotu

Tlenki azotu są jednymi z najgroźniejszych gazów jakie wydzielane są w trakcie różnorodnych procesów spalania. Rocznie do atmosfery emitowanych jest około 30 milionów ton tych substancji. Tlenki azotu znajdujące się w atmosferze powodują powstawanie kwaśnych deszczy, fotochemicznego smogu oraz prowadzą do zaniku warstwy ozonowej.

W wyniku różnych procesów spalania, w których uczestniczą związki zawierające azot powstaje głównie tlenek azotu NO. W laboratorium związek ten można otrzymać w reakcji rozcieńczonego kwasu azotowego z miedzią:

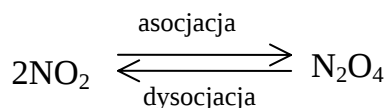


NO jest bezbarwnym gazem, który przy kontakcie z powietrzem gwałtownie się utlenia tworząc brunatny dwutlenek azotu:



Ten ostatni powstaje między innymi w czasie wyładowań elektrycznych w powietrzu.

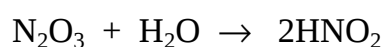
Ditlenek azotu (dopuszczalna jest także nazwa dwutlenek azotu) jest gazem silnie toksycznym, powodującym obrzęk płuc, bóle głowy, osłabienie, dreszcze, a przy silnych zatruciach drgawki, a nawet śmierć. NO₂ jest bardzo aktywny, z niektórymi związkami reaguje w sposób wybuchowy. Ten brunatny gaz łatwo przechodzi w ciecz, która wrze w temperaturze 21°C, a ochłodzona do -11°C staje się bezbarwną, krystaliczną masą. Na podstawie pomiarów masy cząsteczkowej gazu stwierdzono skłonność NO₂ do asocjacji z wytworzeniem cząsteczek dimerycznych N₂O₄.



Ditlenek azotu ogrzewany powyżej temperatury 150°C zaczyna rozkładać się na tlenek azotu z wydzielaniem tlenu. W odróżnieniu od NO, ditlenek azotu dobrze rozpuszcza się w wodzie tworząc roztwory kwaśne.

Tlenek i ditlenek azotu należą do najważniejszych tlenków tego pierwiastka. Atom azotu może na wiązanie z tlenem wykorzystać od 1 do 5 elektronów walencyjnych, tworząc następujące związki: N₂O (tlenek diazotu), NO (tlenek azotu), N₂O₃ (tritlenek diazotu), NO₂ (ditlenek azotu) i N₂O₅ (pentatlenek diazotu).

Tritlenek diazotu jest bezwodnikiem nietrwałego i występującego tylko w roztworach rozcieńczonych kwasu azotowego(III) – HNO₂:



W miarę wzrostu stężenia kwas azotowy(III) ulega rozkładowi do kwasu azotowego(V) i tlenku azotu. Sole kwasu azotowego(III) - azotany(III) są znacznie trwalsze niż kwas, którego są pochodnymi.

Bezwodnikiem kwasu azotowego(V) jest N₂O₅ – substancja stała, krystaliczna, łatwo sublimująca.



Kwas azotowy(V) jest odczynnikiem często stosowanym w najrozmaitszych pracach laboratoryjnych jako środek utleniający. Na skalę techniczną duże ilości kwasu azotowego(V) są wykorzystywane do produkcji nawozów sztucznych, materiałów wybuchowych i w wielu syntezach organicznych. Jego właściwości utleniające są tak silne, że rozpuszcza on takie metale szlachetne jak miedź, srebro, rtęć.

Zakres materiału

Występowanie i właściwości związków azotu (tlenki azotu, tlenowe kwasy azotu, amoniak).

Literatura uzupełniająca

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 21.2.1, 21.4.2, 21.6.
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorganiczna”, PWN, 1998 –roz. 16.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

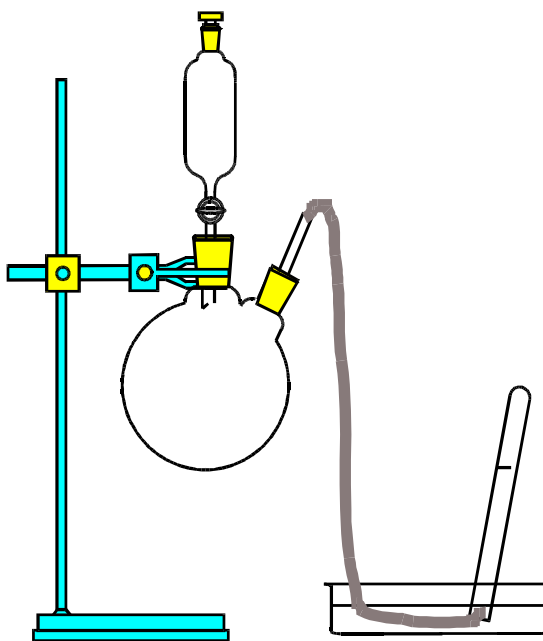
wiórki miedzi
oranż metylowy
 KNO_2 (roztwór nasycony)
 H_2SO_4 1mol/dm^3
 KNO_3
 KI (10% roztwór)
 HNO_3 (1:1)
 KMnO_4 (10% roztwór)

Sprzęt laboratoryjny

zestaw do otrzymywania gazów
5 probówek
3 pipety
łapa do probówek
palnik

Część A

Montujemy zestaw do otrzymywania gazów według rysunku przedstawionego poniżej.



Do kolbki wrzucamy kilka kawałków miedzianych wiórków, a do wkraplacza wlewamy 50cm^3 kwasu azotowego(V) (rozcieńczonego z wodą w stosunku 1:1). Rurkę odprowadzającą wprowadzamy do krystalizatora z wodą, a jej wylot umieszczamy w ustawionej do góry dnem probówce wypełnionej wodą. Pamiętajmy o tym, by najpierw wyprzeć powietrze znajdujące się w węży. Probówkę napełniamy wydzielającym się gazem do $2/3$ objętości. Jeżeli reakcja przebiega zbyt wolno kolbę

delikatnie ogrzewamy płomieniem palnika. Następnie próbkę z zebrany gazem zatykamy pod wodą korkiem i po wyjęciu z wody odwracamy wylotem do góry i wstrząsamy kilkakrotnie do całkowitego zaadsorbowania gazu w wodzie. Badamy odczyn roztworu papierkiem uniwersalnym.

Część B



Do próbki wsypujemy 0,5g azotanu(V) potasu, a następnie ogrzewamy intensywnie nad palnikiem (cały czas poruszając probówką) aż do stopienia się soli i zapoczątkowania wydzielania się pęcherzyków gazu. Produktami powyższej reakcji jest substancja utworzona w wyniku redukcji atomów azotu(V) i tlenu. Ogrzewamy probówkę jeszcze kilka minut. Następnie do ostudzonej próbki dodajemy wody i rozpuszczamy pozostałą substancję. Z otrzymanego roztworu pobieramy dwa razy po 3cm³ roztworu i wprowadzamy je do dwóch probówek zawierających:

- roztwór jodku potasu (10%) zakwaszony 2 kroplami 1mol/dm³ kwasu siarkowego(VI);
- roztwór nadmanganianu potasu (10%) zakwaszony 2 kroplami 1mol/dm³ kwasu siarkowego(VI)

Obserwacje i wyniki

	Część A
barwa powstałego gazu po kontakcie z powietrzem	
barwa papierka uniwersalnego po zwilżeniu roztworem	
odczyn roztworu	
	Część B
barwa roztworu jodku potasu	
barwa roztworu KI po dodaniu roztworu otrzymanego w części B	

barwa roztworu nadmanganianu potasu	
barwa roztworu KMnO_4 po dodaniu roztworu otrzymanego w części B	

Pytania i zadania

1. Jaki gaz wydziela się w reakcji miedzi z kwasem azotowym(V)? Napisz równanie reakcji.
2. O czym świadczy zmiana zabarwienia gazu otrzymanego w części A przy kontakcie z powietrzem? Napisz równanie reakcji.
3. O czym świadczy zmiana pH roztworu po rozpuszczeniu w nim gazu otrzymanego w części A? Napisz równanie reakcji.

5. Jaka reakcja zachodzi podczas ogrzewania azotanu (V) potasu?
6. Napisz równanie reakcji chemicznej między KNO_2 otrzymanym w części B ćwiczenia i zakwaszonym roztworem KI (punkt a tego ćwiczenia).
7. Napisz równanie reakcji chemicznej między KNO_2 otrzymanym w części B ćwiczenia i zakwaszonym roztworem KMnO_4 (punkt b tego ćwiczenia).

Ćwiczenia rachunkowe

Stechiometria, równania reakcji red-oks.

Zadanie 1

Zbilansuj równanie reakcji chemicznej obrazującej otrzymywanie wody królewskiej oraz oblicz ile moli kwasu solnego trzeba dodać do 20g HNO_3 , aby reakcja zaszła ze 100% wydajnością.



Zadanie 2

Reakcja wapnia z kwasem azotowym przebiega z 85% wydajnością. Ile gram wapnia należy użyć, aby otrzymać 15g soli?

Zadanie 3

W wyniku reakcji 1g srebra z kwasem azotowym(V) otrzymano między innymi ditlenek azotu NO_2 . Napisz i zbilansuj równanie reakcji redoks oraz oblicz ile cząsteczek ditlenku otrzymano w tej reakcji.

Zadanie 4

Oblicz ile dm^3 NO_2 zostało wyprodukowane przez wszystkich studentów w ćw. A (analogicznie jak w ćwiczeniu 4 dotyczącym otrzymywania ditlenku siarki), zakładając, że cała ilość otrzymanego NO natychmiast reaguje z tlenem dając NO_2 . Oblicz, o ile została przekroczona norma zawartości NO_2 w laboratorium.

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

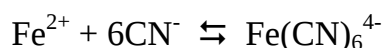
Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 6

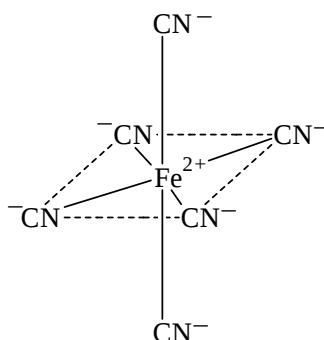
Związki kompleksowe metali przejściowych

OTRZYMYWANIE ZWIĄZKÓW KOMPLEKSOWYCH Co, Ni i Fe

Pod pojęciem związków kompleksowych (koordynacyjnych) rozumie się związki o złożonym składzie, utworzone przez połączenie prostych jonów lub cząsteczek z jonem lub atomem metalu za pomocą wiązania koordynacyjnego. W reakcji jednego mola cząsteczek FeCl_2 z 6 molami cząsteczek KCN, otrzymujemy roztwór barwy żółtej nie wykazujący charakterystycznych reakcji ani jonu Fe^{2+} z obecnego w roztworze FeCl_2 ani jonu CN^- , z obecnego w roztworze KCN. Utworzy się natomiast, jon czteroujemny o składzie $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ zwany jonem heksacyjanożelazianowym(II):



Jon ten jest trwały i wykazuje charakterystyczne reakcje chemiczne pozwalające na odróżnienie go od jonów Fe^{2+} i CN^- . Wzór jonu kompleksowego $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$, zgodnie z badaniami strukturalnymi dowodzi, że Fe^{2+} otoczony jest 6 jonami CN^- , znajdującymi się w narożach ośmiościanu.

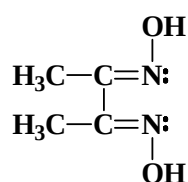


W tym kompleksie jon żelaza(II) nazywany jest jonem centralnym. W typowych związkach kompleksowych atomem (jonem) centralnym są najczęściej pierwiastki przejściowe.

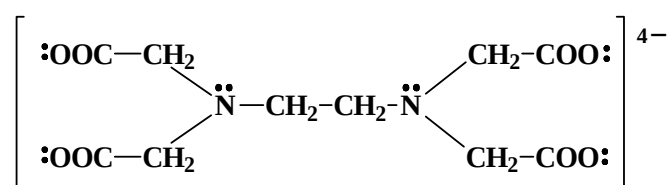
Atom lub jon centralny przyłącza, czyli koordynuje pewną liczbę jonów ujemnych np. F^- , Cl^- , CN^- , NCS^- lub cząsteczek obojętnych, np. H_2O , NH_3 , $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ zwanych ligandami. W jonie $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ przyłączonymi ligandami

są jony CN^- . Ligandy bezpośrednio otaczające atom lub jon centralny tworzą wewnętrzną sferę koordynacyjną - zaznacza się ją zwykle nawiasem kwadratowym. Liczbę atomów bezpośrednio koordynowanych przez jon centralny nazywa się liczbą koordynacyjną (LK). Znane są kompleksy o liczbach koordynacyjnych od 2 do 8 (a niekiedy i większych). Ligandy dostarczające dwu lub więcej miejsc koordynacyjnych nazywamy ligandami chelatowymi (kleszczowymi), a typowym przykładem są: **etylenodiamina** - *en*, $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$

dimetyloglioksym

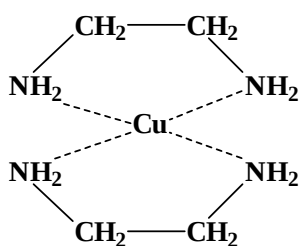
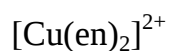


anion kwasu etylenodiaminotetraoctowego (EDTA)



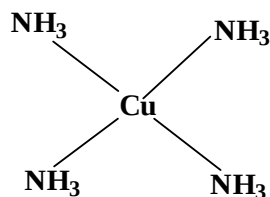
Związki z udziałem takich ligandów nazywamy kompleksami chelatowymi. Jedną z najbardziej typowych cech połączeń tego typu jest obecność pierścienia (lub pierścieni), np.:

kompleks chelatuowy

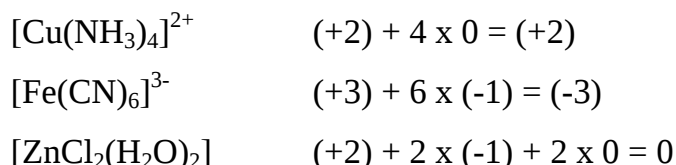


kompleks z ligandem

jednofunkcyjnym



Znaki i wielkość ładunku kompleksu można określić z algebraicznej sumy ładunków jonów tworzących kompleks, np.:



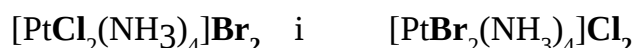
Izomeria związków kompleksowych

Izomerią nazywa się występowanie dwóch lub więcej związków chemicznych o takim samym składzie chemicznym, różniących się jednak strukturą cząsteczki, co pociąga za sobą także odmienność właściwości chemicznych. Wyróżniamy dwa podstawowe rodzaje izomerii związków kompleksowych:

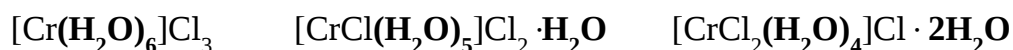
- strukturalną - poszczególne izomery strukturalne mają ten sam skład chemiczny (wzór strukturalny), ale różnią się uszeregowaniem atomów lub podstawników w cząsteczkach (różnią się wewnętrzną sferą koordynacyjną)
- stereoizomerię - stereoizomery mają identyczny skład wewnętrznej sfery koordynacyjnej, różnią się natomiast rozmieszczeniem ligandów wokół atomu centralnego.

Do najważniejszych rodzajów izomerii strukturalnej należą:

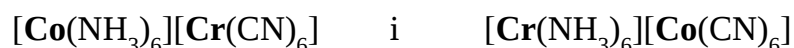
izomeria jonowa - różne położenie anionów i kationów np.:



izomeria hydratacyjna - różne położenia cząsteczek wody w wewnętrznej lub zewnętrznej sferze koordynacji kompleksu np.:



izomeria koordynacyjna - w kompleksach mających dwa centra koordynacyjne, w których ligandy przyłączane są do różnych metali np.:

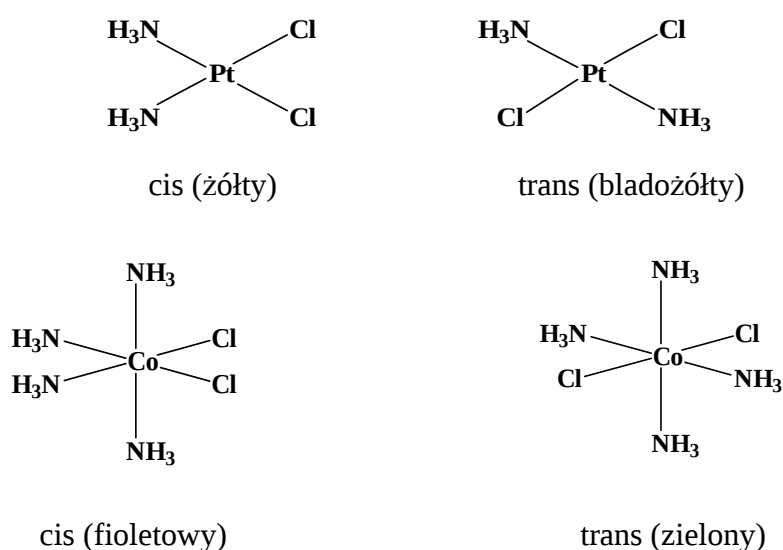


izomeria wiązaniowa - pojawia się wtedy, gdy ligand może się łączyć z atomem centralnym za pośrednictwem dwóch różnych atomów np.: NO_2 może łączyć się z atomem centralnym - kobaltem za pośrednictwem atomu azotu lub za pośrednictwem atomu tlenu np.

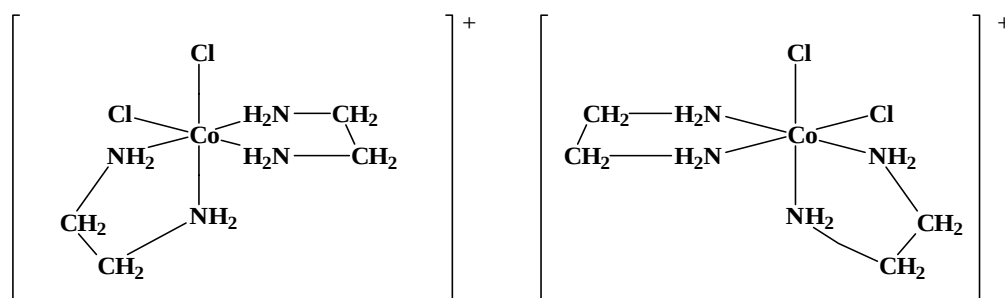


Stereoizomeria występuje w przypadku gdy LK wynosi co najmniej 4 i nie pojawia się nigdy, jeżeli wszystkie ligandy są takie same. Stereoizomerię można podzielić na: geometryczną (cis i trans) oraz optyczną (izomery różnią się kierunkiem skręcania płaszczyzny polaryzacji światła przechodzącego przez substancję).

Izomeria geometryczna możliwa jest w kompleksach płasko-kwadratowych i oktaedrycznych: dwa takie same ligandy są ułożone jako sąsiadujące (cis) lub jako przeciwległe (trans) np.:



Izomeria optyczna - substancja optycznie aktywna tworzy dwie odmiany odznaczające się zdolnością do skręcania płaszczyzny światła spolaryzowanego przechodzącego przez tę substancję. Taką właściwość mogą wykazywać tylko kompleksy, które nie mają żadnej płaszczyzny ani środka symetrii, a oba związki różnią się tak jak przedmiot od jego odbicia lustrzanego (porównajmy ułożenie atomów w dwu przedstawionych poniżej jonach kompleksowych).



Trwałość związków kompleksowych

Właściwości kompleksu zależą od natury jonu metalu i liganda, wchodzących w skład związku, od struktury kompleksu i rodzaju powstającego wiązania chemicznego. Pod względem zdolności do tworzenia kompleksów jony metali można podzielić na:

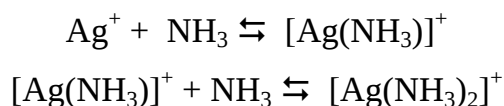
- jony metali alkalicznych, metali ziem alkalicznych, lantanowców i aktynowców; ta grupa metali wykazuje słabe właściwości kompleksotwórcze.
- jony metali przejściowych; te mają znaczną tendencję do tworzenia trwałych kompleksów

Wyraźny wpływ na trwałość kompleksów metali mają następujące czynniki:

- zasadowość liganda - im jest ona większa tym większa jest skłonność liganda do tworzenia trwałych kompleksów z metalami
- względy przestrzenne
- efekt chelatowania - trwałość kompleksu chelatowego jest większa niż w przypadku analogicznego kompleksu prostego (jednofunkcyjnego)
- rozmiary pierścienia chelatowego
- konfiguracja elektronowa atomu centralnego

Ważną rolę w tworzeniu kompleksów odgrywa stężenie jonów wodorowych (H^+). Ponieważ ligandy są zwykle zasadami (według Brönsteda) i ulegają protonowaniu, stężenie wolnego ligandu zależy od pH.

Ilościowo trwałość związków kompleksowych opisuje stała trwałości. Tworzenie kompleksów w roztworze następuje w sposób stopniowy, np.:



Kolejne stałe trwałości obu etapów reakcji wynoszą:

$$K_1 = \frac{[Ag(NH_3)]}{[Ag][NH_3]}$$
$$K_2 = \frac{[Ag(NH_3)_2]}{[Ag(NH_3)][NH_3]}, \text{ ładunki, dla uproszczenia pominięto}$$

Ogólna stała trwałości jest iloczynem kolejnych stałych trwałości: $\beta = K_1 \cdot K_2$

Rozpuszczalność kompleksów

To czy określony związek chemiczny dobrze rozpuszcza się w danym rozpuszczalniku uwarunkowane jest powinowactwem cząsteczek substancji rozpuszczonej i cząsteczek rozpuszczalnika. Woda jest rozpuszczalnikiem o charakterze polarnym. Obecność w ligandzie grup hydrofilowych tj. grup atomów nadających cząsteczce polarność, zwiększa rozpuszczalność kompleksów w wodzie.

Barwa ligandów i kompleksów

Znaczną część reakcji tworzenia się kompleksów stanowią reakcje barwne. Istnieje zależność pomiędzy zabarwieniem substancji, a jej strukturą elektronową. Jeżeli pod wpływem promieniowania elektrony w cząsteczce zostaną przeniesione ze stanu podstawowego do jednego ze stanów wzbudzonych, to cząsteczka ta wykazuje absorpcję w części widzialnej lub nadfiolecie (w tym drugim przypadku jest bezbarwna).

Zakres materiału

Związki kompleksowe. Budowa i właściwości kompleksów, liczba koordynacyjna, czynniki wpływające na trwałość kompleksów, izomeria związków kompleksowych. Znajomość równań reakcji chemicznych zachodzących podczas wykonywania ćwiczenia.

Literatura uzupełniająca

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 15.1, 15.3, 15.6, 15.7
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorg.”, PWN, 1998 – roz. 6-1, 6-2, 6-4.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

dwumetyloglioksym (roztwór amoniakalny, wodno-alkoholowy)
 NH_4SCN (roztwór $0,01\text{mol/dm}^3$)
 NiCl_2

Sprzęt laboratoryjny

5 próbówek
bagietka
pipety
palnik

Co(NO₃)₂
KNO₃ (nasycony roztwór)
C₂H₅OH + C₂H₅OC₂H₅ (mieszanina)
CH₃COOH 0,5mol/dm³
KNO₂ stały
FeCl₃ 0,05mol/dm³
K₄[Fe(CN)₆] 0,05mol/dm³
EDTA 0,05mol/dm³

Część A

Do probówki wprowadzamy 1cm³ 0,05mol/dm³ chlorku żelaza(III). Następnie dodajemy kilka kropli roztworu heksacyjanożelazianu(II) potasu. Obserwujemy zmianę barwy.

Część B

Do probówki wprowadzamy 0,1g chlorku niklu(II) i rozpuszczamy w 4cm³ wody. Następnie dodajemy kilka kropli amoniakalnego wodno-alkoholowego roztworu dwumetylogliksymu. Reakcja przebiega z wydzieleniem się nierozpuszczalnego osadu dwumetylogliksymu niklu. Zwracamy uwagę na jego zabarwienie.

Część C

Do probówki wlewamy 1cm³ nasyconego roztworu soli azotanu(V) kobaltu(II) i 3cm³ nasyconego roztworu tiocyjanianu (rodanku) amonowego; powstaje roztwór tetratiocyjanianokobaltanu(II) amonu - (NH₄)₂[Co(SCN)₄]. Otrzymany roztwór rozcieńczamy wodą aż do zmiany zabarwienia, następnie dodajemy 1cm³ mieszaniny alkoholu etylowego z eterem dwuetylowym, mieszamy roztwór bagietką i obserwujemy zmianę zabarwienia

Część D

Do probówki wprowadzamy 2cm³ nasyconego roztworu azotanu(V) kobaltu(II) i 0,2g krystalicznego azotanu(III) potasu. Dodajemy kilka kropli 2mol/dm³ kwasu octowego, podgrzewamy nad palnikiem. Obserwujemy zabarwienie wydzielającego

się gazu. Po kilku minutach następuje wydzielanie się osadu kompleksu heksaazotano(V) kobaltanu(III) potasu - $K_3[Co(NO_2)_6]$.

Część E

Przygotowujemy dwie próbówki w następujący sposób:

W próbówce nr 1 umieszczamy 1cm^3 $0,05\text{mol/dm}^3$ roztworu $FeCl_3$. W próbówce nr 2 umieszczamy 1cm^3 $0,05\text{mol/dm}^3$ roztworu $FeCl_3$ oraz dodajemy 2cm^3 $0,05\text{mol/dm}^3$ roztworu EDTA. Następnie do obu próbówek dolewamy kilka kropli $0,01\text{mol/dm}^3$ roztworu tiocyjanianu amonu. Obserwujemy zmiany barwy w próbówkach.

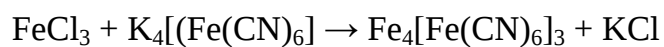
Obserwacje i wyniki

	Część A
barwa roztworu przed dodaniem $K_4[Fe(CN)_6]$	
barwa roztworu po reakcji	
	Część B
barwa roztworu $NiCl_2$	
barwa powstałego osadu	
	Część C
barwa roztworu $Co(NO_3)_2$	
barwa roztworu po dodaniu NH_4SCN	
barwa roztworu po rozcieńczeniu wodą	
barwa roztworu po dodaniu mieszaniny alkoholu etylowego i eteru dietylowego	
	Część D
barwa roztworu soli kobaltu	
barwa wydzielającego się gazu	
barwa wydzielonego osadu	
	Część E
barwa roztworu chlorku żelaza	

barwa roztworu w probówce nr 1 po dodaniu tiocyjanianu amonu	
barwa roztworu w probówce nr 2 po dodaniu tiocyjanianu amonu	

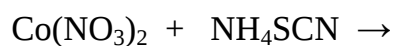
Pytania i zadania

1. Oznacz stopnie utlenienia żelaza w substancjach występujących poniżej oraz zbilansuj poniższe równanie reakcji chemicznej.

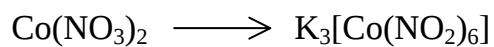


2. W jaki sposób można zidentyfikować obecność jonów niklu (II) w roztworze?

3. Dokończ równanie reakcji. Wyjaśnij, dlaczego roztwór powstałego kompleksu ma inną barwę po rozcieńczeniu wodą, a inną po dodaniu mieszaniny alkoholu i eteru.



4. Na jakim stopniu utlenienia jest kobalt w substratach i produktach w podanym poniżej procesie chemicznym?



5. Dokończ równanie reakcji biorąc pod uwagę, że powstaje kompleks żelaza o liczbie koordynacyjnej 6.



6. Dlaczego w probówce nr 2 w części E nie powstał czerwony kompleks rodanku z jonem Fe^{3+} ?

7. Ćwiczenia rachunkowe – pisanie wzorów Lewisa.

Zadanie 1

Napisz wzory elektronowe (Lewisa) następujących substancji chemicznych:



Zadanie 2

Napisz wzory elektronowe kwasu azotowego(V) i kwasu azotowego(III).

Zadanie 3

Napisz wzory Lewisa następujących soli.



Zadanie 4

Napisz wzory elektronowe związków, które nie spełniają reguły oktetu.



Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 7

Właściwości utleniająco-redukujące związków chemicznych

PROCESY UTLENIANIA I REDUKCJI

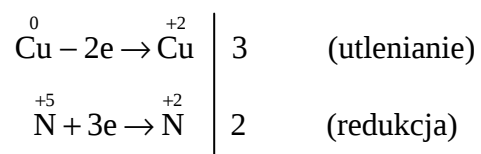
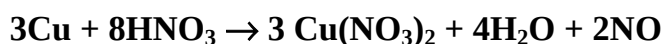
Terminem utlenianie określano początkowo procesy polegające na przyłączeniu tlenu, terminem redukcja natomiast - procesy polegające na oddawaniu tlenu przez substancję. Później znacznie rozszerzono znaczenie tych pojęć.

Reakcję chemiczną zalicza się do procesów utleniania i redukcji jeżeli przemianie substratów w produkty towarzyszy zmiana stopnia utlenienia pierwiastków.

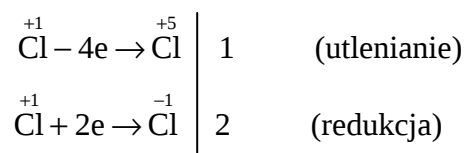
Stopniem utlenienia pierwiastka wchodzącego w skład określonej substancji, nazywamy liczbę dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych przypisanych atomom danego pierwiastka zakładając, że w cząsteczkach tej substancji występuje wiązanie jonowe.

Proces utleniania związany jest z podwyższeniem stopnia utlenienia, a proces redukcji z obniżeniem stopnia utlenienia. Ponieważ każdej reakcji utlenienia towarzyszy zawsze reakcja redukcji, wobec tego procesy takie nazywa się reakcjami utlenienia i redukcji lub reakcjami red-ox. Substancje, które zawierają atomy ulegające redukcji nazywamy utleniaczami, natomiast substancje, których atomy ulegają utlenieniu nazywamy reduktorami.

Proces utlenienia związany jest z oddaniem elektronów, a proces redukcji z pobraniem elektronów. Ogólna liczba elektronów pobrana przez utleniacz równa się liczbie elektronów oddanych przez reduktor i jest to podstawa do układania bilansu w reakcjach red-ox np.



W niektórych reakcjach następuje zmiana stopnia utlenienia tylko jednego pierwiastka - część jego atomów utlenia się, a część redukuje. Są to tzw. reakcje dysproporcjonowania np.

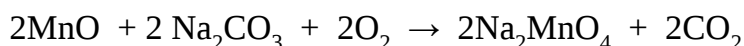


Atomy chloru spełniają w tym przypadku rolę zarówno utleniacza jak i reduktora.

Do silnych utleniaczy należą niemetale takie jak tlen, siarka, fluor, chlor, brom, jod oraz kationy metali na wyższym stopniu utlenienia np. Fe^{3+} , Sn^{4+} i również takie związki jak: KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$, H_2O_2 . Silnymi reduktorami są natomiast metale (np. Na, Zn, Cu, Fe, Ni, Co), wodór, tlenek węgla i aniony niemetali (np. I^- , Br^- , Cl^-).

Właściwości utleniająco-redukujących manganu

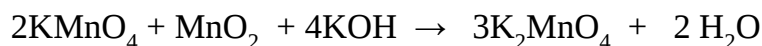
Mangan w swoich związkach występuje najczęściej na stopniach utlenienia +2, +3, +4, +6, +7. Związki manganu(II), manganu (IV) (np. MnO_2 i manganiany(IV)) oraz manganiany(VII) (często według starej nomenklatury nazywane nadmanganianami), stapiane z Na_2CO_3 (lub z mocnymi zasadami) i prażone na powietrzu przechodzą w pochodne Mn(VI), czyli manganiany(VI) :



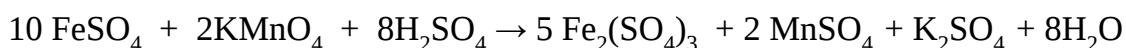
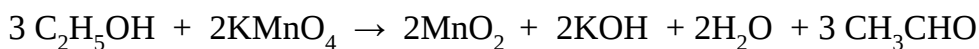
Manganiany(VI) (zielone) w roztworach kwaśnych ulegają reakcji dysproporcjonowania do MnO_2 i do manganianów(VII) (fioletowo-czerwone),



Dodanie zasady do tego roztworu daje reakcję odwrotną



Manganiany(VII) są dobrymi utleniaczami przy czym same redukują się do związków manganu(IV) (jeżeli odczyn roztworu jest obojętny) i soli manganu (II) (w roztworach kwaśnych):



Właściwości utleniająco-redukujące fluorowców.

Do fluorowców należą: fluor, chlor, brom, jod i astat. Wszystkie pierwiastki są typowymi niemetalami tworzącymi cząsteczki dwuatomowe. Ich atomy zawierają po siedem elektronów walencyjnych, tworzących w stanie podstawowym konfigurację s^2p^5 . Cechuje je duża łatwość pobierania jednego elektronu i przechodzenia w aniony. Fluorowce są bardzo silnymi utleniaczami, a ich aniony X^- silnymi reduktorami. Właściwości utleniające maleją w szeregu od fluoru do jodu, a właściwości redukujące wzrastają od F^- do I^- .

Zakres materiału

Definicja stopnia utlenienia. Pojęcie utleniacza i reduktora, umiejętność określenia stopnia utlenienia oraz zbilansowania równania chemicznego. Właściwości utleniająco-redukcyjne związków manganu, fluorowców oraz związków siarki i azotu.

Literatura uzupełniająca:

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 12.1, 12.2.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna”, PWN, 2001 – t.1 roz. 5.5.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

PbO_2 (proszek)
 HCl (stężony)
papierek jodokrobiowy
 HNO_3 (stężony)
 FeS (stały)

Sprzęt laboratoryjny

pipety
9 probówek
palnik

NH₄SCN
CH₃COOH (roztwór 2mol/dm³)
H₂SO₄ stęż.
KMnO₄ (roztwór 0,05mol/dm³)
Na₂SO₃
H₂S aq.
I₂ aq.
Cl₂ aq.
KI (roztwór 10%)
H₂SO₄ 2mol/dm³

Część A

Do probówki wprowadzamy 0,1g sproszkowanego ditlenku ołowiu i dodajemy 2cm³ stężonego kwasu solnego. Probówkę ostrożnie ogrzewamy płomieniem palnika. Zwracamy uwagę na zabarwienie powstającego związku. Na podstawie charakterystycznego zapachu oraz zmiany barwy wilgotnego papierka jodaskrobiowego przyłożonego do wylotu probówki określamy rodzaj wydzielającego się gazu. Papierek jodaskrobiowy to bibuła nasączona roztworem jodku potasu i skrobi. W atmosferze gazu utleniającego jon jodkowy I⁻ utlenia się do wolnego jodu I₂, który ze skrobią zawartą w papierku jodaskrobiowym tworzy fioletowy związek.

Część B

Do probówki wprowadzamy 2g siarczku żelaza(II) - FeS i dodajemy 1,5cm³ stężonego kwasu azotowego. (Przelewamy kilka kropel z tak przygotowanego roztworu do innej probówki i dodajemy do niej również kilka kropli tiocyjanianu amonu - zwanego także rodankiem amonu; obserwujemy barwę roztworu). Probówkę ogrzewamy małym płomieniem palnika. Zwracamy uwagę na wydzielający się gaz i powstający osad. Dodajemy kilka kropli roztworu NH₄SCN w celu określenia stopnia utlenienia żelaza.

Część C

Do 3 probówek wprowadzamy po kilka kropel 0,05mol/dm³ roztworu manganianu(VII) potasu i 1cm³ 2mol/dm³ kwasu siarkowego. Do pierwszej probówki dodajemy 1cm³ świeżo sporządzonej wody siarkowodorowej (woda nasycona

siarkowodorem - H_2S), do drugiej 0,2g kryształków siarczanu(IV) sodu, a do trzeciej 1cm^3 stężonego kwasu octowego. Zwracamy uwagę, w których probówkach nastąpiło odbarwienie roztworu manganianu(VII).

Część D

1. Do dwóch probówek wprowadzamy po $1,5\text{cm}^3$ wody nasyconej jodem. Do pierwszej probówki dodajemy 1cm^3 wody chlorowej (roztwór chloru w wodzie), a do drugiej 1cm^3 wody siarkowodorowej. W obu przypadkach zwracamy uwagę na zabarwienie roztworu i wydzielające się osady.

2. Do dwóch probówek wprowadzamy po $1,5\text{cm}^3$ 10% roztworu jodku potasu i po 1cm^3 2mol/dm^3 H_2SO_4 . Do pierwszej probówki dodajemy 1cm^3 wody siarkowodorowej, a do drugiej 1cm^3 $0,05\text{mol/dm}^3$ roztworu manganianu(VII) potasu. Obserwujemy reakcje.

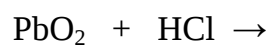
Obserwacje i wyniki

	Część A		
barwa powstającego osadu			
zabarwienie papierka jodoskrobiowego			
wzór wydzielającego się gazu			
	Część B		
barwa strącanego osadu			
barwa wydzielającego się gazu			
zabarwienie roztworu po dodaniu NH_4SCN			
	Część C		
	$\text{H}_2\text{S aq.}$	Na_2SO_3	CH_3COOH
odbarwienie roztworu $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ po dodaniu			
	Część D		

	Cl ₂ aq.	H ₂ S aq.
odbarwienie roztworu jodu po dodaniu		
czy obserwujemy wytrącenie osadu?		
	H ₂ S aq.	KMnO ₄
barwa roztworu KI po dodaniu		

Pytania i zadania

1. O czym świadczy zmiana barwy papierka jodoskrobiowego w części A ćwiczenia?
Dokończ równanie reakcji i przeprowadź bilans elektronowy.

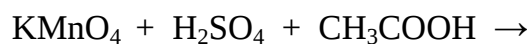
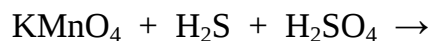


2. Jaki gaz i jaka sól powstaje w części B ćwiczenia? O czym świadczy charakterystyczne zabarwienie roztworu po dodaniu tiocyjanianu amonu?

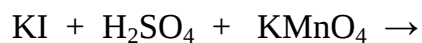
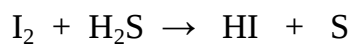
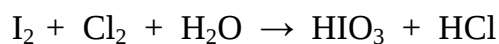
3. Dokończ równanie reakcji i napisz bilans elektronowy.



4. Dokończ równania reakcji i przeprowadź bilans elektronowy.



5. Napisz bilans elektronowy następujących reakcji chemicznych.



Ćwiczenia rachunkowe

Pisanie równań reakcji red-oks

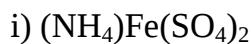
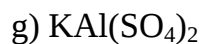
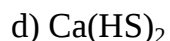
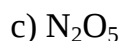
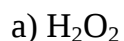
REGUŁY STOSOWANE PRZY OBLICZANIU STOPNI UTLENIEŃ

- Suma stopni utlenienia w związku musi być równa zero (ładunek cząsteczki obojętnej)
- Suma stopni utlenienia w jonie jest równa ładunkowi jonu
- Fluor we wszystkich związkach ma stopień utlenienia -1; np. HF, CaF₂

- Tlen ma stopień utlenienia -2 z wyjątkiem nadtlenu wodoru H_2O_2 gdzie tlen -1 oraz fluorku tlenu OF_2 gdzie tlen +2
- Wodór występuje na stopniu utlenienia +1 z wyjątkiem wodorków pierwiastków mniej od niego elektroujemnych, gdzie wodór -1; np. NaH , CaH_2
- Stopień utlenienia litowców +1; np. K_2O
- Stopień utlenienia berylowców +2; np. BaCl_2 , MgO
- Stopień utlenienia pierwiastków w stanie wolnym wynosi zawsze zero

Zadanie 1

Oblicz stopnie utlenienia w następujących związkach chemicznych:

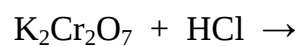
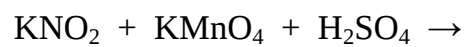


Zadanie 2

Zbilansuj równanie reakcji red-oks i oblicz ile gram KMnO_4 musi przereagować z kwasem solnym aby otrzymać 30dm^3 chloru.

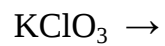
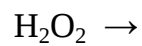
Zadanie 3

Dokończ i zbilansuj następujące równania reakcji red-oks.



Zadanie 5

Dokończ i zbilansuj następujące reakcje dysproporcjonowania.



Ocena za kolokwium

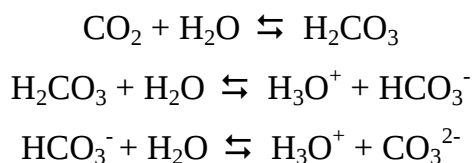
Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 8

Sole kwasu węglowego

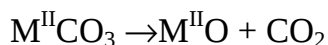
Spośród nieorganicznych związków węgla najistotniejszą rolę w przyrodzie odgrywają tlenek i ditlenek węgla oraz kwas węglowy i jego sole - węglany. Ditlenek węgla jest to związek bardzo trwały, który rozpada się dopiero w wysokich temperaturach. CO₂ jest bezwodnikiem kwasu węglowego, chociaż tylko znikomy procent (około 0,1%) rozpuszczonego w wodzie ditlenek węgla reaguje z wodą tworząc H₂CO₃, przy czym ustalają się następujące równowagi:



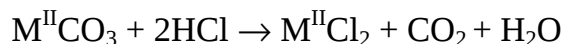
Kwas węglowy jest kwasem słabym, dwuprotonowym. Tworzy dwa szeregi soli: wodorowęglany M^IHCO₃ (potocznie zwane kwaśnymi węglanami, M=metal)) i węglany M^I₂CO₃ (węglany obojętne). Spośród węglanów tylko węglany litowców rozpuszczają się łatwo w wodzie. Natomiast wszystkie wodorowęglany, z wyjątkiem trudno rozpuszczalnego NaHCO₃, są łatwo rozpuszczalne w wodzie. Podczas ogrzewania wodorowęglany rozkładają się, uwalniając CO₂ oraz wodę i przechodzą w węglany:



Pod wpływem CO₂ może nastąpić także odwrotna reakcja przemiany węglanów w wodorowęglany (na skutek czego zachodzi np. erozja skał wapiennych). W wyniku ogrzewania następuje rozkład węglanów na tlenek metalu i CO₂



Również poprzez działanie kwasów na węglany otrzymuje się ditlenek węgla:



Zakres materiału

Węgiel, jego związki oraz ich właściwości

Literatura uzupełniająca:

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 22.2, 22.5
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorg.”, PWN, 1998 – roz. 14.1 do 14-4.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

marmur (proszek)
HCl (stężony)
lakmus (roztwór)
Na₂CO₃ (roztwór 20%)
BaCl₂ (roztwór 10%)
[Cu(OH)]₂CO₃
AgNO₃ (roztwór 10%)
NaOH 2mol/dm³
Ca(OH)₂ (nasycony roztwór)
CaCO₃ (proszek)

Sprzęt laboratoryjny

pipety
6 probówek
zestaw do wytwarzania gazów
łapa do probówek
probówki ze szlifem i korkiem szklanym

Część A

Do kolby kulistej w zestawie do otrzymywania gazów (patrz ćwic. 4) wprowadzamy ok. 5g marmuru (CaCO₃), zaś do wkraplacza około 20cm³ stężonego HCl. Rurkę, która jest zakończona kapilarą odprowadzającą gaz, wkładamy do probówki wypełnionej w 1/3 objętości roztworem lakmusu. Przygotowujemy drugą taką samą probówkę z roztworem lakmusu dla porównania barwy. Wkraplamy kwas do kolbki, a wytworzony gaz przepuszczamy przez roztwór lakmusu. Obserwujemy reakcje zachodzące w kolbce oraz zmianę zabarwienia lakmusu w probówce.

Część B

Do dwóch probówek wprowadzamy po 1,5cm³ 20% roztworu węglanu sodowego; do pierwszej probówki dodajemy 1,5cm³ roztworu chlorku baru, do drugiej - taką samą objętość roztworu azotanu srebra. Obserwujemy zmiany zachodzące w probówce.

Część C

Zestawiamy aparaturę do otrzymywania gazów podobnie jak w części A. Do probówki, do której wprowadzamy końcówkę rurki nalewamy wody wapiennej tj. nasyconego roztworu Ca(OH)_2 . Gaz przepuszczamy aż do momentu rozpuszczenia się początkowo wydzielonego osadu węglanu wapnia. Otrzymany roztwór rozdzielamy na dwie części i wlewamy do dwóch probówek. Jedną ostrożnie ogrzewamy, do drugiej zaś dodajemy 3cm^3 2mol/dm^3 roztworu wodorotlenku sodowego. Zwracamy uwagę na wytrącanie się osadów w obu probówkach.

Część D

Do jednej probówki wprowadzamy 0,5g zasadowego węglanu miedzi(II), $[\text{Cu(OH)}]_2\text{CO}_3$, do drugiej probówki wprowadzamy taką samą ilość sproszkowanego węglanu wapniowego (sproszkowana kreda). Probówkę z solą miedziową zatykamy korkiem z rurką odprowadzającą gaz wydzielający się przy rozkładzie soli. Wylot rurki zanurzamy w probówce z wodą wapienną. Probówkę z zasadowym węglanem miedziowym ogrzewamy małym płomieniem. Analogiczne doświadczenie przeprowadzamy z węglanem wapnia ogrzewając probówkę energiczniej i przez dłuższy czas. Zwracamy uwagę na różnice trwałości termicznej obu soli.

Obserwacje i wyniki

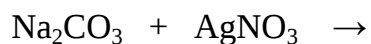
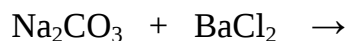
	Część A
barwa początkowa roztworu lakmusu	
barwa roztworu po absorpcji gazu	
odczyn roztworu po absorpcji gazu	
	Część B
barwa osadu strącanego przez BaCl_2	
barwa osadu strąconego przez AgNO_3	
	Część C
barwa strąconego osadu	

barwa roztworu po rozpuszczeniu osadu	
	Część D
barwa $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$ przed prażeniem	
barwa $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$ po prażeniu	
zmiany zachodzące w probówce po przepuszczeniu gazów wydzielających się podczas rozkładu zasadowego węglanu miedzi	
barwa węglanu wapnia przed prażeniem	
barwa węglanu wapnia po prażeniu	
zmiany zachodzące w probówce po przepuszczeniu gazów wydzielających się podczas rozkładu węglanu wapnia	

Pytania i zadania

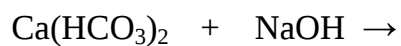
1. Zapisz równanie reakcji chemicznej marmuru z kwasem solnym. W jaki sposób wydzielający się gaz reaguje z wodą? Zapisz również równanie tej reakcji.

2. Dokończ równania reakcji chemicznej



3. Zapisz równania reakcji zachodzących podczas absorpcji CO₂ w wodzie wapiennej.

4. Dokończ równania reakcji chemicznych



5. Podaj równania reakcji rozkładu termicznego zasadowego węglanu miedzi(II) i węglanu wapnia.

Ćwiczenia rachunkowe

Stężenie procentowe

Stężenie procentowe informuje nas ile substancji (m_s) znajduje się w 100g roztworu (m_r), czyli jest to stosunek masy substancji do masy roztworu wyrażony w %.

$$c_{\%} = \frac{m_s}{m_r} 100\%; \quad \begin{array}{ll} m_s & \text{—} \quad m_r \\ c_{\%} & \text{—} \quad 100\% \end{array}$$

Masa roztworu to suma mas substancji rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika

Zadanie 1

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 425g NaCl w 1,5kg wody destylowanej.

Zadanie 2

Ile gramów pięciowodnego siarczanu miedzi należy odważyć aby otrzymać 600g 30% roztworu tej soli?

Zadanie 3

Ile gramów wody zawiera 400g roztworu soli o stężeniu 20%?

Zadanie 4

Ile moli NaOH potrzeba do przygotowania 200g 5% roztworu?

Zadanie 5

Obliczyć stężenie % H_2O_2 w wodnym roztworze o gęstości $1,02\text{g/cm}^3$ wiedząc, że 1dm^3 takiego roztworu zawiera 61,2g H_2O_2 .

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

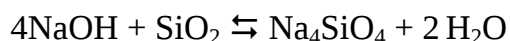
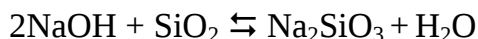
Ćwiczenie nr 9

Związki krzemu

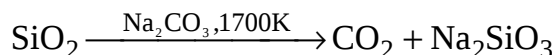
Krzem jest drugim po tlenie pierwiastkiem pod względem rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej. Czysty krzem jest bardzo twardy, kruchy i ma sieć krystaliczną analogiczną do sieci diamentu. Krzem nie rozpuszcza się w większości kwasów, ulega tylko działaniu kwasu azotowego i fluorowodorowego.

Najważniejszym związkiem krzemu z tlenem jest krzemionka (SiO_2), której najczęstsze odmiany polimorficzne to kwarc i krystobalit. Stopiony i szybko schłodzony kwarc przechodzi w bezpostaciowe szkło kwarcowe.

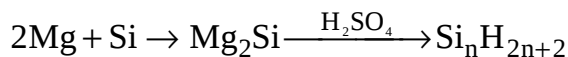
Ditlenek krzemu, chociaż trudno rozpuszczalny w wodzie, jest tlenkiem kwasowym i z zasadami tworzy rozpuszczalne w wodzie krzemiany (tzw. *szkło wodne*):



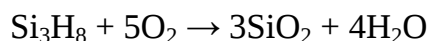
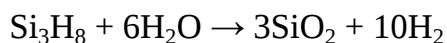
Krzemiany otrzymuje się również przez stapianie krzemionki z węglanem sodu:



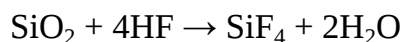
Krzem tworzy związki z wodorem o ogólny wzór $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ zwane silanami. Można je otrzymać przez reakcje krzemku magnezu z kwasem:



Pod wpływem wody silany natychmiast hydrolizują, a przy zetknięciu z powietrzem zapalają się samorzutnie:



Krzem tworzy również związki z chlorowcami, a na szczególną uwagę zasługuje reakcja pomiędzy krzemionką, a fluorowodorem (trawienie szkła):



Zakres materiału

Związki krzemu i ich właściwości.

Literatura uzupełniająca:

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. od 22.9 do 22.17
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, „Chemia nieorganiczna”, PWN, 1998 – str. 174-176, roz.15-5.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

SiO₂ (proszek)
Mg (proszek)
HCl 4 mol/dm³ i 2 mol/dm³
HCl stęż.
marmur
Na₂SiO₃ (roztwór 5% i 40%)
NaOH (stały)
silikażel
CaCl₂ (roztwór 10%)
Co(NO₃)₂ (roztwór 10%)
Pb(NO₃)₂ (roztwór 10%)
CuSO₄ (roztwór 10%)

Sprzęt laboratoryjny

8 probówek
bagietka
3 tygielki
trójkąt kaolinowy
probówka ze szlifem i szklanym korkiem
pipeta

Część A



Do tygielka porcelanowego nasypujemy 2 łypatki ditlenku krzemu (piasek kwarcowy lub silikażel) i 4 łypatki sproszkowanego magnezu i starannie mieszamy zawartość. Tygielek umieszczamy pod dygestorium na trójkącie kaolinowym i ogrzewamy płomieniem palnika. W wyniku zapoczątkowanej w ten sposób reakcji mieszanina rozżarza się. Spieczoną masę, składającą się z krzemu, tlenku magnezu i krzemku magnezowego zalewamy 4cm³ 4mol/dm³ roztworu kwasu solnego. Obserwujemy samorzutne zapalenie wydzielających się w wyniku reakcji gazowych silanów (SiH₄). Odsączamy osad z tygielka i zwracamy uwagę na zabarwienie pozostałego na śączku wolnego krzemu.

Część B

Montujemy zestaw do otrzymywania gazów (analogicznie jak w ćwiczeniu 4 i 8). Końcówkę wężyka umieszczamy w probówce wypełnionej w 1/2 obojętnym, 40% roztworem krzemianu sodu. Wkrapłaczem zawierającym 20cm³ stężonego kwasu

solnego wprowadzamy kwas do kolby z marmurem. Obserwujemy zmiany w probówce.

Część C

Do tygielka umieszczonego na trójkącie kaolinowym wrzucamy, używając pincety, kilka kawałków wodorotlenku sodowego. Tygiel ogrzewamy do całkowitego stopienia się wodorotlenku. Do stopionej masy wsypujemy jedną łyżeczkę silikażelu (SiO_2) i mieszaninę ogrzewamy powtórnie do całkowitego stopienia. Sprawdzamy obecność w otrzymanym stopie soli kwasu krzemowego. W tym celu tygielek ze stopem studzimy, dodajemy 10 cm^3 wody destylowanej i starannie mieszamy całość bagietką. Klarowny roztwór przenosimy pipetą do czystej probówki. Następnie dodajemy taką samą objętość 2 mol/dm^3 roztworu kwasu solnego i probówkę ogrzewamy małym płomieniem palnika. Zwracamy uwagę na utworzenie się żelu kwasu krzemowego.

Część D

Do czterech probówek wprowadzamy po 5 cm^3 10% roztworów: chlorku wapnia, azotanu(V) kobaltu(II), azotanu(V) ołowiu(II) i siarczanu(VI) miedzi(II). Do każdej z probówek dodajemy 3 cm^3 5% roztworu krzemianu sodowego. Zwracamy uwagę na zabarwienie tworzących się osadów.

Obserwacje i wyniki

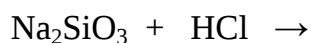
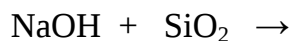
	Część A
gaz wydzielający się w wyniku reakcji	
	Część B
zmiany w probówce po adsorpcji gazu	

	Część C			
zawartość probówki po ogrzaniu z kwasem solnym				
	Część D			
	CaCl ₂	Co(NO ₃) ₂	Pb(NO ₃) ₂	CuSO ₄
barwa strącanego osadu po dodaniu krzemianu sodu do roztworu....				

Pytania i zadania

1. Podaj równania reakcji otrzymywania krzemu w wyniku redukcji dwutlenku krzemu za pomocą magnezu.
2. Podaj równanie reakcji działania kwasu solnego na krzemek magnezu oraz spalania wydzielającego w tej ostatniej reakcji silanu
3. Napisz równanie reakcji zachodzącej w trakcie przepuszczania CO₂ przez roztwór krzemianu sodu. Który z powstałych związków wydziela się w postaci żelu?

4. Dokończ równania reakcji



5. Napisz równania reakcji strącania osadów w części D ćwiczenia

Ćwiczenia rachunkowe

Stężenie molowe

Stężenie molowe informuje nas ile moli substancji rozpuszczonej (n) zawartych jest w 1dm^3 roztworu (V)

$$c_m = \frac{n_s [\text{mol}]}{V_r [\text{dm}^3]}; \quad \begin{array}{l} n_s \text{ — } V_r [\text{dm}^3] \\ c_m \text{ — } 1 [\text{dm}^3] \end{array}$$

Liczba moli jest to masa substancji podzielona przez masę molową tej substancji

$$n_s = \frac{m_s}{M_s}; \quad \begin{array}{l} m_s \text{ — } n_s \\ M_s \text{ — } 1 \text{ mol} \end{array}$$

Znając gęstość roztworu oraz jego masę

możemy obliczyć jego objętość $d = \frac{m}{V}$; czyli $V = \frac{m}{d}$;

Zadanie 1

Obliczyć stężenie molowe roztworu, jeżeli po rozpuszczeniu 3 moli CaCl_2 w wodzie otrzymano 200cm^3 roztworu.

Zadanie 2

Ile gramów K_2SO_4 znajduje się w 25cm^3 0,2molowego roztworu?

Zadanie 3

Ile wody należy dodać do 25g 0,125molowego roztworu kwasu solnego o gęstości $1,028\text{g/cm}^3$, aby otrzymać roztwór 0,1molowy.

Zadanie 4

Do 174cm^3 wody wprowadzono $0,5\text{dm}^3$ $0,35\text{molowego}$ roztworu BaCl_2 . Obliczyć stężenie molowe otrzymanego roztworu.

Zadanie 5

Jaką objętość $0,25$ molowego roztworu Na_2CO_3 można przygotować mając odważone 25g czystej soli?

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 10

Układ okresowy pierwiastków

WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE PIERWIASTKÓW, A ICH POŁOŻENIE W UKŁADZIE MENDELEJEW

Rozwój badań i poznanie właściwości, w tym także mas atomowych około 60 pierwiastków na początku lat 60-tych XIX wieku umożliwiło podjęcie prób usystematyzowania wiadomości o charakterze chemicznym substancji. Podstawowe znaczenie w tych wysiłkach miały prace Dymitra Mendelejewa z Instytutu Technologicznego w Piotrogradzie. Pierwszą udaną wersję układu okresowego pierwiastków opublikował w 1869 r. uwzględniając zarówno masy atomowe jak i okresowe właściwości pierwiastków. Pierwiastki ułożone zostały w tablicy według wzrastających mas atomowych, z tym jednak, że w kilku przypadkach kolejność w szeregu została zmieniona tak, aby pozostawała w zgodzie z podanym przez Mendelejewa **prawem okresowości**, które mówi, że **chemiczne i fizyczne właściwości pierwiastków są okresowo zależne od mas atomowych**. Dla spełnienia przyjętych założeń konieczne było pozostawienie w tablicy szeregu wolnych miejsc na pierwiastki, które w tamtym czasie były jeszcze nieznane. Na podstawie analogii we właściwościach chemicznych rosyjski uczony przewidział odkrycie 10 nowych pierwiastków (choć nie przewidział istnienia gazów szlachetnych), które nazwał dodając przedrostek eka do symbolu pierwiastka poprzedzającego go, na przykład: eka-bor, eka-krzem. Co więcej, określił charakter nieznanych jeszcze pierwiastków.

Od czasów Mendelejewa opublikowano ponad 700 wersji układu okresowego. Podstawową różnicą obecnie używanych form w stosunku do oryginału sprzed ponad stu lat jest to, że pierwiastki ułożone są w układzie według wzrastających liczb atomowych (a nie mas atomowych jak to przyjął Mendelejew). Stąd też często zamiast pojęcia liczba atomowa stosowana jest nazwa liczba porządkowa, bo ta przyporządkowuje pierwiastek do odpowiedniej pozycji w tablicy. W przypadkach następujących par: Ar/K, Co/Ni, Te/I pierwiastki cięższe umieszczone są przed ich lżejszymi sąsiadami. Pierwiastki w układzie (każdy następny zawiera o jeden elektron więcej, idąc kolejno od najlżejszego: wodór - 1 elektron, hel - 2 elektrony, lit - 3

elektrony, itd.) tworzą w poziomych rzędach siedem okresów, a zgromadzone według podobnych właściwości chemicznych w pionowych kolumnach tworzą grupy. Położenie pierwiastka koresponduje bezpośrednio z konfiguracją elektronową. Według najnowszej wersji układy grupy numeruje się od 1 do 18. Kolejne pierwiastki w ramach poszczególnych grup zawierają jednakową ilość elektronów walencyjnych. Właśnie te elektrony decydują o właściwościach chemicznych (bowiem te elektrony uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych). Numer okresu odpowiada głównej liczbie kwantowej - n . Zatem w okresie pierwszym ($n=1$) istnieje tylko orbital $1s$ mogący maksymalnie pomieścić 2 elektrony (wodór - $1s^1$, hel - $1s^2$), w okresie drugim ($n=2$) istnieją orbitale $2s$, $2p_x$, $2p_y$, i $2p_z$ (maksymalnie 8 elektronów).

Układ okresowy obrazuje relacje między charakterem chemicznym, a konfiguracją elektronową, co zostało po raz pierwszy dostrzeżone przez Gilberta Lewisa i w efekcie zaowocowało opracowaniem teorii wiązań chemicznych. Analiza lokalizacji pierwiastka w układzie pozwala w znacznym stopniu ocenić jego właściwości chemiczne.

Pierwiastki układu okresowego dzielimy na następujące rodzaje:

Pierwiastki grup głównych

Pierwiastki tworzące blok s i p , a należące w układzie okresowym do grup 1,2 oraz od 13 do 17, nazywane są pierwiastkami grup głównych. Elektrony walencyjne zajmują podpowłoki s i p .

Gazy szlachetne

Oddzielną grupę stanowią gazy szlachetne (grupa 18), charakteryzujące się całkowitym wypełnieniem zewnętrznej powłoki elektronowej - ns^2p^6 .

Pierwiastki przejściowe

Pierwiastki tego bloku (grupy od 3 do 12) charakteryzują się częściowym wypełnieniem orbitali d ; w tworzeniu wiązań udział biorą elektrony z tego typu podpowłok.

Pierwiastki wewnątrzprzejściowe

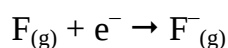
Blok energetyczny f tworzą pierwiastki rozbudowujące podpowłokę $4f$ i $5f$ czyli lantanowce i aktynowce nazwane również pierwiastkami wewnątrzprzejściowymi.

Właściwości chemiczne pierwiastków, takie jak ich reaktywność, są funkcją wielu czynników, z których do najważniejszych należy ładunek jądra atomu (czyli ilość protonów w jądrze, która w atomie obojętnym równa jest ilości elektronów), a szczególnie konfiguracja elektronowa. Gazy szlachetne z ich specyficznymi właściwościami spowodowanymi całkowitym zapełnieniem powłok walencyjnych są najlepszym dowodem takich zależności. Do czynników decydujących o charakterze atomu należy także jego rozmiar (choć jest typową wielkością fizyczną). W ramach jednej grupy układu okresowego promień atomu rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej. Jest to oczywiste, jako że elektrony zajmują kolejne wyższe powłoki (każdy następny atom zawiera o osiem elektronów więcej), co zwiększa rozmiary atomu. Promienie atomów pierwiastków bloku s i p należących do tego samego okresu idąc od lewej do prawej maleją (niespodziewanie, bo przecież każdy kolejny atom ma coraz więcej elektronów). W odróżnieniu jednak od zmian obserwowanych w grupach układu Mendelejewa, w ramach jednego okresu, każdy z walencyjnych elektronów umieszczony jest na tej samej powłoce (a kolejny atom ma tylko o jeden elektron więcej). Wraz ze wzrostem liczby atomowej rośnie także ilość protonów w jądrze, co zwiększa przyciąganie między elektronami a jądrem i w konsekwencji prowadzi do skurczenia chmury elektronowej. Obserwuje się szereg charakterystycznych zmian wielkości opisujących właściwości pierwiastków wraz ze zmianą pozycji w układzie okresowym. Do wielkości takich należą między innymi:

Energia jonizacji - jest to energia konieczna do usunięcia z atomu (w stanie gazowym) najslabiej z nim związanego elektronu i to na taką odległość, że przestają istnieć siły oddziaływania jądro-elektron.



Powinowactwo elektronowe określa ilość energii, która się wydzieli lub jest potrzebna do przyłączenia elektronu w atomie i utworzenia jonu ujemnego



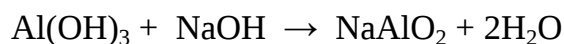
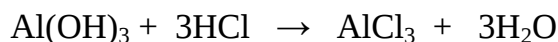
Obie wielkości - energia jonizacji i powinowactwo elektronowe - opisują tendencję atomu do oddania lub przyjęcia elektronów, co ma bezpośredni związek z konfiguracją elektronową pierwiastków i ich właściwościami chemicznymi.

Elektroujemność wyraża tendencję atomu jako fragmentu związku chemicznego do przyciągania chmury elektronowej. Pauling, twórca najczęściej stosowanej skali elektroujemności przyjął, że wartość ta dla najbardziej elektroujemnego pierwiastka - fluoru wynosi 4,0 i po porównaniu energii wiązań obliczył ją dla wielu innych pierwiastków.

Wielkości charakteryzujące pierwiastki III okresu układu Mendelejewa

Pierw- wiastek	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
promień atomowy [pm]	191	160	143	117	110	104	99	—
promień jonowy [pm]	102	72	54					—
energia jonizacji [kJ/mol]	496	738	579	786	1012	999	1251	1520
elektroujem- ność	0,9	1,2	1,5	1,8	2,1	2,5	3,0	—

Pierwiastki chemiczne zlokalizowane z lewej strony układu (litowce, berylówce) charakteryzują się właściwościami metalicznymi (niska elektroujemność), te zaś z prawej strony właściwościami niemetalicznymi (wysokie wartości elektroujemności). Pierwiastki (i ich związki) ze środkowej części układu wykazują właściwości amfoteryczne czyli reagując z kwasami zachowują się jak zasada, zaś z zasadami jak kwas. Np.:



Charakter kwasowo-zasadowy pierwiastków każdego okresu zmienia się systematycznie wraz ze zmianą położenia pierwiastków w układzie Mendelejewa.

Właściwości chemiczne tlenków pierwiastków III okresu

tlenek pierwiastka III okresu	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Typ wiązania chemicznego	jonowe	jonowe	przewaga jonowego	kowalencyjne spolaryzowane	kowalencyjne	kowalencyjne	kowalencyjne
		zmniejszenie polaryzacji					→
właściwości kwasowo-zasadowe	zasadowe	zasadowe	amfoteryczne	amfoteryczne (słabo kwasowe)	kwasowe	kwasowe	kwasowe
		wzrost kwasowości					→

Zakres materiału

Układ okresowy pierwiastków. Prawo okresowości. Położenie pierwiastka w układzie okresowym, a jego konfiguracja elektronowa. Grupy główne i poboczne. Typ wiązania chemicznego, a miejsce pierwiastka w układzie okresowym. Zmiana charakteru chemicznego pierwiastka wraz ze zmianą położenia w układzie okresowym.

Literatura uzupełniająca:

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 3.8, 3.9, 4.1, 4.7,
- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorg.”, PWN, 1998 – roz. 8.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

fosfor czerwony
magnez metaliczny
glin metaliczny
nafta 5cm³
2mol/dm³ roztwór NaOH
sód metaliczny
2mol/dm³ roztwór HNO₃

Sprzęt laboratoryjny

2 zlewki 250 cm³
szkiełka zegarkowe
krystalizator
10 probówek
5 pręcików szklanych
rurki szklane
zlewka na 600cm³

5mol/dm ³ roztwór H ₂ SO ₄	wąż gumowy
5mol/dm ³ roztwór H ₃ PO ₄	łyżka do spalań
fenoloftaleina (roztwór)	niewielka parownica
papierki wskaźnikowe	zestaw probówka + rurka
molibdenian(VI) amonu (10% roztwór)	palnik
stęż. HCl	
cynk metaliczny	

Część A



Kawałek sodu metalicznego (wielkości grochu) osuszamy kawałkiem bibuły, dzielimy na mniejsze części i wrzucamy do probówki zawierającej około 5cm³ wody, 5cm³ nafty i kilka kropli roztworu fenoloftaleiny. Probówkę szybko zamykamy korkiem z umieszczoną w niej rurką ze zwężonym zewnętrznym końcem. Wydzielający się gaz zbieramy w probówce wypełnionej wodą i zanurzonej do góry dnem w krystalizatorze z wodą. Obserwujemy przebieg reakcji, zabarwienie roztworu oraz szybkość wydzielania się gazu. Ostrożnie zapalamy gaz zebrany w probówce.

Część B

Do probówki z około 10cm³ wody i kilkoma kroplami fenoloftaleiny wkładamy wstążkę magnezu. Zamykamy probówkę korkiem z wygiętą rurką szklaną z dołączonym do niej węzem gumowym odprowadzającym wydzielający się gaz do innej probówki wypełnionej wodą zanurzonej do góry dnem w krystalizatorze z wodą. Obserwujemy przebieg reakcji. Następnie nad palnikiem ostrożnie podgrzewamy probówkę z magnezem i porównujemy szybkość reakcji (zmianę barwy roztworu) przed i po podgrzaniu.

Część C

Do kilku mililitrów stężonego roztworu HCl umieszczonego w probówce dodajemy około 0,05g metalicznego glinu w postaci drobnych wiórków. Delikatnie

podgrzewamy układ reagujący. Następnie taką samą ilość metalu umieszczamy w 2mol/dm^3 roztworze NaOH, lekko podgrzewając. Obserwujemy przebieg obu reakcji.

Część D

1. Spalanie fosforu w powietrzu

Przygotowujemy zlewkę o pojemności 600cm^3 , na dno której wlewamy nieco wody. Łyzkę do spalań do połowy wypełnioną czerwonym fosforem ogrzewamy pod degystorium w płomieniu palnika. Po zapaleniu się fosforu wkładamy łyżkę do zlewki i przykrywamy szkiełkiem zegarkowym (nie wolno dopuścić do zanurzenia łyżki w wodzie). Po spaleniu całej ilości fosforu wyjmujemy łyżkę i wstrząsamy zlewką w celu zaabsorbowania gazowych produktów reakcji w wodzie oraz sprawdzamy odczyn powstałego roztworu papierkiem wskaźnikowym.

2. Reakcja fosforu z silnym utleniaczem

Kilka ziarenek czerwonego fosforu (nie więcej niż szczyptę) umieszczamy w niewielkiej parownicy i zalewamy 30cm^3 30% roztworu HNO_3 . Ogrzewamy zawartość parownicy pod wyciągiem obserwując wydzielanie się gazu. Gdy fosfor całkowicie przereaguje, rozcieńczamy roztwór reakcyjny wodą (w stosunku objętościowym 1:1). Do $1\text{--}2\text{cm}^3$ roztworu przeniesionego do probówki, dodajemy $2\text{--}3\text{cm}^3$ 10%-owego roztworu heptamolibdenianu(VI) amonu $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$. Po ewentualnym lekkim podgrzaniu w probówce pojawia się drobnokrystaliczny osad $(\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_{12}\text{O}_{40})]$. Osad ten wskazuje na obecność anionu fosforanowego(V) pochodzącego z kwasu H_3PO_4 .

Część E

Do jednej probówki wlewamy 5cm^3 5mol/dm^3 roztworu kwasu fosforowego(V), do drugiej zaś podobną ilość kwasu siarkowego(VI) o tym samym stężeniu. Do obu wrzucamy niewielkie kawałki metalicznego cynku. Obserwujemy zachodzące reakcje.

Obserwacje i wyniki

	Część A
obserwacje reakcji zachodzącej w probówce z naftą	
barwa roztworu przed i po wrzuceniu sodu	
	Część B
opisz i porównaj intensywność reakcji zachodzących w probówkach w temperaturze pokojowej i po podgrzaniu	
barwa roztworu przed reakcją	
barwa roztworu po reakcji	
kiedy w wyniku procesu wydzielą się gaz	
	Część C
obserwacje w trakcie ćwiczenia	
	Część D/ 1
obserwacje w trakcie spalania fosforu	
odczyn roztworu	
	Część D/ 2
kolor wydzielającego się gazu	
barwa powstającego osadu	

	Cześć E
opisz obserwowane reakcje	

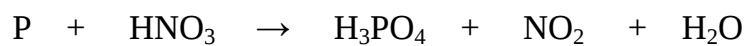
Pytania i zadania

1. Zapisz równanie reakcji metalicznego sodu z wodą oraz równanie reakcji spalania wydzielonego gazu
2. Wyjaśnij przyczynę zmiany barwy roztworu w części A ćwiczenia
3. Napisz równanie reakcji magnezu z wodą. Dlaczego w temperaturze pokojowej nie obserwujemy wydzielania się gazu?
4. Napisz równania reakcji glinu z kwasem i z zasadą



5. Jaki rodzaj substancji może reagować zarówno z kwasem jak i z zasadą i spróbuj wyjaśnić jak to jest możliwe?

6. Zbilansuj równanie reakcji utleniania fosforu.



7. Opisz sposób wykrywania w roztworze anionów fosforanowych.

8. Wyjaśnij różnicę w intensywności przebiegu obu obserwowanych reakcji w części E. Napisz równania obu reakcji.

9. Jak zmienia się reaktywność i właściwości kwasowo-zasadowe pierwiastków tego samego okresu układu Mendelejewa?

Ćwiczenia rachunkowe

Rozcieńczanie roztworów

Przygotowując roztwory rozcieńczone ze stężonych w obliczeniach najczęściej korzystamy z tzw. metody krzyżowej

$$\begin{array}{ccc} C_1 & \diagdown & |C_3 - C_2| \quad \text{- ilości roztworu } C \\ & C_3 & \\ C_2 & \diagup & |C_3 - C_1| \quad \text{- ilości roztworu } C \end{array}$$

| | - wartości bezwzględne

Zadanie 1

W jakich stosunkach objętościowych należy mieszać 2 molowy i 8 molowy roztwór NaCl aby otrzymać roztwór 4 molowy?

Zadanie 2

W jakich stosunkach wagowych należy mieszać roztwór 30% CoCl_2 z wodą, aby otrzymać roztwór 10%?

Zadanie 3

Ile dm^3 wody należy dodać do 2 molowego roztworu Na_2SO_4 , aby otrzymać 15dm^3 0,1 molowego roztworu tej soli?

Zadanie 4

Zamieszano dwa roztwory AgNO_3 : 20cm^3 10% o gęstości $d=1,11\text{g/cm}^3$ oraz 50cm^3 25% o gęstości $1,28\text{kg/dm}^3$. Ile otrzymano gramów roztworu i o jakim stężeniu procentowym?

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 11

Przygotowanie roztworów mianowanych

Miareczkowanie

Analiza miareczkowa jest metodą, która wykorzystuje technikę polegającą na dodawaniu do ściśle określonej objętości jednego roztworu, zmierzonych (a dodawanych zwykle porcjami) objętości roztworu drugiego. Metoda ta szeroko stosowana jest w praktyce do ilościowego oznaczania substancji chemicznych.

W celu dokładnego odmierzania objętości roztworów stosowanych w analizie używa się odpowiednich naczyń miarowych takich jak: kolby miarowe, biurety i pipety (Rys. ćw. 1., str. 18).

Kolba miarowa to płaskodenne naczynie o długiej, wąskiej szyjce z kreską określającą jej objętość. Generalną zasadą, którą podczas miareczkowania należy stosować, to konieczność trzymania naczynia (a właściwie jego kreski miarowej) na wysokości oczu dla uniknięcia tzw. błędu paralaksy. Przy ocenie poziomu cieczy możemy otrzymać różne wyniki w zależności od kąta, pod którym patrzymy, a prawidłowy odczyt uzyskujemy tylko wtedy, gdy oko obserwatora znajduje się na wysokości menisku (zasadę tę stosujemy także w przypadku innych naczyń miarowych).

W laboratorium używa się najczęściej kolb o objętości 1000cm^3 , 500cm^3 , 250cm^3 , 200cm^3 , 100cm^3 i 50cm^3 . Służą one do przygotowania roztworów o znanym stężeniu.

Biureta jest podstawowym urządzeniem do miareczkowania. Jest to długa szklana rurka z zaznaczonymi przy pomocy kresek wartościami objętości, zakończona kranikiem szklanym lub teflonowym pozwalającym kontrolować wypływ cieczy. W przypadku pracy z biuretą pamiętać musimy o możliwościach błędu paralaksy. Każde miareczkowanie rozpoczynamy od podziałki zerowej.

Pipeta to cylindryczna, rozszerzona zwykle w środku rurka szklana służąca do odmierzania wymaganej, określonej objętości roztworu. W pracach analitycznych najczęściej stosowane są pipety jednomiarowe (z jedną kreską) pozwalające na wyznaczenie jednej objętości, stosowane są także pipety wielomiarowe, przy pomocy

których odmierzać można porcje o różnych objętościach. Po napełnieniu pipety, zamykamy palcem wskazującym koniec rurki, po czym trzymając ją pionowo (z kreską na wysokości oczu) przez delikatne odchylenie palca umożliwiamy wypływ cieczy do kreski (napełnianie pipety wykonuje się przy pomocy odpowiedniej, dostępnej w laboratorium pompki lub tłoka). Koniec pipety umieszczamy w naczyniu tak, aby dotykała jego ścianki. Pozostałą po wypłynięciu resztkę cieczy nie należy wydmuchiwać. Pipety, podobnie jak biurety należy przed użyciem przepłukać kilkakrotnie używanym później roztworem.

Naczynia miarowe powinny być tak czyste, aby podczas opróżniania ciecz spływała ze ścianek równomiernie, bez powstawania pojedynczych kropli. Ze sposobem mycia naczyń laboratoryjnych zapoznaliśmy się w ćwiczeniu nr 1.

ROZTWORY MIANOWANE

Roztwory o dokładnie oznaczonym stężeniu (mianie), których przygotowanie jest zwykle pierwszym etapem prac analitycznych, nazywamy roztworami mianowanymi. Czynności mające na celu otrzymanie takiego roztworu nazywamy nastawianiem miana.

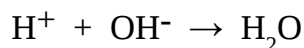
W celu przyrządzenia mianowanego roztworu, odważoną ilość (zgodnie z wynikami obliczeń stechiometrycznych) tzw. „substancji podstawowej” przenosimy bardzo dokładnie (przepłukując wodą destylowaną naczynko wagowe i lejek) do kolby miarowej, by następnie po jej rozpuszczeniu dopełnić wodą do kreski. Pracując z roztworami bezbarwnymi naczynie dopełniamy tak, aby dolny brzeg menisku był na poziomie miarowej kreski naczynia, zaś w przypadku roztworów barwnych powinien to być górny brzeg menisku.

Substancje podstawowe (np. Na_2CO_3 , $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) spełniające rolę wzorców, odpowiadać muszą odpowiednim wymogom. Powinny być związkami stałymi, łatwymi do oczyszczenia i niehigroskopijnymi. Reakcje takiej substancji ze związkami, których stężenie oznaczamy muszą być dokładnie stechiometryczne. Roztwory przyrządzone z substancji podstawowych służą do oznaczania stężeń innych roztworów.

ALKACYMETRIA

Najpopularniejszym i najprostszym przypadkiem analizy jest miareczkowanie związane z reakcjami zobojętniania. Metoda ta nazywa się alkacymetrią i na jej przykładzie poznamy podstawy omawianej techniki analitycznej.

W reakcji zobojętniania kationy wodorowe H^+ (H_3O^+) reagują z anionami wodorotlenkowymi OH^- .



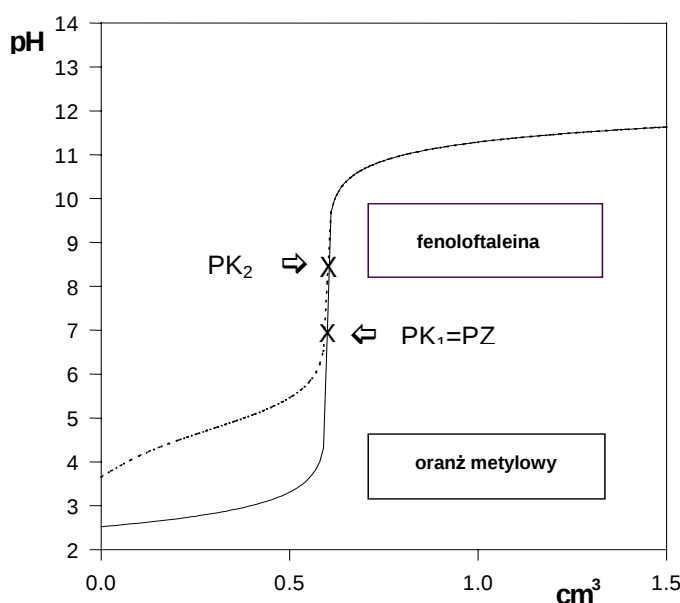
Dysponując mianowanym roztworem kwasu oznaczyć możemy nieznaną stężenie zasady i odwrotnie. Z punktu widzenia typu analizowanych układów możemy wyróżnić:

1. miareczkowanie mocnego kwasu mocną zasadą
2. miareczkowanie mocnej zasady mocnym kwasem
3. miareczkowanie słabego kwasu mocną zasadą
4. miareczkowanie słabej zasady mocnym kwasem

Z przyczyn technicznych w praktyce nie wykonuje się miareczkowania słabego kwasu słabą zasadą, ponieważ w układach takich trudno określić punkt końcowy miareczkowania (tj. taki punkt, w którym następuje zmiana barwy wskaźnika w wyniku zrównoważenia chemicznego pewnej ilości jednej z substancji z pewną ilości substancji drugiej). W celu wykonania miareczkowania biuretę napełniamy mianowanym roztworem kwasu (lub zasady w zależności od rodzaju analizy), a badany roztwór o określonej, odmierzonej pipetą objętości wlewamy do kolby stożkowej, dodając niewielką ilość wskaźnika, który jest substancją umożliwiającą określenie punktu końcowego miareczkowania. Następnie z biurety dolewamy do kolby roztwór mianowany. Miareczkowanie jest ukończone, gdy dodanie kolejnej kropli czynnika miareczkującego powoduje wyraźną zmianę barwy roztworu (w wyniku zmiany zabarwienia wskaźnika), które utrzymuje się przez około 15 sekund. W tym momencie ilości substancji zawarte odpowiednio w roztworze, który wypłynął z biurety i w roztworze z kolby stożkowej są chemicznie równoważne - zaszła reakcja chemiczna według stechiometrii równania reakcji chemicznej. Ze znajomości stężenia roztworu z biurety, jego użytej objętości i objętości miareczkowanego roztworu obliczymy stężenie tego ostatniego.

Jednym z zasadniczych czynników determinujących jakość wykonanej analizy jest dokładne określenie punktu końca miareczkowania, który powinien być jak najbardziej zbliżony do punktu równoważnikowego (punktu, w którym następuje zrównoważenie ilości kwasu i ilości zasady), co związane jest z doбором odpowiedniego wskaźnika (indykatora). Cechą charakterystyczną wskaźników stosowanych w alkacymetrii jest to, że reagują specyficznie na jony H^+ lub OH^- . Najpopularniejszymi wskaźnikami są fenoloftaleina zmieniająca zabarwienie od bezbarwnego w środowisku kwaśnym do buraczkowego w zasadowym i oranż metylowy - czerwony w środowisku kwaśnym i żółty w zasadowym.

Dla prześledzenia roli wyboru odpowiedniego wskaźnika zanalizujmy przebieg tzw. krzywej miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą (linia ciągła) i słabego kwasu mocną zasadą (linia przerywana). Krzywa miareczkowania w alkacymetrii jest to wykres zależności pH od objętości dodanego czynnika miareczkującego (w naszym przykładzie zasady). Powyżej pH 7 przebieg obu krzywych jest identyczny.



Krzywa miareczkowania

Zauważmy, że punkt końcowy miareczkowania (PK_1) w przypadku miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą zbiega się z punktem złożeńia (PZ, $pH = 7$), a w przypadku miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą punkt ten (PK_2) leży powyżej punktu złożeńia (PZ), ponieważ w momencie reakcji równoważnych

chemicznie ilości substancji w roztworze znajduje się sól słabego kwasu i mocnej zasady, która hydrolizuje dając odczyn alkaliczny. Właściwym indykatorem będzie taki, którego zmiana barwy następuje w przedziale kwasowości "skoku" tj. części pionowej krzywej miareczkowania (niekoniecznie przy pH 7, mimo że są to reakcje zobojętniania). Zwróćmy uwagę, że cały "skok" na krzywej miareczkowania spowodowany jest dodaniem niewielkiej objętości czynnika miareczkującego - praktycznie jedna kropla powoduje zmianę nawet o kilka jednostek pH. Zakres "skoku" krzywej miareczkowania HCl/NaOH pozwala na zastosowanie jako indikatora zarówno fenoloftaleiny jak i oranżu metylowego (oczywiście także innego wskaźnika, którego przedział pH zmiany barwy leży w przedziale "skoku"). W przypadku miareczkowania $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{NaOH}$ dużo mniejszy skok wyklucza możliwość zastosowania oranżu metylowego. Wymieniony indykator już w pH około 3,1 – 4,4 przechodzi z barwy żółtej do czerwonej, czyli zmiana ta następuje przed osiągnięciem punktu końcowego miareczkowania. W analizie słaby kwas - mocna zasada zastosować należy fenoloftaleinę (przedział zmiany barwy pH= 8,2 – 10,0).

Zakres materiału

Stężenie molowe, przeliczanie stężeń, technika miareczkowania. Wskaźniki miareczkowania alkacymetrycznego, krzywe miareczkowania. Rodzaje naczyń miarowych.

Literatura uzupełniająca

- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analit.”, PWN, 2001 – t.2 roz. 4, 5.1.1-5, str. 212.
- Z. Galus, „Ćwiczenia rachunkowe z chemii analitycznej”, PWN, 2002 – str. 229-233.
- H. Całus, „Podstawy obliczeń chemicznych”, WNT, 1983 – roz. 4, 6.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

HCl (stężony)

Na₂CO₃

oranż metylowy (roztw.)

fenoloftaleina (roztw.)

Sprzęt laboratoryjny

2 pipety jednomiarowe

kolba miarowa 1000cm³

cylinder miarowy 100cm³

3 kolby stożkowe 250cm³

biureta

Zadaniem w ćwiczeniu jest określenie ilości NaOH znajdującego się w próbce otrzymanej od opiekuna. Oznaczenie przeprowadzamy za pomocą miareczkowania mianowanym roztworem kwasu solnego. W tym celu na wstępie sporządzamy roztwór HCl o stężeniu około 0,2mol/dm³, a następnie oznaczamy jego dokładne stężenie miareczkując ściśle odważoną ilość węglanu sodu (nastawianie miana na węglan sodu). Z kolei tak przygotowanym kwasem solnym miareczkujemy otrzymaną do analizy próbkę NaOH.

Przygotowanie 0,2 mol/dm³ HCl

Roztwór ok. 0,2mol/dm³ sporządzamy przez rozcieńczenie wodą odpowiedniej ilości stężonego kwasu solnego. Stężony kwas solny o gęstości 1,19g/cm³ (oznacza to, że 1cm³ tego kwasu ma masę 1,19g) jest 37%-owy (tzn. w 100g roztworu znajduje się 37g czystego HCl). Korzystając z tych danych możemy obliczyć, że 1cm³ takiego kwasu zawiera około 0,44g HCl.

$$\frac{1\text{cm}^3 - 1,19\text{g}}{100\text{g}} = \frac{x \text{ czystego HCl}}{37\text{g czystego HCl}}$$

stąd obliczamy, że 1cm³ zawiera 0,44g czystego HCl. Przygotowywany przez nas kwas (1000cm³ 0,2mol/dm³ roztworu) zawiera 0,2 mola czystego HCl czyli 7,293g HCl. Chcąc otrzymać 0,2mol/dm³ kwas musimy obliczyć w jakiej objętości kwasu stężonego znajduje się 7,293g czystego HCl.

$$\frac{1\text{cm}^3 - 0,440\text{g}}{x \text{ cm}^3} = \frac{7,293\text{g}}{7,293\text{g}}$$

stąd wiemy, że do przygotowania 1dm^3 $0,2\text{mol/dm}^3$ HCl należy odmierzyć 17cm^3 stężonego kwasu i dopełnić w kolbie miarowej do objętości 1dm^3 wodą destylowaną. Dokładne stężenie tak wstępnie przygotowanego roztworu oznaczamy następnie stosując węglan sodu jako substancję podstawową.

Nastawianie miana HCl na węglan sodu (Na_2CO_3)

Do kolby stożkowej o pojemności 250cm^3 wsypujemy ok. 0,2g odpowiednio czystego, wysuszonego węglanu sodowego, odważonego na wadze analitycznej w naczynku wagowym (odważyć z dokładnością do 0,001g). Odważony węglan sodowy, rozpuszczamy w ok. 70cm^3 wody i dolewamy 3-4 krople roztworu oranżu metylowego. Do biurety wlewamy roztworu kwasu, aż menisk dolny pokryje się z kreską „zerową”. Miareczkujemy roztwór sody przygotowanym roztworem kwasu solnego do pierwszej trwałej zmiany zabarwienia wskaźnika z żółtej do różowej. Tak przeprowadzone oznaczanie miana powtarzamy dwukrotnie.

Oznaczanie ilości NaOH w badanej próbce

Otrzymany od opiekuna roztwór wodorotlenku sodu rozcieńczamy w kolbie miarowej do 100cm^3 . Do kolby stożkowej pobieramy 10cm^3 roztworu NaOH i miareczkujemy go (wobec fenoloftaleiny) kwasem solnym o ustalonym mianie. Powtarzamy dwukrotnie procedurę. Po wykonaniu obliczeń podajemy wynik w ilości gramów NaOH (wartość średnia z trzech oznaczeń). Pamiętajmy, że do miareczkowania wykorzystujemy każdorazowo 1/10 ilości otrzymanej analizy.

Obserwacje i wyniki

	nastawianie miana HCl
I oznaczanie	
masa naczynka wagowego	
masa naczynka wagowego z Na_2CO_3	
ilość zużytego do miareczkowania HCl	
II oznaczanie	

masa naczynka wagowego	
masa naczynka wagowego z Na_2CO_3	
ilość zużytego do miareczkowania HCl	
III oznaczanie	
masa naczynka wagowego	
masa naczynka wagowego z Na_2CO_3	
ilość zużytego do miareczkowania HCl	
	oznaczanie ilości NaOH
oznaczenie I - ilość HCl (w cm^3) zużytego do miareczkowania	
oznaczenie II - ilość HCl (w cm^3) zużytego do miareczkowania	
oznaczenie III - ilość HCl (w cm^3) zużytego do miareczkowania	

Pytania i zadania

1. Napisz równanie reakcji pomiędzy węglanem sodu, a kwasem solnym. Ile moli węglanu sodu reaguje z jednym molem HCl?
2. Oblicz ilość moli odważonego węglanu sodu. Z iloma molami HCl reaguje ta ilość moli węglanu?
3. Oblicz stężenie molowe (miano) sporządzonego kwasu solnego

4. Podaj równanie reakcji pomiędzy kwasem solnym, a zasadą sodową. Oblicz stężenie NaOH w próbce oraz przelicz to na ilość NaOH w gramach.

Ćwiczenia rachunkowe

Przeliczanie stężeń

PRZYKŁAD

Obliczyć stężenie molowe 20% roztworu K_2SO_4 , którego gęstość wynosi $d=1,11\text{g/cm}^3$

Znając stężenie procentowe wiemy, że w 100g roztworu znajduje się 20g czystej soli K_2SO_4 . Korzystając ze wzoru $d = \frac{m}{V}$ i z podanej w zadaniu gęstości obliczamy objętość 100g roztworu:

$$V = \frac{m}{d}; \quad \text{czyli} \quad V = 90,09\text{cm}^3 = 0,09009\text{dm}^3$$

W kolejnym etapie przeliczamy gramy czystej soli na mole:

$$n = \frac{m_s}{M_s}; \quad \begin{array}{l} m_s \text{ — } n \\ M_s \text{ — } 1 \text{ mol} \end{array}$$

czyli

$$\begin{array}{l} 20\text{g} \text{ — } n \\ 174\text{g} \text{ — } 1 \text{ mol} \end{array} \quad n = 0,1149 \text{ mola}$$

Znając objętość roztworu oraz ilość moli w nim zawartych możemy obliczyć stężenie molowe.

$$c_m = \frac{n_s \text{ [mol]}}{V_r \text{ [dm}^3\text{]}}; \quad \begin{array}{l} n_s \text{ — } V_r \text{ [dm}^3\text{]} \\ c_m \text{ — } 1 \text{ [dm}^3\text{]} \end{array}$$

czyli $c_m = 1,275\text{mol/dm}^3$

20% roztwór K_2SO_4 o gęstości $d=1,11\text{g/cm}^3$ jest 1,275 molowy.

Zadanie 1

Obliczyć stężenie molowe 33,82% roztworu H_2SO_4 , którego gęstość wynosi $d=1,25\text{kg/dm}^3$.

Zadanie 2

9 molowy roztwór KNO_3 ma $d=1,29\text{g/cm}^3$. Obliczyć stężenie procentowe tego roztworu.

Zadanie 3

Po zmieszaniu 245,2g H_2SO_4 i 135,2g H_2O otrzymano roztwór o $d=1,55\text{kg/dm}^3$. Obliczyć stężenie procentowe i molowe tego roztworu.

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

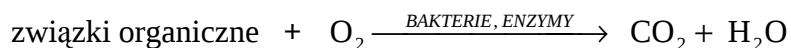
Podpis prowadzącego

Ćwiczenie nr 12

Oznaczanie zawartości tlenu w wodzie

Tlen rozpuszczony jest ważnym składnikiem wód naturalnych. Pochodzi on głównie z powietrza i z procesów fotosyntezy roślin wodnych. Występuje prawie zawsze w wodach powierzchniowych i w płytkich wodach podziemnych, a więc stykających się bezpośrednio z atmosferą. Ilość ta zależy od temperatury (w miarę wzrostu temperatury zmniejsza się rozpuszczalność gazów w wodzie) i panującego ciśnienia atmosferycznego, a w naturalnych zbiornikach wody także od stosunku ilości produkowanego tlenu do ilości zużywanego tlenu. W 20°C i przy ciśnieniu 1 atmosfery rozpuszczalność czystego tlenu w wodzie wynosi 43,8mg/dm³. Ponieważ w powietrzu znajduje się 21% tlenu, zatem ciśnienie cząstkowe tego gazu wynosi 0,21atmosfery. Z tego wynika, że w 20°C woda mająca kontakt z powietrzem zawiera maksymalnie $43,8 \cdot 0,21 =$ około 9mg O₂ na dm³. W wodach powierzchniowych część tlenu rozpuszczonego zużywana jest w biochemicznych procesach rozkładu związków organicznych. Niebagatelny wpływ na stężenie tlenu w wodzie mają wszelkiego rodzaju zanieczyszczenia i odpady zrzucane do zbiorników wodnych. W znacznym stopniu zmniejszają one jego stężenie powodując tym samym zamieranie naturalnych zbiorników wodnych. Przy dużym spadku zawartości tlenu występują zaburzenia w czynnościach fizjologicznych ryb, a przy dalszym zmniejszaniu zaczynają przeważać procesy anaerobowe.

Zawartość tlenu w wodzie może zmieniać się zależnie od pory dnia, na skutek fotosyntezy lub silnego oddychania organizmów wodnych. Jedną z przyczyn ubytku tlenu rozpuszczonego jest zużywanie go w procesach rozkładu substancji organicznych.



W ocenie zanieczyszczeń związanych z ubytkiem tlenu bardzo istotne jest monitorowanie zawartości tego pierwiastka w wodzie.

W ćwiczeniu, w celu oznaczania zawartości tlenu w wodzie, wykorzystuje się miareczkowanie red-oks. Metodami redoksydometrycznymi nazywa się zarówno metody oksydometryczne jak i reduktometryczne. W metodach oksydometrycznych

miareczkuje się odczynnikami o właściwościach utleniających, zaś w metodach reduktometrycznych substancją o charakterze reduktorów.

Najczęściej stosowaną metodą reduktometryczną jest jodometria (mianowanym roztworem tiosiarczanu sodowego odmiareczkuje się jod, wydzielony w równoważnej ilości w reakcji między oznaczaną substancją utleniającą, a jonami jodkowymi).

Wskaźnikiem końca miareczkowania w jodometrii może być sam jod, który w wodnym roztworze jodku ma, zależnie od stężenia, żółte lub brązowe zabarwienie. Znacznie intensywniejsze zabarwienie uzyskuje się w obecności roztworu skrobi jako wskaźnika. W reakcji jodu ze skrobią powstaje niebiesko zabarwiony związek adsorpcyjny. Adduktu takiego nie tworzą aniony jodkowe.

Zakres materiału

Chemia tlenu i jego związków. Reakcje redoks.

Literatura uzupełniająca

- F.A. Cotton, G. Wilkinson, P.L. Gaus, „Chemia nieorganiczna”, PWN, 1998 –roz. 18.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna”, PWN, 2001 – t.2 roz. 7.6, str. 397.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

MnSO₄ (roztwór 10g w 100 cm³)
KI (5g KI w 15 cm³ 30% NaOH)
HCl (stężony)
Na₂S₂O₃

KMnO₄ roztwór 0.001mol/dm³
roztwór skrobi
H₂SO₄ 1mol/dm³

Sprzęt laboratoryjny

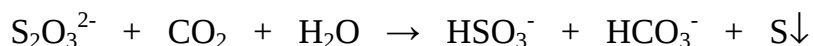
butelka 100 cm³
kolba miarowa 1000 cm³
zlewka
2 biurety

kolba 250 cm³

Przygotowanie 0,01mol/dm³ roztworu Na₂S₂O₃

W celu przygotowania 1dm³ roztworu tiosiarczanu sodu o stężeniu 0,1mol/dm³ odważa się na wadze 2,5g soli i rozpuszcza w wodzie destylowanej. Do roztworu dodaje się 0,1g węglanu sodu i 0,5cm³ chloroformu.

Woda destylowana zawiera niewielką ilość CO₂, który powoduje powolny rozkład rozpuszczonego w niej tiosiarczanu z wydzieleniem siarki:

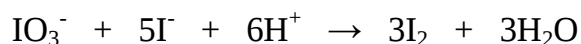


Niewielkie zwiększenie pH roztworu uzyskane przez dodanie nieznacznej ilości węglanu sodu zapobiega tej reakcji. Przyczyną wydzielania się siarki z roztworu mogą też być pewne bakterie. Dodanie chloroformu jako środka aseptycznego temu przeciwdziała. Należy unikać wystawiania roztworów tiosiarczanu sodu na bezpośrednie działanie światła.

Miano tiosiarczanu sodu nastawia się na: jod, jodan potasu, bromian potasu, dwuchromian potasu.

Nastawianie miana na jodan potasu (KIO₃)

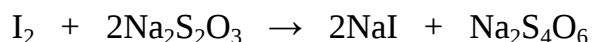
Jodan potasu jest substancją podstawową, stosowaną do nastawiania miana roztworu tiosiarczanu sodu. Reakcja między jonami jodanowymi i jodkowymi



zachodzi szybko i ilościowo już przy małym stężeniu jonów wodorowych.

Sposób wykonania:

Do kolby stożkowej o pojemności 250cm³ odważyć dokładnie 0,010-0,015g jodanu potasu, wysuszonego w temp. 150°C i rozpuścić sól w 40cm³ wody destylowanej. Dodać 0,5g jodku potasu (nie zawierającego jodanu) i zamieszać roztwór. Dodać 10cm³ 1mol/dm³ kwasu solnego i odmiareczkować wydzielony jod roztworem tiosiarczanu,



dodając pod koniec miareczkowania kilka cm³ świeżo przygotowanego roztworu skrobi (Wymieszać 0,5g rozpuszczalnej skrobi ze 100cm³ wody destylowanej. Ogrzać zawiesinę do wrzenia i utrzymywać w tym stanie przez około 1 minutę.)

Obliczenia:

Stężenie molowe roztworu tiosiarczanu można obliczyć z wzoru:

$$c_{(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} = \frac{m}{v \cdot 0,2140} \cdot 6 \quad (\text{wzór 1})$$

gdzie v – objętość roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ [cm^3]

m – odważka KIO_3 [g]

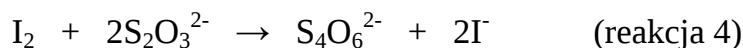
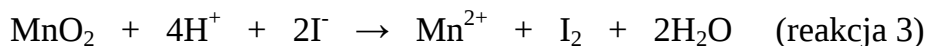
0,2140 – masa milimolowa KIO_3 [g/mmol]

6 – współczynnik wynikający ze stechiometrii reakcji

Oznaczanie zawartości tlenu metodą Winklera

Ogólne założenia metody

W roztworze alkalicznym tlen rozpuszczony w wodzie w dwuetapowej reakcji utlenienia jon Mn^{2+} do MnO_2 (reakcja 1 i 2). Po zakwaszeniu próbki w obecności jodku potasu jony Mn^{4+} utleniają jodki do wolnego jodu, w ilości równoważnej do zawartości tlenu w wodzie (reakcja 3). Wydzielony jod miareczkuje się tiosiarczanem sodowym w obecności skrobii (reakcja 4):

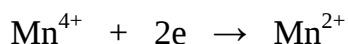


Wykonanie oznaczenia

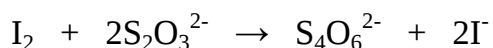
W pierwszej części oznaczamy objętość butelki stosowanej w ćwiczeniu. W celu dokładnego zmierzenia pojemności butelki nalewamy do niej wody destylowanej do pełna tak, aby na ściankach nie powstały pęcherzyki powietrza oraz po włożeniu korka wyciekł nadmiar wody. Zawartość butelki przelewamy do cylindra i odczytujemy jej objętość.

Ponownie napełniamy butelkę wodą wodociagową do pełna i dodajemy 1cm^3 roztworu siarczanu manganu (źródło jonów Mn^{2+}) i 1cm^3 roztworu alkalicznego jodku potasu. Butelkę zamykamy korkiem i mocno nią potrząsamy. Bezbarwny osad świadczy o niewielkiej ilości tlenu, brunatny o jego dużej zawartości (wodorotlenek manganu(II), częściowo utleniony do tlenku manganu (IV) tlenem w wodzie).

Następnie do butelki dodajemy 3cm³ stężonego kwasu solnego (HCl) i mocno potrząsamy. Osad rozpuszcza się. Woda jest teraz zabarwiona rozpuszczonym jodem na kolor żółty. Jod cząsteczkowy powstaje w wyniku reakcji w środowisku kwaśnym pomiędzy jonami jodkowymi, a MnO₂ (należy zwrócić uwagę, że ilość moli tego tlenku jest proporcjonalna do ilości tlenu rozpuszczonego w badanej próbce O₂, mangan jest tu nośnikiem tlenu).



Reakcja ta jest podstawą oznaczenia tlenu, a 2 mole powstałych cząsteczek jodu odpowiadają jednemu molowi cząsteczek tlenu rozpuszczonych w wodzie (2 mole I₂ powstają z 2 moli MnO₂, które otrzymano z 2 moli Mn(OH)₂ i 1 mola tlenu (reakcja 2)). W dalszej kolejności wykonujemy miareczkowanie przygotowanej analizy 0,05mol/dm³ roztworem tiosiarczanu sodu (roztworem przygotowanym na początku zajęć). Zawartość butelki z wodą do oznaczenia wlewamy do kolby stożkowej i dodajemy skrobii. Miareczkujemy mianowanym roztworem tiosiarczanu sodu aż do zaniku barwy niebieskiej



Z równania tego wynika, że 2 mole tiosiarczanu reagują z 1 molem cząsteczkowego jodu, natomiast cztery mole I⁻ odpowiadają jednemu molowi cząsteczek tlenu rozpuszczonych w wodzie (wróć do prezentowanej analizy równań 1 i 2). Oznaczenie wykonujemy 3-krotnie. Podobnie postępujemy z próbką wody wodociągowej napełnianej do butelki energicznym strumieniem w celu jej dodatkowego natlenienia.

Obliczenia

Zawartość tlenu rozpuszczonego w mg O₂ w dm³ obliczamy ze wzoru:

$$x = \frac{0,4 \cdot a \cdot V \cdot 1000}{(V-b) \cdot 100} \quad (\text{wzór 2})$$

gdzie V – pojemność butelki z próbką wody do oznaczenia [cm³]

a – objętość tiosiarczanu sodowego zużyta do miareczkowania [cm³]

b – objętość roztworu siarczanu manganu i alkalicznego roztworu jodku potasu dodana do próbki [cm^3]

0,4 – ilość mg tlenu odpowiadająca 1cm^3 tiosiarczanu sodu $0,05\text{mol/dm}^3$

Obserwacje i wyniki

	nastawianie miana $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
ilość $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ w biurecie przed miareczkowaniem	cm^3
ilość $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ w biurecie po miareczkowaniu	cm^3
ilość zużytego $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	cm^3
	oznaczanie ilości O_2
ilość $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ w biurecie przed miareczkowaniem	cm^3
ilość $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ w biurecie po miareczkowaniu	cm^3
ilość zużytego $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	cm^3

Pytania i zadania

1. Oblicz stężenie tiosiarczanu sodu korzystając ze wzoru 1 podanego na stronie 119:

2. Oblicz ilość moli tiosiarczanu zużytego do miareczkowania analizowanej próbki

3. Oblicz zawartość tlenu rozpuszczonego w wodzie (w mg) korzystając ze wzoru 2 podanego na stronie 121

Ćwiczenia rachunkowe

Obliczenia stechiometryczne w roztworach

Zadanie 1.

Ile cm^3 $0,5\text{mol/dm}^3$ kwasu solnego należy dodać do wodnego roztworu amoniaku, aby otrzymać 30g NH_4Cl .

Zadanie 2.

Jaką objętość $0,2\text{mol/dm}^3$ zasady NaOH należy użyć, aby zobojętnić $0,5\text{dm}^3$ $0,05\text{mol/dm}^3$ roztworu H_2SO_4 ?

Zadanie 3.

Do 200cm^3 2mol/dm^3 roztworu HCl dodano 10g Zn. Gdy wodór przestał się wydzielać roztwór został odparowany do sucha. Ile gramów ZnCl_2 otrzymano?

Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

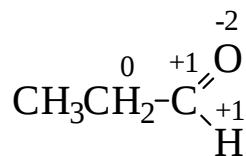
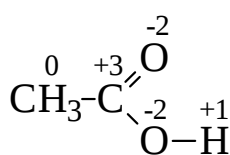
Ćwiczenie nr 13

Redukcja substancji nieorganicznych związkami organicznymi

Związki organiczne (alkohole, aldehydy, ketony) w reakcjach red-oks najczęściej zachowują się jak reduktory. Dobór współczynników reakcji jest utrudniony ze względu na małą polarność wiązań kowalencyjnych w związkach organicznych, co często utrudnia określenie, które atomy w cząsteczce wykazują ładunek dodatni, a które ujemny. Stąd dla potrzeb bilansu reakcji redoks, w której biorą udział związki organiczne należy przyjąć następujące zasady obliczania stopni utlenienia, koniecznych, do napisania równania reakcji:

1. łańcuch węglowy związany z atomem węgla, dla którego obliczamy stopień utlenienia ma ładunek 0
2. atom tlenu związany z atomem węgla, dla którego obliczamy stopień utlenienia ma ładunek -2
3. atom wodoru związany z atomem węgla dla którego obliczamy stopień utlenienia ma ładunek +1.

Na podstawie tych zasad można obliczać stopień utlenienia atomów węgla biorących udział w reakcjach red-oks, np.:



Zakres materiału

Utlenianie i redukcja. Bilans elektronowy i obliczanie współczynników reakcji redoks.
Właściwości redoks związków organicznych

Literatura uzupełniająca:

- A. Bielański, „Podstawy chemii nieorganicznej”, PWN, 2002 – roz. 12.1, 12.2.
- J. Minczewski, Z. Marczenko, „Chemia analityczna”, PWN, 2001 – t.1 roz. 5.5.

Wykonanie ćwiczenia

Odczynniki

$K_2Cr_2O_7$

H_2SO_4 stęż.

C_2H_5OH

NH_4OH 2mol/dm³

$AgNO_3$ (roztwór)

glukoza (roztwór 10%)

cukier (sacharoza)

Sprzęt laboratoryjny

pipety

probówki

zlewka 50cm³

tryskawka

zlewka 100cm³ (wysoka i wąska)

Część A

Do probówki zawierającej 2cm³ rozcieńczonego roztworu dwuchromianu potasu $K_2Cr_2O_7$ wprowadzamy 1cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI) i 1cm³ alkoholu etylowego C_2H_5OH . Zwracamy uwagę na zmianę zabarwienia roztworu i wystąpienie specyficznego zapachu, charakterystycznego dla aldehydu octowego (acetaldehyd) CH_3CHO .

Część B

W zlewce ogrzewamy wodę do wrzenia (1/3 objętości). Równocześnie, do probówki wprowadzamy 4-5 kropli roztworu azotanu (V) srebra i dodajemy 3-5 kropli 2mol/dm³ roztworu amoniaku, wstrząsając probówką po dodaniu każdej kropli, aż do rozpuszczenia wytrąconego osadu Ag_2O (unikać nadmiaru wodnego roztworu NH_3). Do otrzymanego klarownego roztworu dodajemy 10%-owego roztworu glukozy w objętości równej sumie objętości roztworu azotanu srebra i amoniaku, wlanych poprzednio do probówki. Roztwór mieszamy i wstawiamy probówkę do zlewki z gorącą wodą. Po 2-3 minutach wyciągamy probówkę ze zlewki, wylewamy z niej roztwór i spłukujemy wodą z tryskawki. Obserwujemy wynik reakcji.

Część C

Do probówki wsypujemy ok. 2g sacharozy i dodajemy niewielką ilość wody (tyle by cukier jedynie zwilżyć, lecz nie rozpuścić go) i dokładnie mieszamy.

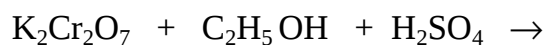
Następnie dodajemy do zlewki 5cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI) (czynność tę wykonujemy pod dygestorium, wstawiając probówkę do zlewki) i ponownie dokładnie mieszamy całość bagietką. Odstawiamy probówkę pod dygestorium i obserwujemy reakcję.

Obserwacje i wyniki

	Część A
barwa roztworu dwuchromianu potasu	
barwa roztworu po dodaniu alkoholu	
	Część B
barwa strącanego osadu po dodaniu roztworu amoniaku	
barwa ścianek probówki po ogrzewaniu z glukozą	
	Część C
zmiany zachodzące w trakcie reakcji	

Pytania i zadania

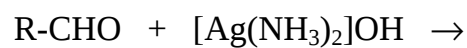
1. O czym świadczy zmiana barwy roztworu K₂Cr₂O₇ po dodaniu alkoholu etylowego? Dokończ równanie reakcji



2. Jaki osad wydziela się po dodaniu wodnego roztworu amoniaku w części B ćwiczenia? Napisz równanie reakcji

3. Wyjaśnij proces rozpuszczania osadu Ag_2O po dodaniu niewielkiego nadmiaru amoniaku. Podaj równanie reakcji.

4. Na czym polega proces tworzenia lustra srebrowego na ściankach probówki? Dokończ równanie reakcji.



Ocena za kolokwium

Ocena za ćwiczenie

Podpis prowadzącego

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW																	
1 (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 2,1 1s¹ wodór 2 4,0026 He - 1s² hel												5 10,811 B 2,0 1s²2s²2p¹ bor 6 12,01115 C 2,5 1s²2s²2p² węgiel 7 14,0067 N 3,0 1s²2s²2p³ azot 8 15,9994 O 3,5 1s²2s²2p⁴ tlen 9 18,9984 F 4,0 1s²2s²2p⁵ fluor 10 20,183 Ne - 1s²2s²2p⁶ neon					
3 22,9898 Li 1,0 1s²2s¹ lit 4 9,0122 Be 1,5 1s²2s² beryl 11 22,9898 Na 0,9 [Ne]3s¹ sód 12 24,312 Mg 1,2 [Ne]3s² magnez												13 26,9815 Al 1,5 [Ne]3s²3p¹ glin 14 28,086 Si 1,8 [Ne]3s²3p² krzem 15 30,9738 P 2,1 [Ne]3s²3p³ fosfor 16 32,064 S 2,5 [Ne]3s²3p⁴ siarka 17 35,453 Cl 3,0 [Ne]3s²3p⁵ chlór 18 39,948 Ar - [Ne]3s²3p⁶ argon					
19 39,102 K 0,8 [Ar]4s¹ potas 20 40,08 Ca 1,0 [Ar]4s² wapń 21 44,956 Sc 1,3 [Ar]3d¹4s² skand 22 47,90 Ti 1,5 [Ar]3d²4s² tytan 23 50,942 V 1,6 [Ar]3d³4s² wanad 24 51,996 Cr 1,6 [Ar]3d⁵4s¹ chrom 25 54,938 Mn 1,5 [Ar]3d⁵4s² mangan 26 55,847 Fe 1,8 [Ar]3d⁶4s² żelazo 27 58,9332 Co 1,8 [Ar]3d⁷4s² kobalt 28 58,71 Ni 1,8 [Ar]3d⁸4s² nikiel 29 63,54 Cu 1,9 [Ar]3d¹⁰4s¹ miedź 30 65,37 Zn 1,6 [Ar]3d¹⁰4s² cynk												31 69,72 Ga 1,6 [Ar]3d¹⁰4s²4p¹ gal 32 72,59 Ge 1,8 [Ar]3d¹⁰4s²4p² german 33 74,9216 As 2,0 [Ar]3d¹⁰4s²4p³ arsen 34 78,96 Se 2,4 [Ar]3d¹⁰4s²4p⁴ selen 35 79,909 Br 2,8 [Ar]3d¹⁰4s²4p⁵ brom 36 83,80 Kr - [Ar]3d¹⁰4s²4p⁶ krypton					
37 85,47 Rb 0,8 [Kr]5s¹ rubid 38 87,62 Sr 1,0 [Kr]5s² stront 39 88,905 Y 1,3 [Kr]4d¹5s² itr 40 91,22 Zr 1,4 [Kr]4d²5s² cyrkon 41 92,906 Nb 1,6 [Kr]4d⁴5s¹ niob 42 95,94 Mo 1,8 [Kr]4d⁵5s¹ molibden 43 (97) Tc 1,9 [Kr]4d⁵5s¹ technet 44 101,07 Ru 2,2 [Kr]4d⁶5s¹ ruten 45 102,905 Rh 2,2 [Kr]4d⁷5s¹ rod 46 106,4 Pd 2,2 [Kr]4d¹⁰5s⁰ pallad 47 107,870 Ag 1,9 [Kr]4d¹⁰5s¹ srebro 48 112,40 Cd 1,7 [Kr]4d¹⁰5s² kadm												49 114,82 In 1,7 [Kr]4d¹⁰5s²5p¹ ind 50 118,69 Sn 1,8 [Kr]4d¹⁰5s²5p² cyna 51 121,75 Sb 1,9 [Kr]4d¹⁰5s²5p³ antymon 52 127,60 Te 2,1 [Kr]4d¹⁰5s²5p⁴ tellur 53 126,904 I 2,5 [Kr]4d¹⁰5s²5p⁵ jod 54 131,30 Xe - [Kr]4d¹⁰5s²5p⁶ ksenon					
55 132,90 Cs 0,7 [Xe]6s¹ cez 56 137,34 Ba 0,9 [Xe]6s² bar 57 138,91 La 1,1 [Xe]5d¹6s² lantan 58 (223) Fr 0,7 [Rn]7s¹ frans 59 140,907 Pr 1,1 [Xe]4f³5d⁰6s² prazeodym 60 144,24 Nd 1,2 [Xe]4f⁴5d⁰6s² neodym 61 (147) Pm - [Xe]4f⁵5d⁰6s² promet 62 150,35 Sm 1,2 [Xe]4f⁶5d⁰6s² samar 63 151,96 Eu - [Xe]4f⁷5d⁰6s² europ 64 157,25 Gd 1,1 [Xe]4f⁷5d¹6s² gadolin 65 158,924 Tb 1,2 [Xe]4f⁹5d⁰6s² terb 66 162,50 Dy - [Xe]4f¹⁰5d⁰6s² dysproz 67 164,930 Ho 1,2 [Xe]4f¹¹5d⁰6s² holm 68 167,26 Er 1,2 [Xe]4f¹²5d⁰6s² erb 69 168,934 Tm 1,2 [Xe]4f¹³5d⁰6s² tul 70 173,04 Yb 1,1 [Xe]4f¹⁴5d⁰6s² iterb 71 174,97 Lu 1,2 [Xe]4f¹⁴5d¹6s² lutet												81 204,37 Tl 1,8 [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p¹ tal 82 207,19 Pb 1,8 [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p² ołów 83 208,980 Bi 1,9 [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p³ bismut 84 (210) Po 2,0 [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁴ polon 85 (210) At 2,2 [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁵ astat 86 (222) Rn - [Xe]4f¹⁴5d¹⁰6s²6p⁶ radon					
87 (227) Ac 1,1 [Rn]6d¹7s² aktyn 88 (226) Ra 0,9 [Rn]7s² rad																	

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

liczba at. → 6
 masa at. → 12,01115
 symbol → C
 elektro-ujem. → 2,5
 nazwa → węgiel
 struktura elektron. → 1s²2s²2p²

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