

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

для виконання лабораторних робіт з дисципліни
студентами спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія

Дніпро
2018

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНИЙ ТЕХНІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
«ДНІПРОВСЬКА ПОЛІТЕХНІКА»



ГЕОЛОГОРОЗВІДУВАЛЬНИЙ ФАКУЛЬТЕТ
Кафедра хімії

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

для виконання лабораторних робіт з дисципліни
студентами спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія

Дніпро
НТУ «ДП»
2018

Светкіна О.Ю.

Загальна та неорганічна хімія. Методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт з дисципліни студентами спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія / О.Ю. Светкіна, О.Б. Нетяга, Г.В. Тарасова; М-во освіти і науки України, Нац. техн. ун-т «Дніпровська політехніка». – Дніпро : НТУ «ДП», 2018. – 61 с.

Автори:

О.Ю. Светкіна, докт. техн. наук, проф. (лаб. 1, 2, 5);

О.Б. Нетяга, ст. викл. (лаб. 3, 4, 6) ;

Г.В. Тарасова, асист (лаб. 5, 7, 8).

Затверджено до видання методичною комісією зі спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія (протокол № 1 від 19.09.2018) за поданням кафедри хімії (протокол № 1 від 04.09.2018).

Розглянуто теоретичні положення та наведено методики виконання лабораторних робіт з курсу «Загальна та неорганічна хімія». До кожної роботи подано контрольні питання й завдання для самостійної роботи.

Відповідальна за випуск завідувач кафедри хімії д-р. техн. наук, проф.
Светкіна О.Ю.

Лабораторна робота № 1

Елементи I групи періодичної системи

Теоретичні положення

Першу групу періодичної системи Д. І. Менделєєва становлять лужні метали: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, (s-елементи головної підгрупи) і метали підгрупи купруму: Cu, Ag, Au (d-елементи побічної підгрупи) (табл. 1).

Таблиця 1

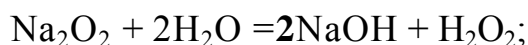
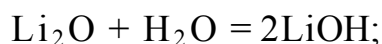
Характеристика елементів першої групи періодичної системи

Період	Головна підгрупа	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення	Побічна підгрупа	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	Li	[He]2s ¹	+ 1			
3	Na	[Ne]3s ¹	+ 1			
4	K	[Ar]4s ¹	+1	Cu	[Ar]3d ¹⁰ 4s ¹	+ 1, +2
5	Rb	[Kr]5s ¹	+ 1	Ag	[Kr]4d ¹⁰ 5s ¹	+ 1 (+2)
6	Cs	[Xe]6s ¹	+1	Au	[Xe]5d ¹⁰ 6s ¹	+1. +3
7	Fr	[Rn]7s ¹	+ 1			

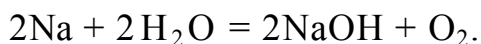
Згідно з електронною конфігурацією елементи головної підгрупи мають ступінь окиснення +1, а елементи побічної підгрупи +1, +2, +3. Таким чином всі елементи першої групи є металами. Відмінність у побудові передостанніх енергетичних рівнів впливає на відмінність властивостей елементів побічної і головної підгруп.

Елементи побічної підгрупи належать до благородних металів, вони хімічно малоактивні, їх активність зменшується від Купруму до Ауруму. Вони схильні до утворення комплексних сполук.

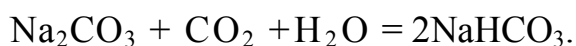
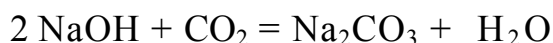
Елементи головної підгрупи – лужні метали, відрізняються високою хімічною активністю. Вони легко з'єднуються з киснем повітря, при цьому утворюються оксиди (Li₂O), пероксиди (Na₂O₂), супероксиди (KO₂). Оксигеновмісні сполуки лужних металів енергійно взаємодіють з водою, що забезпечує утворення сильних основ – лугів:



Луги утворюються також при безпосередній взаємодії металів з водою:



Луги, як в твердому стані, так і у водних розчинах, взаємодіють з оксидами кислотного характеру (CO_2 , SO_2) – відбувається утворення відповідних солей:

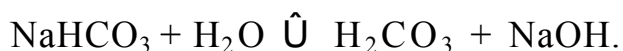


Водні розчини лугів взаємодіють з галогенами, утворюючи солі двох кислот, наприклад:



Майже всі солі лужних металів легко розчиняються у воді. З огляду на це літій дещо відрізняється від інших лужних металів. Його електронна оболонка має лише два електрони і тому він більш здатний до утворення ковалентних сполук (табл 2.).

Солі слабких кислот: карбонати, ацетати, фосфати, сульфідні у водному розчині легко гідролізуються і створюють лужну реакцію розчину:



Метали побічної підгрупи за хімічними властивостями різко відрізняються від лужних. В протилежність їм Cu , Ag і Au є малоактивними, не витісняють водень з кислот і розчиняються тільки в кислотах – окисниках або їх сумішах.

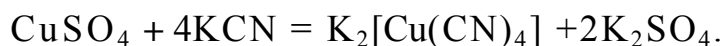
Оксиди металів підгрупи Купруму не взаємодіють з водою, тому відповідні основи можна отримати лише дією лугів на їх солі.

Гідроксиди цих металів є слабкими основами. У гідроксидів лужних металів не відщеплюється вода навіть при температурах кипіння (вище 1300°C), в той час як гідроксиди Cu , Ag і Au нестійкі і розпадаються на оксид і воду вже при слабкому нагріванні.

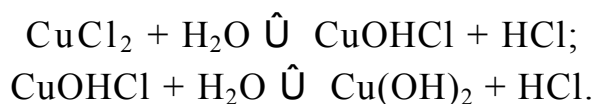
Купрум і Аурум у сполуках мають змінний ступінь окиснення, тому Cu^{+1} і Au^{+1} можуть проявляти і відновні і окисні властивості, а Cu^{+2} і Au^{+2} тільки окисні, наприклад:



В протилежність лужним металам Cu, Ag і Au проявляють високу схильність до комплексоутворення з багатьма лігандами (NH_3 , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CN^{1-} , CNS^{1-} та ін.):



При гідролізі солей лужних металів утворюються кислі солі, а при гідролізі солей металів підгрупи Купруму – основні (розчин стає кислим):



Всі прості сполуки Аурому важко розчиняються у воді, тому у водних розчинах він існує тільки у вигляді комплексних сполук. З простих сполук Купруму і Аргентуму лише деякі легко розчиняються у воді (табл 2).

Таблиця 2

Розчинність солей металів I групи періодичної системи

Катіони металів	хлорид	нітрат	сульфат	карбонат	фосфат	сульфід
Li^{1+}	р	р	р	в.р.	в.р.	р.в.
Na^{1+} , K^{+1} Rb^{1+} , Fr^{1+}	р	р	р	р	р	р.в.
Cu^{1+}	в.р.	-	в.р.	в.р.	в.р.	в.р.
Cu^{2+}	р	р	р	в.р.	в.р.	в.р.
Ag^{1+}	в.р.	р	в.р.	в.р.	в.р.	в.р.

р – легко розчинний у воді; в.р. – важко розчинний у воді; р.в. – розкладається водою.

Практично нерозчинні у воді солі металів пігрупи Купруму можна перевести в розчин додаванням лігандів, наприклад:



$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ добре розчиняється у воді.

Мета роботи: вивчити властивості елементів головної й побічної підгруп I групи періодичної системи; набути навичок безпечного проведення хімічного досліду та навчитися аналізувати отримані дані.

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів та їх сполук: 10 % розчини NaOH, KOH, NaHCO₃, Na₂CO₃, Na₂S, CuCl₂, CuSO₄, солі літію; шматочки міді.

Експериментально дослідити властивості елементів головної й побічної підгруп I групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: апарат Кіппа, пальник, хімічний посуд. Реактиви: індикатори лакмус, фенолфталеїн; 10 % розчини солей Na₂S, KI, Pb(NO₃)₂, Na₃PO₄, Na₂CO₃, Na₂S₂O₃, NaHCO₃; розчини кислот різних концентрацій: HNO₃, H₂SO₄, HCl; розчини лугів: NaOH, KOH, розчин NH₄OH.

Експериментальна частина

Дослід 1. Взаємодія розчину лугу з CO₂.

Налийте в пробірку 3 – 5 мл 0,1 N розчину лугу, додайте 1 – 2 краплі фенолфталеїну. Пропускайте через розчин вуглекислий газ з апарату Кіппа до тих пір, доки розчин знебарвиться. Напишіть рівняння реакцій, поясніть зміну забарвлення розчину.

Дослід 2. Гідроліз солей Натрію.

1). Налийте в одну пробірку 5 мл розчину Na₂CO₃, в другу – 5 мл розчину NaHCO₃. Додайте в кожен пробірку 1 – 2 краплі фенолфталеїну. Поясніть різницю в забарвленні розчинів. Напишіть рівняння реакцій.

2). Налийте в пробірку розчин Na₂S. Піднесіть до отвору пробірки папірець, змочений сіллю Плюмбуму. Поясніть зміну кольору паперу на чорний, напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Важкорозчинні солі Літію.

В дві пробірки налийте по 2 мл розчину солі літію. У першу додайте такий самий об'єм розчину Na₂CO₃, а у другу – Na₃PO₄. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Розчинення міді в кислотах.

В шість пробірок помістіть по шматочку міді, а також долийте в них по 2 мл кислот розбавлених та концентрованих: HCl, HNO₃ та H₂SO₄. Поясніть явища, що спостерігаються, напишіть рівняння реакцій.

Дослід 5. Гідроліз солей Купруму.

За допомогою універсального індикаторного паперу визначте реакцію середовища розчинів CuCl_2 , CuSO_4 на холоді і при нагріванні.

До 2 мл кожного з цих розчинів додайте по 0,5 мл розчину Na_2CO_3 . Поясніть виділення бульбашок газу. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 6. Розкладання купрум (II) гідроксиду при нагріванні.

Прилийте до 1 мл розчину CuSO_4 кілька крапель розчину NaOH . Розчин з осадом нагрійте. Поясніть спостережуваний ефект, напишіть рівняння реакцій.

Дослід 7. Отримання комплексного купрум (II) аміакату.

Прилийте до 2 мл розчину CuSO_4 кілька крапель розчину амоній гідроксиду, перемішайте розчин. Додайте надлишок аміаку. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 8. Отримання купрум(I) йодиду.

Прилийте до 2 мл розчину CuSO_4 2 мл розчину KI . Розлийте розчин з осадом у дві пробірки. До першої з них додайте 1 – 2 краплі крохмалю, у другу – краплю за краплею розчин тіосульфата натрію до знебарвлення розчину йоду. Визначте колір осаду. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 9. Важкорозчинні солі Купруму.

В три пробірки налейте по 2 мл розчину CuSO_4 . В першу з них додайте стільки ж розчину Na_2CO_3 , в другу – Na_3PO_4 , в третю – Na_2S . Визначте кольори осадів. Напишіть рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Чому луги необхідно зберігати в герметичній посудині?
2. Які речовини утворюються при насиченні розчинів KOH і NaOH :
а) Cl_2 , б) SO_2 , в) CO_2 , г) H_2S ?
3. Яку реакцію середовища мають розчини солей: KNO_3 , K_2S , CH_3COOK ?
4. В якій з розбавлених кислот розчиняється металева мідь?
5. Напишіть рівняння реакції утворення основного купрум (II) карбонату, зелений наліт якого з'являється на поверхні виробів з міді під дією H_2O , CO_2 і O_2 , що знаходяться в повітрі.
6. Напишіть реакцію розчинення купрум (II) карбонату при дії аміаку.

Лабораторна робота № 2

Елементи II групи періодичної системи

Теоретичні положення

Другу групу періодичної системи Д. І. Менделєєва становлять елементи: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra (s-елементи головної підгрупи) і Zn, Cd, Hg (d-елементи побічної підгрупи) (табл. 3).

Таблиця 3

Характеристика елементів II групи періодичної системи

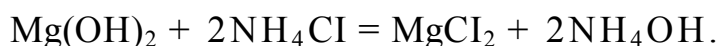
Період	Головна підгрупа	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення	Побічна підгрупа	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	Be	[He] 2S ²	+ 2			
3	Mg	[Ne] 3S ²	+ 2			
4	Ca	[Ar] 4S ²	+ 2	Zn	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²	+ 2
5	Sr	[Kr] 5S ²	+ 2	Cd	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ²	+ 2
6	Ba	[Xe] 6S ²	+ 2	Hg	[Xe] 5d ¹⁰ 6s ²	+1.+2
7	Ra	[Rn] 7S ²	+ 2			

Елементи другої групи періодичної системи в хімічних реакціях виявляють ступінь окиснення +2, Hg також має ступінь окиснення +1. Відмінність у побудові передостанніх енергетичних рівнів впливає на властивості елементів: Zn, Cd, Hg схильні до комплексоутворення; елементи підгрупи кальцію мають дуже малу схильність до утворення координаційних зв'язків.

Невелика кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні свідчить про те, що елементи другої групи є металами, проте Be та Zn мають ознаки неметалів, оскільки утворюють амфотерні оксиди і гідроксиди.

Елементи головної підгрупи, Ca, Sr, Ba, Ra утворюють підгрупу лужноземельних металів.

Лужноземельні метали енергійно взаємодіють з водою за звичайних умов, Mg – тільки при нагріванні або в присутності солей амонію, які розчиняють плівки магній гідроксиду, що утворюється на поверхні металу і перешкоджають подальшому розчиненню металу:



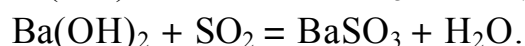
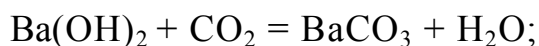
Be, Mg і лужноземельні метали згорають на повітрі з утворенням тугоплавких оксидів MeO. Оксиди можна також отримати прожарюванням солей оксигеновмісних кислот, наприклад, карбонатів:



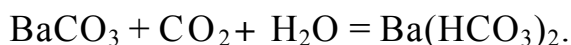
MgO, CaO, SrO, BaO розчиняються у воді з утворенням гідроксидів Me(OH)₂. BeO у воді практично не розчиняється.

Основні властивості гідроксидів збільшуються від Be(OH)₂ до Ba(OH)₂. Берилій гідроксид має амфотерні властивості, магній гідроксид – слабку основу, гідроксиди Ca і Sr – основи середньої сили, а Ba(OH)₂ за властивостями близький до лугів.

Водні розчини гідроксидів лужноземельних металів енергійно взаємодіють з оксидами кислотного характеру з утворенням відповідних солей:



При надлишку кислотного оксиду утворюються кислі солі:



Добре розчинними солями всіх розглянутих металів є нітрати, хлориди, ацетати. Сульфати лужноземельних металів та середні карбонати і фосфати всіх металів від Be до Ba важко розчиняються у воді. Легко розчиняються у воді усі гідрокарбонати (табл. 4).

Таблиця 4

Розчинність солей металів II групи періодичної системи

Катіони металів	Хлорид	Нітрат	Сульфат	Карбонат	Гідрокарбонат	Фосфат	Сульфід	Ацетат
Be ²⁺ , Mg ²⁺ ,	р	р	р	в.р.	р	в.р.	р.в.	р
Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺	р	р	в.р. *)	в.р.	р	в.р.	р.в.	р
Zn ²⁺ , Cd ²⁺	р	р	р	в.р.	р	в.р.	в.р.	р
Hg ²⁺	р	Р	р	в.р.	–	в.р.	в. р.	р
Hg ₂ ²⁺	в.р.	р	в.р.	в.р.	–	в.р.	в.р.	Р

р. – легко розчинна; в.р. – важко розчинна; р.в. – розкладається водою

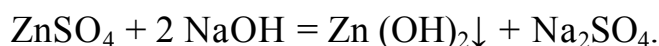
Солі слабких кислот піддаються гідролізу, це призводить до того, що сульфідні розглянутих металів не можуть існувати не тільки у водному розчині, а й у вологому повітрі:



Рівновага такої реакції практично повністю зміщена вправо.

Метали побічної підгрупи (підгрупи Цинку) мають меншу активність, ніж метали головної підгрупи. Стандартні електродні потенціали зменшуються від Меркурію до Цинку. У зв'язку з цим цинк і кадмій витісняють водень з кислот, меркурій розчиняється тільки в кислотах, аніони яких мають окисні властивості.

Оксиди металів підгрупи цинку не розчиняються у воді і відповідні гідроксиди отримують дією лугу на солі:



Основні властивості гідроксидів металів збільшуються від цинку до меркурію.

Цинк гідроксид має амфотерні властивості: взаємодіючи з розчинами лугів він утворює гідроксоцинкати ($\text{Me}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$), під час сплавлення з лугами або основними оксидами – цинкати (Me_2ZnO_2):



Гідроксиди Cd і Hg – основні. Гідроксиди кадмію та цинку розчиняються в амоній гідроксиді з утворенням комплексних аміакатів:



це пов'язано з високою схильністю до комплексоутворення, характерного для Zn, Cd і Hg. Крім аміаку, іони цих елементів утворюють комплексні сполуки з наступними лігандами: CN^{1-} , CNS^{1-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ тощо.

Мета роботи: вивчення властивостей елементів головної й побічної підгруп II групи періодичної системи; набуття навичок безпечного проведення хімічного дослідження та вміння аналізувати отримані дані.

*¹) З сульфатів лужноземельних металів найбільшу розчинність має кальцій сульфат, котра становить приблизно 0,01 моль/л

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів та їх сполук: порошок Mg; шматочок крейди або мармуру; шматочок цинку; 10 % розчини солей $MgCl_2$, $CaCl_2$, $BaCl_2$, $CdCl_2$, $ZnSO_4$.

Експериментально дослідити властивості елементів головної й побічної підгруп II групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: апарат Кіппа, пальник, хімічний посуд. Реактиви: індикатори лакмус та фенолфталеїн; 10 % розчини солей $CaCO_3$, NH_4Cl , Na_2S , KI , Na_2CO_3 ; розчини кислот різних концентрацій: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl ; 10 % розчини лугів: $NaOH$, KOH , 10 % розчин NH_4OH .

Експериментальна частина

Дослід 1. Взаємодія магнію з водою.

1) В дві пробірки налейте по 2 – 3 мл води, додайте в кожну з них по 2 краплі фенолфталеїну і невелику кількість порошку магнію. Чи взаємодіє магній з холодною водою?

2) Одну з пробірок з порошком магнію нагрійте, а в іншу додайте 2 мл розчину амоній хлориду. Як змінюється колір розчину в пробірках? Який газ виділяється? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 2. Отримання магній гідроксиду.

В дві пробірки налейте по 2 мл розчину солі магнію і додайте в одну з них 1 мл розчину $NaOH$, а в іншу – 1 мл розчину NH_4OH . Зверніть увагу на кількість осадів в обох випадках. Поясніть відмінність, що спостерігається. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Оксид і гідроксид кальцію.

1) Візьміть щипцями маленький шматочок крейди або мармуру і прожарте протягом 5 хв. в полум'ї пальника. Напишіть рівняння реакції, яка відбувається при прожарюванні $CaCO_3$.

2) Після охолодження помістіть прожарену речовину в пробірку і змочіть водою, доливаючи її краплю за краплею без надлишку. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

3) До отриманого порошку прилийте 2 мл води, перемішайте і додайте 2 краплі розчину фенолфталеїну. Як змінювалося забарвлення розчину?

4) Розлийте розчин з осадом у дві пробірки. В одну з них додайте 2 мл HCl , а в іншу – 2 мл NaOH . Чи розчиняється кальцій гідроксид в кислоті та в лузі? Які властивості має кальцій гідроксид (основні, амфотерні або кислотні)?

Дослід 4. Важкорозчинні солі кальцію.

1) В три пробірки налейте по 2 мл розчину кальцій хлориду, додайте в кожен пробірку по 1 мл розчину: в першу – Na_2CO_3 , в другу – Na_2SO_4 , в третю – Na_3PO_4 . Позначте колір і характер осадів. Напишіть рівняння реакцій.

2) Дайте осадам в пробірках осісти, злийте з них рідину і додайте в усі пробірки по 2 мл HCl .

Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій, зробіть висновки про розчинність карбонату, фосфату і сульфату кальцію в кислотах.

Дослід 5. Карбонат і гідрокарбонат кальцію.

1) В пробірку налейте 4 – 5 мл вапняної води, через яку пропустіть CO_2 з апарату Кіппа з такою швидкістю, щоб можна було рахувати бульбашки газу. Що відбувається в початковий момент пропускання CO_2 і при його надлишку? Напишіть рівняння реакцій.

2) Отриманий розчин кальцій гідрокарбонату розлийте в дві пробірки. Розчин в одній з них прокип'ятіть, а в другу додайте 1 мл вапняної води. Відзначте явища, що відбуваються. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 6. Важкорозчинні солі барію.

1) В три пробірки налейте по 2 мл розчину барій хлориду. Прилийте в кожен пробірку по 1 мл розчину: в першу – Na_2CO_3 , в другу – Na_2SO_4 , в третю – Na_3PO_4 . Відзначте колір і характер осадів. Напишіть рівняння реакцій.

2) Дайте осадам у пробірках відстоятися, злийте з них рідину і додайте в усі пробірки по 2 мл HCl . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій, зробіть висновки про розчинність карбонату, фосфату і сульфату барію в кислотах.

Дослід 7. Взаємодія цинку з кислотами і лугами.

В три пробірки помістіть по шматочку цинку. Прилийте в кожен пробірку по 2 мл розчину: в першу – HCl , в другу – концентровану HNO_3 , в третю – NaOH . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 8. Гідроксиди цинку і кадмію.

1) В одну пробірку додайте 2 мл розчину солі цинку, в іншу – солі кадмію. Прилийте в кожену пробірку по кілька крапель розчину NaOH. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

2) Вміст кожної пробірки розділіть на дві частини, до однієї додайте 2 мл HCl, до другої – 2 мл NaOH. Що спостерігається? В чому полягає відмінність цинк гідроксиду від кадмій гідроксиду? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 9. Комплексні аміакати цинку і кадмію.

1) В одну пробірку помістіть 2 мл розчину солі цинку, в іншу – солі кадмію. Прилийте в кожену з пробірок по кілька крапель розчину амоній гідроксиду. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

2) Далі в кожену з пробірок додайте надлишок розчину амоній гідроксиду. Поясніть, чому розчиняються осади гідроксидів, напишіть рівняння реакцій.

Дослід 10. Сульфіди цинку і кадмію.

В одну пробірку налейте 2 мл розчину солі цинку, в іншу – солі кадмію. Додайте в кожену пробірку по 1 мл розчину сульфідної кислоти. Визначте кольори отриманих осадів. Напишіть рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Як змінюється активність металів в ряду: Mg – Ca – Sr – Ba?
2. За яких умов взаємодіють з водою магній і лужноземельні метали?
3. Охарактеризуйте розчинність у воді оксидів магнію та лужноземельних металів.
4. Які солі лужноземельних металів легко розчиняються у воді? Які важко?
5. Які важкорозчинні солі лужноземельних металів розчиняються в кислотах, а які ні?
6. Запропонуйте кілька способів видалення гідрокарбонатів кальцію і магнію з води.
7. Охарактеризуйте властивості гідроксидів цинку і кадмію.

Лабораторна робота № 3

Елементи III групи періодичної системи

Теоретичні положення

Третю групу періодичної системи Д. І. Менделєєва складають елементи: В, Al, Ga, In, Tl (p-елементи головної підгрупи) (табл. 5) і Sc, Y, La, Ac (d-елементи побічної підгрупи). До побічної підгрупи третьої групи належать також f-елементи – лантаноїди і актиноїди. Це найбільша група, яка містить 37 хімічних елементів. Атоми елементів третьої групи мають на зовнішньому енергетичному рівні два або три електрони, а на передостанньому – вісім або дев'ять. Лантаноїди і актиноїди різняться числом електронів на f-підрівні.

В утворенні хімічних зв'язків беруть участь електрони зовнішніх, частково передостанніх і третього ззовні енергетичних рівнів. У елементів цієї групи переважає ступінь окиснення +3, однак мають місце і ступені окиснення +1 у Tl, у лантаноїдів +4; актиноїди мають +4, +5, +6, +7. Елементи побічної підгрупи, що містять по два електрони на ns-підрівні є характерними активними металами.

В даній лабораторній роботі розглянуті хімічні властивості тільки p-елементів III групи.

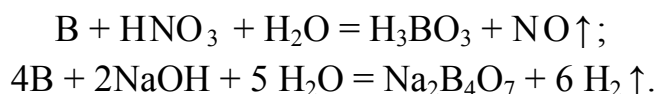
Таблиця 5

Характеристика елементів III групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	B	[He] $2s^2 2p^1$	+ 3
3	Al	[Ne] $2s^2 2p^1$	+ 3
4	Ga	[Ar] $3d^{10}4s^24p^1$	+ 3
5	In	[Kr] $4d^{10}5s^25p^1$	+ 3
6	Tl	[Xe] $4f^{14}5d^{10}6s^26p^1$	+ 3,+1

У s- і p-елементів всіх восьми груп періодичної системи металеві властивості нарастають зі збільшенням порядкового номера. З п'яти p-елементів третьої групи Бор – типовий неметал, Алюміній, Галій та Індій – метали, гідроксиди яких амфотерні, Талій – типовий метал, його гідроксиди мають тільки основні властивості.

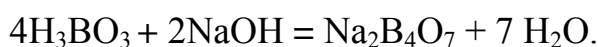
За звичайних умов Бор інертний, при високих температурах активно реагує з галогенами, сіркою, азотом і киснем. Розчиняється тільки в кислотах-окисниках, окиснюючись при цьому до борної кислоти, і в лугах, утворюючи солі борних кислот:



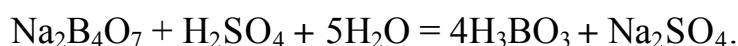
Бор(III) оксид B_2O_3 розчиняється в воді, утворюючи слабку ортоборну кислоту:



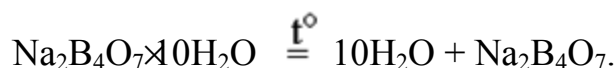
При нейтралізації ортоборної кислоти лугами утворюються солі тетраборної кислоти:



Солі тетраборної кислоти при взаємодії з кислотами утворюють ортоборну кислоту за реакцією:



Натрієва сіль тетраборної кислоти $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в техніці носить назву бура. Прожарювання бури супроводжується виділенням кристалізаційної води:

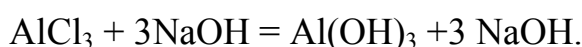


Розплавлена бура розчиняє оксиди металів з утворенням термічно стійких солей – метаборатів, наприклад:

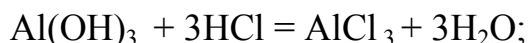


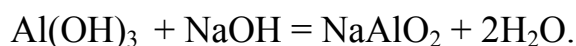
Більшість метаборатів мають характерне забарвлення. Цю властивість використовують при отриманні забарвленого "борного скла" або "перлів бури", які застосовуються в хімічному аналізі.

Алюміній, галій, індій, талій – активні метали, розчиняються в кислотах. Перші три розчиняються також в лугах. Оксиди розглянутих металів: Al_2O_3 , Ga_2O_3 , In_2O_3 та Tl_2O_3 – важко розчинні у воді. Tl_2O_3 розчиняється тільки в кислотах, інші – в кислотах і лугах. Відповідні гідроксиди можуть бути отримані дією лугів на солі металів:



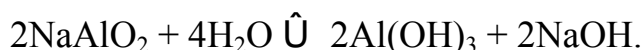
Гідроксиди алюмінію, галію і індію проявляють амфотерні властивості:





Кислотні властивості цих гідроксидів послаблюються, а основні посилюються від $\text{Al}(\text{OH})_3$ до $\text{Tl}(\text{OH})_3$. Талій гідроксид $\text{Tl}(\text{OH})_3$ має тільки основні властивості.

Гідроксиди розглянутих металів є слабкими основами та слабкими кислотами, тому відповідні солі легко гідролізуються:



Талій(I) оксид Tl_2O взаємодіє з водою з утворенням сильної основи TlOH .

Розчинними солями розглянутих металів, окрім солі $\text{Tl}(\text{I})$, є нітрати, хлориди, сульфати, важкорозчинними – фосфати й карбонати.

Галогеніди талію(I) важкорозчинні у воді, розкладаються під впливом світла. Малорозчинними є також солі Tl_2S і Tl_2SO_4 .

Мета роботи: вивчити властивості елементів головної підгрупи III групи періодичної системи; набути навичок безпечного проведення хімічного досліду та навчитися аналізувати отримані дані.

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів III групи головної підгрупи та їх сполук: шматочки металевого алюмінію, насичений розчин бури.

Експериментально дослідити властивості елементів головної підгрупи III групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: пальник, хімічний посуд. Реактиви: індикатори лакмус, фенолфталеїн; розчини кислот різних концентрацій: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl ; розчини лугів: NaOH , KOH .

Експериментальна частина

Дослід I. Отримання ортоборної кислоти з натрій тетраборату (бури)

Налийте в пробірку 2 мл насиченого розчину бури, підігрійте, і до гарячого розчину додайте 1 мл концентрованої сульфатної кислоти. Випадають кристали ортоборної кислоти. Осад збережіть для наступного досліду. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 2. Розчинність і кислотні властивості ортоборної кислоти.

Злийте розчин з осаду, отриманого в досліді 1. До осаду додайте 2 мл холодної води. Ретельно перемішайте вміст пробірки скляною паличкою. Чи повністю розчиняється H_3BO_3 в холодній воді? Підігрійте пробірку. Як змінилася розчинність H_3BO_3 при нагріванні? Додайте в пробірку з розчином борної кислоти кілька крапель лакмусу. Як змінився колір розчину?

Дослід 3. Гідроліз натрій тетраборату.

Налийте в пробірку 2 мл розчину бури і додайте 2 – 3 краплі нейтрального розчину лакмусу. Яка реакція середовища в розчині бури? Напишіть реакцію гідролізу бури.

Дослід 4. Взаємодія алюмінію з хлоридною і розбавленою сульфатною кислотами.

В 2 пробірки помістіть по шматочку металевого алюмінію і додайте: в першу – 2 мл розведеної HCl , в другу – стільки ж розведеної H_2SO_4 . Який виділяється газ? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 5. Взаємодія алюмінію з концентрованою сульфатною кислотою.

В пробірку покладіть шматочок металевого алюмінію і додайте 2 мл концентрованої H_2SO_4 . За запахом визначте, який газ виділяється. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. Взаємодія алюмінію з розведеною і концентрованою нітратною кислотою.

1) В дві пробірки покладіть по шматочку металевого алюмінію. В першу прилийте 2 мл розведеної HNO_3 , в другу – 2 мл концентрованої HNO_3 . Що спостерігається? Поясніть, чому алюміній не реагує з концентрованою нітратною кислотою. Напишіть реакцію взаємодії алюмінію з розведеною HNO_3 .

2) Злийте з другої пробірки, що містить шматочок алюмінію, розчин, знову промийте його водою, додайте 2 мл концентрованої HNO_3 і нагрійте. Напишіть рівняння реакції взаємодії Al з концентрованою HNO_3 при нагріванні.

Дослід 7. Взаємодія алюмінію з лугом.

Покладіть в пробірку шматочок алюмінію, прилийте 2 мл лугу і нагрійте. Який газ виділяється? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. Амфотерні властивості алюміній гідроксиду.

Налийте в пробірку 2 мл розчину солі алюмінію. Додайте кілька крапель 2 N розчину NaOH. Розчин з осадом розлийте в дві пробірки. В першу з них додайте 2 мл 2 N розчину HCl, а в другу – таку ж кількість 2 N розчину NaOH. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Напишіть електронні формули елементів головної підгрупи III групи періодичної системи.
2. Як змінюється характер гідроксидів елементів III групи в ряду Бор – Талій?
3. Напишіть рівняння реакцій послідовних перетворень: ортоборна кислота → метаборна кислота → тетраборна кислота → борний ангідрид.
4. В результаті яких реакцій можна отримати алюміній гідроксид: а) з металевого алюмінію; б) з Al_2O_3 ? Напишіть рівняння реакцій.
5. Які іони знаходяться в розбавленому розчині натрій тетраборату?
6. Напишіть реакції взаємодії алюмінію з лугом і з розбавленими HCl, H_2SO_4 і HNO_3 .

Лабораторна робота № 4

Елементи IV групи періодичної системи

Теоретичні положення

Четверту групу періодичної системи Д. І. Менделєєва складають елементи: C, Si, Ge, Sn, Pb (p-елементи головної підгрупи) і Ti, Zr, Hf, Rf (d-елементи побічної підгрупи).

До головної підгрупи четвертої групи періодичної системи належать Карбон (C), Силіцій (Si), Германій (Ge), Станум (Sn) і Плюмбум (Pb).

На зовнішньому енергетичному рівні вони мають 2 s- і 2 p-електрони. Тому елементи цієї підгрупи виявляють ступені окиснення від -4 до $+4$. Щоправда, C і Si майже завжди чотиривалентні, за винятком їх оксидів CO і SiO, Германій частіше чотиривалентний, Sn приблизно однаково часто зустрічається як у чотири-, так і у двовалентному стані. Для Плюмбуму більш характерний ступінь окиснення $+2$.

На зовнішньому енергетичному рівні у цих елементів розташовано чотири електрони – це половина від стійкого октету, тому тенденції віддачі та приєднання електронів для них майже однакові.

Від C до Pb спостерігається зростання металевих властивостей. Це пов'язано із зростанням радіусів атомів та зменшенням енергії іонізації.

C і Si – неметали. Ge за деякими властивостями можна віднести до металів. Sn і Pb – типові метали.

Оксиди і гідроксиди цих елементів зі ступенем окиснення $+4$ проявляють кислотні властивості, наприклад, H_2CO_3 та H_2SiO_3 . Гідроксид германію $Ge(OH)_4$ має амфотерні властивості з перевагою кислотних, $Sn(OH)_4$ – теж амфотерний гідроксид, у якого кислотні та основні властивості приблизно однакові.

Елементи побічної підгрупи – Титан (Ti), Цирконій (Zr), Гафній (Hf) та Резерфордій (Rf) на зовнішньому енергетичному рівні мають 2 s-електрони і на d-підрівні передостаннього енергетичного рівня – 2 електрони, тому у цих елементів ступінь окиснення дорівнює $+4$. Але іноді може проявлятися і $+2$ (найбільш характерний для Ti).

Двовалентні сполуки Цирконію та Гафнію – нестійкі. Металеві властивості цих елементів зверху до низу в групі зменшуються. Гідроксиди їх амфотерні з переважанням кислотних властивостей.

В даній лабораторній роботі розглянуті хімічні властивості елементів головної підгрупи (табл. 6).

Елементи цієї підгрупи відрізняються великою різноманітністю властивостей. Карбон і Силіцій – типові неметали, їх прийнято розглядати окремо від металів підгрупи германію (Германій, Станум і Плюмбум).

Таблиця 6

Характеристика елементів четвертої групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	C	[He] 2s ² 2p ²	Від -4 до +4
3	Si	[Ne] 3s ² 3p ²	+4, +2
4	Ge	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ²	+4, +2
5	Sn	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²	+4, +2
6	Pb	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ²	+4, +2

В свою чергу Карбон і Силіцій за хімічними властивостями істотно відрізняються один від одного. Карбон виявляє схильність до утворення сполук з Гідрогеном і утворення ланцюжків, що складаються з атомів Карбону. Силіцій більш схильний до утворення сполук з Оксигеном, тому для нього характерне утворення просторових структур, в яких чергуються атоми Силіцію і Оксигену.

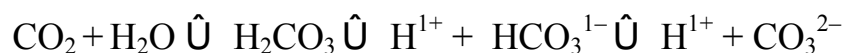
Карбон і Силіцій утворюють оксиди EO і EO₂. Кислотні властивості проявляють SiO₂ та CO₂, а оксиди CO та SiO є несолетворними. Вуглекислий газ утворюється при спалюванні органічних сполук, вугілля, карбон(II) оксиду. Він виділяється також при прожарюванні карбонатів:



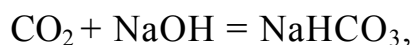
і при дії на карбонати кислот:



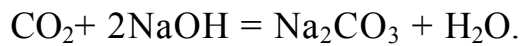
Розчиняючись у воді, CO₂ утворює слабку і нестійку карбонатну кислоту:



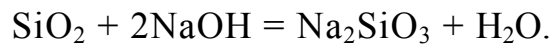
Рівновагу цієї реакції при звичайних умовах в значній мірі зміщено вліво. Вона може бути повністю зміщеною вправо дією лугів, зв'язуючих іони гідрогену. При недостатній кількості лугу утворюються гідрокарбонати:



при надлишку лугу – карбонати:



Силіцій(IV) оксид не розчиняється у воді, вкрай повільно розчиняється в лугах:



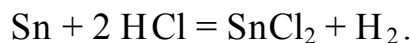
При сплавленні SiO_2 з NaOH або KOH утворюються добре розчинні у воді солі силікатної кислоти – натрій силікат Na_2SiO_3 і калій силікат K_2SiO_3 , які називаються в техніці рідким склом.

При дії кислот на розчини силікатів в осад випадає суміш важкорозчинних силікатних кислот, що мають склад, який відповідає загальній формулі $x\text{SiO} \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Силікатні кислоти значно слабші за дуже слабку карбонатну кислоту і виявляють велику схильність до утворення золів і гелів.

Майже всі карбонати і силікати являють собою важкорозчинні солі. Легко розчиняються у воді тільки карбонати і силікати лужних металів, карбонат амонію і деякі гідрокарбонати, наприклад, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ та $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Станум і Плюмбум являють собою досить активні метали, з водою Sn і Pb не взаємодіють, розчиняються в кислотах та лугах.

Ці метали стоять у ряду електрохімічних потенціалів до Гідрогену і тому, наприклад, Sn легко розчиняється у хлоридній кислоті:



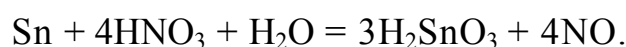
Мала розчинність олова і свинцю у розведеній сульфатній кислоті і свинцю у хлоридній кислоті пояснюється утворенням щільної плівки важкорозчинних солей на поверхні металу, наприклад, на поверхні свинцю утворюються малорозчинні PbSO_4 та PbCl_2 . У концентрованій сульфатній кислоті Sn і Pb розчиняються внаслідок утворення легкорозчинних кислих сульфатів:



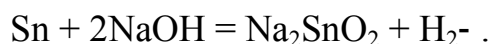
Обидва метали енергійно взаємодіють з нітратною кислотою таким чином:



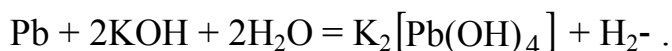
При взаємодії олова з концентрованою нітратною кислотою утворюється важкорозчинна станатна кислота:



Олово розчиняється в концентрованому лузі з утворенням станітів за реакцією:



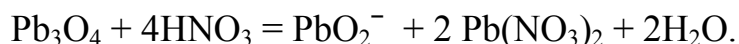
Свинець розчиняється в розбавлених розчинах лугів при підвищеній температурі з утворенням гідроксоплюмбїтів:



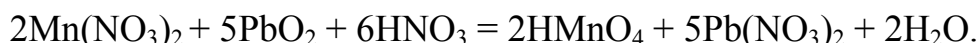
В присутності окисників розчинення Sn і Pb в лугах відбувається з утворенням $\text{K}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ та $\text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$.

При нагріванні в присутності кисню Sn утворює оксид SnO_2 . Плюмбум(IV) оксид таким способом отримати неможливо. При нагріванні свинцю на повітрі утворюється PbO (жовтого кольору) та Pb_3O_4 (сурик яскраво-червоного кольору), який можна розглядати як сіль ортоплюмбатної кислоти $\text{Pb}_2^{+2}(\text{PbO}_4)$.

При дії нітратної кислоти на Pb_3O_4 утворюється PbO_2 :



PbO_2 – темно-коричневий порошок, він сильний окисник, може окиснювати Mn^{+2} до Mn^{+7} :



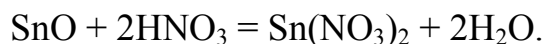
PbO_2 та SnO_2 – амфотерні оксиди з перевагою кислотних властивостей.

Гідратований оксид $\text{SnO}_2 \cdot n \text{H}_2\text{O}$ існує у вигляді α - і β -форм. α -станатна кислота розчиняється в кислотах і лугах на відміну від β -форми, яка з часом перетворюється в β -станатну.

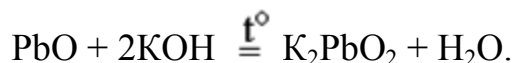
SnO отримують нагріванням $\text{Sn}(\text{OH})_2$ в струмені азоту, а PbO за реакцією:



PbO та SnO у воді практично нерозчинні, з кислотами утворюють солі, наприклад:



В лугах ці оксиди розчиняються лише при нагріванні:



Солі кислот H_2SnO_2 та H_2PbO_2 – сильні відновники.

Склад і властивості оксидів і гідроксидів стануму і плюмбуму надані в таблиці 7.

Легко розчиняються у воді нітрат і ацетат плюмбуму. Галогеніди та плюмбум (II) сульфат мають малу розчинність в холодній воді. Солі стануму (II) мають велику розчинність в воді в порівнянні з солями плюмбуму, особливо

Таблиця 7

Склад і властивості оксидів і гідроксидів Стануму і Плюмбуму

Метал	Оксид	Гідроксид	Властивості гідроксида	Назва кислоти	Назва солі
Sn	SnO	$\text{Sn(OH)}_2 \hat{=} \text{H}_2\text{SnO}_2$	амфотерний	станітна	станіт
	SnO ₂	$\text{Sn(OH)}_4 \hat{=} \text{H}_2\text{SnO}_3$	амфотерний	станатна	станат
Pb	PbO	$\text{Pb(OH)}_2 \hat{=} \text{H}_2\text{PbO}_2$	амфотерний з переважанням основних властивостей	плюмбітна	плюмбіт
	PbO ₂	$\text{Pb(OH)}_4 \hat{=} \text{H}_2\text{PbO}_3^x + \text{H}_2\text{O}$	амфотерний з переважанням кислотних властивостей	плюмбатна	плюмбат
	Pb ₂ O ₃ (PbPbO ₃)	H ₂ PbO ₃	сіль метаплюмбатної кислоти	метаплюмбатна	плюмбум(II) метаплюмбат
	Pb ₃ O ₄ (Pb ₂ (PbO ₄))	H ₄ PbO ₄	сіль ортоплюмбатної кислоти	ортоплюмбатна	плюмбум(II) ортоплюмбат

^x У вільному стані не виявлена

добре розчинними є нітрат і хлорид. Як і у більшості інших металів, важкорозчинними солями Стануму (II) і Плюмбуму (II) є карбонати і фосфати.

У Стануму (II) переважають відновні властивості, Плюмбум(II) має відновні властивості тільки при дії дуже сильних окисників. Відповідно до цього, Плюмбум (IV) є сильним окисником, в той час як Станум (IV) відновлюється тільки при дії сильних відновників.

Мета роботи: вивчити властивості елементів головної підгруп IV групи періодичної системи; набути навичок безпечного проведення хімічного дослідження та навчитися аналізувати отримані дані.

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів головної підгруп IV групи періодичної системи та їх сполук: шматочок олова; шматочок свинцю; 10 % розчини солей Na_2CO_3 , Na_2SiO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, SnCl_2 .

Експериментально дослідити властивості елементів головної й побічної підгруп IV групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: апарат Кіппа, пальник, хімічний посуд. Реактиви: індикатори лакмус, фенолфталеїн; PbO_2 ; 10 % розчини солей K_2CrO_4 , Na_2S , KI , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 , BaCl_2 , CoCl_2 , CuCl_2 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, NiCl_2 , розчини кислот різних концентрацій: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl ; розчини лугів: NaOH , KOH .

Експериментальна частина

Дослід 1. Розчинення CO_2 у воді.

Налийте в пробірку 2 – 3 мл води і додайте кілька крапель нейтрального лакмусу. Повільно пропустіть через воду вуглекислий газ з апарата Кіппа. Як змінилося забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 2. Важкорозчинні карбонати.

В одну пробірку налийте 2 мл розчину солі Кальцію, у іншу – таку ж кількість розчину солі Барію. В кожному з пробірок прилийте по 1 мл розчину соди. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Збережіть пробірки з осадами для наступного дослідження.

Дослід 3. Дія кислот на солі карбонатної кислоти.

В кожному з пробірок з осадами, отриманими в досліді 2, додайте по 2 мл розведеної HCl . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Важкорозчинні гідроксокарбонати.

В три пробірки налийте по 2 мл розчинів солей Купруму, Кобальту і Нікелю. Додайте в кожному з пробірок по 1 мл розчину Na_2CO_3 . Визначте колір утворених осадів. Напишіть рівняння реакцій утворення основних солей Купруму, Кобальту і Нікелю.

Дослід 5. Гідроліз солей карбонатної та силікатної кислот.

Налийте в дві пробірки по 2 мл розчинів натрій карбонату і силікату. До кожної з них додайте по дві краплі фенолфталеїну. Як змінилося забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 6. Одержання золю силікатної кислоти.

Налийте в пробірку 2 – 3 мл хлоридної кислоти (1: 1), додайте 1 мл 10 % розчину натрій силікату і потужно струсніть. Що спостерігається? Прокип'ятить розчин. Що утворюється в цьому випадку?

Дослід 7. Отримання гелю силікатної кислоти.

Налийте в пробірку 2 – 3 мл 10 % розчину натрій силікату, додайте 2 краплі фенолфталеїну. Розчин забарвиться в інтенсивний малиновий колір. Потім, струшуючи, краплю за краплею додайте хлоридну кислоту (1:1). Коли забарвлення стане світлим, але не безбарвним, припиніть. Вміст пробірки енергійно перемішайте скляною паличкою. Розчин застигає в гелеподібну масу.

Дослід 8. Взаємодія олова і свинцю з кислотами.

1) В п'ять пробірок покладіть по маленькому шматочку олова. В кожну з пробірок додайте по 2 мл кислоти: в першу – 2N розчин HCl і нагрійте, в другу – 2N розчин H₂SO₄, в третю – концентровану H₂SO₄, в четверту – розбавлену HNO₃, в п'яту – концентровану HNO₃. Що спостерігається в кожній з пробірок? Напишіть рівняння реакцій.

2) Зробіть такий же дослід, замінивши олово свинцем.

Дослід 9. Властивості станум (II) гідроксиду.

1) В дві пробірки налейте по 1 мл розчину SnCl₂ і додайте по кілька крапель лугу до появи білого осаду. Напишіть рівняння реакції. Збережіть осад для продовження дослідів.

2) В першу пробірку долийте 2 мл розчину HCl, в другу – надлишок розчину лугу. Що спостерігається? Які властивості має станум (II) гідроксид? Напишіть рівняння реакцій. Другу пробірку збережіть для наступного дослідів.

Дослід 10. Відновлювальні властивості солей Стануму (II)

До прозорого розчину натрій станніту, отриманого в попередньому досліді, додайте на холоді кілька крапель розчину бісмут (III) хлориду або нітрату. Що спостерігається? Напишіть реакцію утворення металевого бісмуту.

Дослід 11. Властивості плюмбум (II) гідроксиду

1) В дві пробірки налийте по 1 мл розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і додайте по кілька крапель лугу до утворення осаду. Напишіть рівняння реакції. Збережіть осад для продовження дослідів.

2) В першу пробірку долийте 2 мл розведеної HNO_3 , в другу – надлишок розчину лугу. Що спостерігається? Якими властивостями володіє гідроксид свинцю? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 12. Окисні властивості солей Плюмбуму (IV)

Додайте в пробірку щіпку плюмбум діоксиду PbO_2 , прилийте 1 мл концентрованої HNO_3 , 1 краплю розчину $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ і нагрійте. Як змінилося забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 13. Важкорозчинні солі Плюмбуму.

У п'ять пробірок налийте по 2 мл розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Додайте в кожен пробірку по 1 мл HCl , H_2SO_4 , KI , Na_2S , K_2CrO_4 . Визначте колір отриманих осадів. Напишіть рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Якими хімічними реакціями можна перетворити кальцій карбонат у гідрокарбонат і навпаки?
2. Які молекули та іони знаходяться у водному розчині вуглекислого газу?
3. Чому для відділення CO від CO_2 їх суміш пропускають через розчин лугу, а не через воду?
4. Які солі силікатної кислоти розчинні у воді?
5. Назвіть найкращий розчинник для олова і свинцю.
6. Напишіть реакцію розчинення плюмбум сульфату у надлишку лугу.
7. Напишіть реакцію взаємодії станум (II) хлориду з калій перманганатом в кислому середовищі.

Лабораторна робота № 5

Елементи V групи періодичної системи

Теоретичні положення

П'яту групу періодичної системи Д. І. Менделєєва складають елементи: N, P, As, Sb, Bi (p-елементи головної підгрупи) і V, Nb, Ta (d-елементи побічної підгрупи) (табл. 8).

У даній лабораторній роботі розглянуті хімічні властивості елементів головної підгрупи.

Таблиця 8

Характеристика елементів п'ятої групи головної підгрупи періодичної системи

Період	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	N	[He] 2s ² 2p ³	-3, +1, +2, +3, +4, +5
3	P	[Ne] 3s ² 3p ³	-3, +3, +5
4	As	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ³	-3, +3, +5
5	Sb	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ³	+3, +5
6	Bi	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ³	(-3), +3, (+5)

Для даних елементів найбільш характерні металоїдні властивості, які послаблюються в ряду N – Bi у зв'язку зі збільшенням радіусів атомів. Стибій та Бісмут мають металеві властивості. Негативний ступінь окиснення (-3) проявляється в сполуках з Гідрогеном – NH₃, PH₃, AsH₃, і з активними металами – Mg₃N₂, Mg₃Bi₂ та ін..

Стійкість водневих сполук зменшується зі збільшенням металевих властивостей елементів, тобто від Нітрогену до Бісмуту. BiH₃ є вкрай нестійким.

Таблиця 9

Гідрогеновмісні сполуки елементів п'ятої групи головної підгрупи

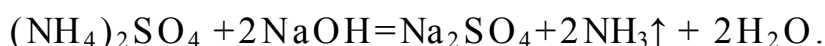
Сполуки елементів п'ятої групи головної підгрупи з гідрогеном	Назва
NH ₃	Аміак або амоніак
PH ₃	фосфін
AsH ₃	арсин
SbH ₃	стибін
BiH ₃	бісмутин

Усі названі сполуки при звичайних умовах являють собою газу. Вони мають відновні властивості. Молекули аміаку проявляють високу схильність до реакцій приєднання за рахунок наявних у атомів нітрогену неподілених електронних пар. В зв'язку з цим аміак вступає в хімічну взаємодію з водою та кислотами і утворює в першому випадку амоній гідроксид і в другому – солі амонію. В обох випадках утворюється комплексний йон амонію NH_4^{1+} . Амоній гідроксид є слабкою основою, тому при розчиненні аміаку у воді встановлюється рівновага:



Додавання лугу і нагрівання зміщують рівновагу цього процесу ліворуч, що призводить до виділення аміаку з розчину. У кислому середовищі утворюються солі амонію і рівновага зміщується праворуч за рахунок зв'язування іонів гідроксиду.

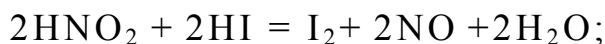
При дії лугів і нагріванні солі амонію легко виділяють аміак:



Елементом даної підгрупи властива велика різноманітність сполук з Оксигеном (табл 10).

Нітроген (III) оксиду N_2O_3 відповідає нітритна кислота HNO_2 . Вона слабка, нестійка, проявляє як окисні, так і відновні властивості, наприклад:

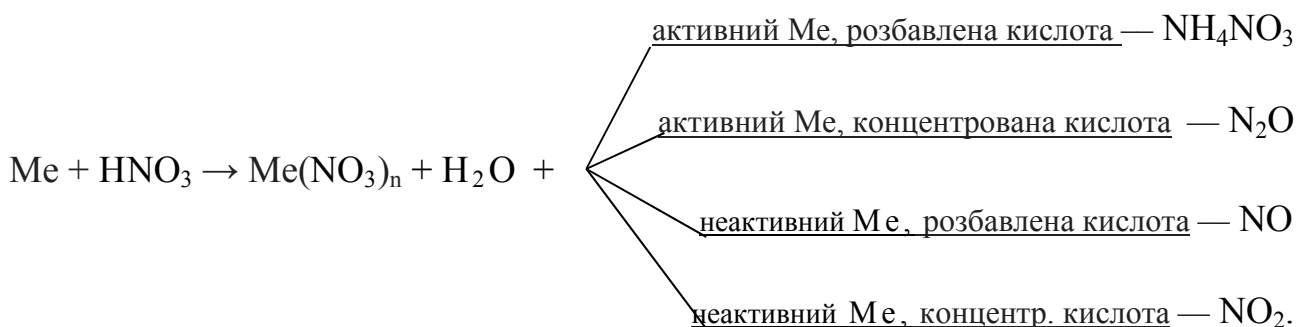
HNO_2 – окисник:



HNO_2 – відновник:



Нітроген (V) оксиду N_2O_5 відповідає нітратна кислота HNO_3 – сильна, у водних розчинах стійка, виявляє окисні властивості. У нітратній кислоті розчиняється більшість металів. Вони відновлюють Нітроген кислоти до різних ступенів окиснення (+4, +2, +1, -3) в залежності від їх активності і концентрації, що зображено на схемі:



Характеристика кисневих сполук елементів п'ятої групи
головної підгрупи

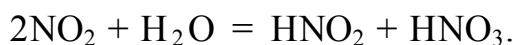
Елемент	Оксид	Ступінь окиснення	Хімічні властивості	Агрегатний стан за звичайних умов	Колір
N	N ₂ O	+ 1	несолетворний	газ	без-барвний
	NO	+ 2	несолетворний	газ	без-барвний
	N ₂ O ₃	+ 3	кислотний	рідкий, стійкий при температурі нижче 0°C	синій
	NO ₂	+ 4	кислотний	газ	бурий
	N ₂ O ₅	+ 5	кислотний	твердий	білий
P	P ₂ O ₃	+ 3	кислотний	твердий	білий
	P ₂ O ₅	+ 5	кислотний	твердий	білий
As	As ₂ O ₃	+ 3	амфотерний, переважають кислотні властивості	твердий	білий
	As ₂ O ₅	+ 5	кислотний	твердий	білий
Sb	Sb ₂ O ₃	+ 3	амфотерний, переважають основні властивості	твердий	білий
	Sb ₂ O ₅	+ 5	кислотний	твердий	білий
Bi	Bi ₂ O ₃	+ 3	основний	твердий	жовтий

Ця схема відображає лише головний напрямок процесу. Поряд з цим завжди утворюються сполуки, що відповідають і іншим ступеням окиснення нітрогену, тільки в значно менших кількостях. Рівняння реакції складається з продуктом, що переважає.

Дуже енергійно діє концентрована нітратна кислота на деякі неметали. Так, вона окиснює сірку при кип'ятінні до H₂SO₄, фосфор до H₃PO₄ і тому подібне.

Майже всі солі нітратної кислоти, нітрати, добре розчинні у воді. У водному розчині нітрати цілком стійкі і на противагу нітратній кислоті не виявляють окисних властивостей.

При взаємодії NO_2 з водою утворюється суміш двох кислот – нітратної та нітритної:



В присутності кисню утворюється тільки нітратна кислота:



З киснем фосфор утворює три сполуки P_2O_5 , P_2O_3 , PO_2 . Тверді кисневі сполуки фосфору мають молекулярну ґратку, у вузлах якої містяться молекули P_4O_{10} , P_4O_6 , P_2O_4 .

Фосфор (III) оксиду відповідає фосфітна кислота H_3PO_3 , яка проявляє сильні відновні властивості. Солі фосфітної кислоти, фосфіти, майже всі важко розчиняються у воді.

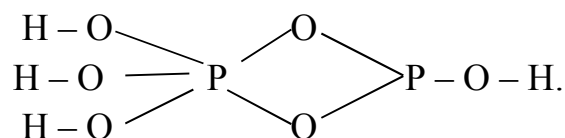
Фосфор (V) оксид утворює ряд кислот і солей (табл. 11):

Таблиця 11

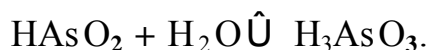
Кислоти і солі фосфор (V) оксиду

Кислота	Назва кислоти	Приклад солі	Назва солі
H_3PO_4	Ортофосфатна (фосфатна)	Na_3PO_4 Na_2HPO_4 NaH_2PO_4	натрій фосфат натрій гідрофосфат натрій дигідрофосфат
HPO_3 $(\text{HPO}_3)_n$	Метафосфатна поліметафосфатна	NaPO_3	натрій метафосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Дифосфатна (пірофосфатна)	$\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$	натрій дифосфат

Ортофосфатна кислота є триосновною кислотою. За першим ступенем вона дисоціює досить легко, наближаючись до кислот середньої сили. За двома іншими ступенями дисоціація слабка. Майже всі дигідрофосфати добре розчинні у воді. З гідрофосфатів і фосфатів лише деякі добре розчинні у воді, зокрема, солі лужних металів і амонію. Окисні властивості для фосфатної кислоти не характерні. Метафосфатна кислота та її солі полімеризовані. Вони мають циклічну структуру, а деякі ланцюгову. Дифосфатна кислота має наступну структуру:



Арсен (III) оксид – ангідрид арсенітної кислоти (солі – арсеніти), у воді розчиняється з утворенням H_3AsO_3 , яку у вільному стані не отримано. У водному розчині існує рівновага



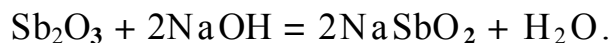
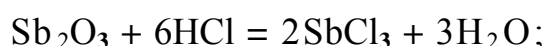
Рівновага цього процесу зміщена ліворуч. Ці кислоти слабкі, виявляють деякі ознаки амфотерності.

H_3AsO_3 та її солі є сильними відновниками:



Арсен (V) оксиду відповідає арсенатна кислота H_3AsO_4 (солі – арсенати). H_3AsO_4 – кислота середньої сили, на відміну від ортофосфатної кислоти вона виявляє окисні властивості. Розчинність арсенатів аналогічна розчинності фосфатів.

Стибій (III) оксид Sb_2O_3 виявляє амфотерні властивості:



В результаті взаємодії з лугом утворюється сіль метастибітної кислоти NaSbO_2 – натрій метастибіт (натрій антимоніт).

Стибій (V) оксиду (аналогічно оксидам P_2O_5 , Sb_2O_5) відповідає ряд стибатних кислот $x\text{Sb}_2\text{O}_5 \cdot y\text{H}_2\text{O}$. Солі – антімонати.

Основні властивості гідроксидів в ряду As – Sb – Bi посилюються і бісмут (3+) гідроксид виявляє тільки основні властивості.

Для солей Стибію і Бісмуту характерні реакції гідролізу з утворенням важкорозчинних основних солей:



$\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – нестійка сіль, що розкладається на оксосіль і воду таким чином:



В результаті реакції гідролізу утворюється оксостибій (III) хлорид (антимоніт хлорид) (SbO^{1+} – антимоніт-іон). Подібна сіль Бісмуту BiOCl називається оксобісмут (III) хлоридом. Для отримання прозорих водних

розчинів солей Стибію і Бісмуту при розчиненні їх у воді необхідно додавати відповідну кислоту для зменшення реакції гідролізу. При розведенні розчинів солей Бісмуту і Стибію водою утворюється осад основних солей.

По ряду $As^{3+} - Sb^{3+} - Bi^{3+}$ послаблюються відновні властивості, зменшується тенденція до переходу в сполуки вищого ступеня окиснення. Відповідно до цього збільшуються окисні властивості в ряду $As^{5+} - Sb^{5+} - Bi^{5+}$.

Відомі нечисленні солі бісмутової кислоти, наприклад, натрій бісмутат Na_3BiO_4 , що проявляють надзвичайно сильні окисні властивості.

Для Арсену, Стибію і Бісмуту дуже характерні сульфідні сполуки: As_2S_3 , As_2S_5 , Sb_2S_3 , Sb_2S_5 , Bi_2S_3 . Всі ці речовини важко розчинні у воді і розведених кислотах.

Мета роботи: вивчити властивості елементів головної підгруп V групи періодичної системи; набути навичок безпечного проведення хімічного досліду та навчитися аналізувати отримані дані.

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів та їх сполук: 10 % розчини солей NH_4NO_3 , Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , $SbCl_3$, $Bi(NO_3)_3$.

Експериментально дослідити властивості елементів головної підгруп V групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: пальник, хімічний посуд. Реактиви: шматочок міді, шматочок цинку; індикатори лакмус, фенолфталеїн; 10 % розчини солі алюмінію, солі феруму (III), солі купруму (II), солі цинку, солі кальцію; розчини кислот різних концентрацій: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , H_2S ; розчини лугів: $NaOH$, KOH .

Експериментальна частина

Дослід 1. Виділення аміаку з розчинів солей амонію.

Налийте в пробірку 2 мл розчину солі амонію. Додайте 1 мл розчину лугу і нагрійте. До отвору пробірки піднесіть фенолфталеїновий папірець, змочений дистильованою водою (не торкайтеся папірцем стінок пробірки). Як змінилося забарвлення фенолфталеїнового папірця? Які властивості має амоній гідроксид? Напишіть рівняння реакції взаємодії солі амонію з лугом.

Дослід 2. Утворення солей амонію.

Повторіть дослід 1, замінивши фенолфталеїновий папірець скляною паличкою, змоченою концентрованою хлоридною кислотою. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 3. Взаємодія розведеної нітратної кислоти з активними металами.

Покладіть в пробірку шматочок цинку і облійте його розведеною нітратною кислотою (приблизно 0,2 N розчином HNO_3). Прилийте такий самий об'єм лугу і нагрійте. Піднесіть до отвору пробірки вологий фенолфталеїновий папірець. Визначте за запахом газ, що виділяється. Як змінився колір фенолфталеїнового папірця? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Взаємодія розведеної нітратної кислоти з малоактивними металами.

Покладіть в пробірку шматочок міді і облійте його розведеною нітратною кислотою. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 5. Взаємодія концентрованої нітратної кислоти з малоактивними металами.

Покладіть в пробірку шматочок міді, облійте його концентрованою нітратною кислотою. Як проходить реакція на холоді? Нагрійте пробірку. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. Гідроліз натрій фосфату

Налийте в пробірку 2 мл розчину Na_3PO_4 . Додайте кілька крапель фенолфталеїну. Що спостерігається? Напишіть реакцію гідролізу натрій фосфату.

Дослід 7. Важкорозчинні солі фосфатної кислоти.

1) У п'ять пробірок прилейте по 2 мл розчину солі алюмінію, солі феруму(III), солі купрум(II), солі цинку, солі кальцію. У кожну пробірку додайте по 1 мл розчину Na_3PO_4 . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

2) Двічі повторіть дослід, замінивши Na_3PO_4 перший раз натрій гідрофосфатом, другий раз – натрій дигідрофосфатом. Порівняйте отримані результати. Зробіть висновок про розчинність фосфатів, гідрофосфатів і дигідрофосфатів.

Дослід 8. Амфотерність стибій (III). гідроксиду

1) В дві пробірки прилийте по 2 мл розчину SbCl_3 . Додайте по 1 мл розчину NaOH . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Злийте розчини з осадів (збережіть їх для продовження дослідів).

2) В одну з пробірок прилийте 2 мл хлоридної кислоти, в іншу – надлишок розчину NaOH. Що спостерігається в кожній з пробірок? Які властивості має стибій (III) гідроксид? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 9. Гідроліз солей Стибію.

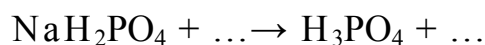
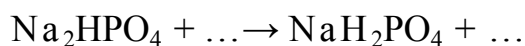
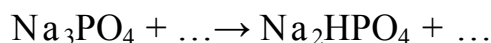
Налийте в пробірку 1 мл розчину SbCl_3 . Додайте дистильовану воду до появи білого осаду оксостибій (III) хлориду. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 10. Сульфіди Стибію і Бісмуту.

В дві пробірки налийте порізно по 2 мл розчину SbCl_3 і $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$. Додайте в кожну з пробірок такий самий об'єм сірководневої води. Визначте забарвлення утворених осадів. Напишіть рівняння реакцій.

Контрольні питання

1. Як змінюється відновлювальна здатність водневих сполук в ряду N – Bi?
2. Напишіть рівняння реакції гідролізу амоній хлориду.
3. Напишіть реакції взаємодії розведеної нітратної кислоти з магнієм, залізом і ртуттю.
4. Напишіть формули магній фосфату, гідрофосфату і дигідрофосфату.
5. Назвіть розчинні середні солі фосфатної кислоти.
6. Напишіть рівняння реакцій перетворення:



Лабораторна робота № 6

ЕЛЕМЕНТИ ШОСТОЇ ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Теоретичні положення

Шосту групу періодичної системи Д. І. Менделєєва складають наступні елементи: O, S, Se, Te, Po (p-елементи головної підгрупи) і Cr, Mo, W (d-елементи побічної підгрупи) (табл.12).

Таблиця 12

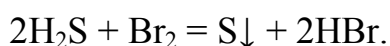
Характеристика елементів VI групи періодичної системи

Період	Головна підгрупа			Побічна підгрупа		
	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення	Елемент	Розподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	O	[He] 2s ² 2p ⁴	-2			
3	S	[Ne] 3s ² 3p ⁴	-2,+4,+6			
4	Se	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁴	-2,+4,+6	Cr	[Ar]3d ⁵ 4s ¹	+ 3. + 6
5	Te	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴	-2,+4,+6	Mo	[Kr]4d ⁵ 5s ¹	+ 4, + 6
6	Po	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴	(-2),+4,+6	W	[Xe]5d ⁴ 6s ²	+ 4, + 6
				Sg	[Rn]5f ¹⁴ 6d ⁴ 7s ²	

Оксиген не схильний віддавати електрони і проявляє позитивний ступінь окиснення тільки в сполуках з найбільш електронегативним елементом Флуором. Найважливішою особливістю Оксигену є його здатність утворювати оксиди майже з усіма елементами. З більшістю елементів він реагує безпосередньо. Оксиди з галогенами, ауромом і платиною отримують непрямим шляхом. Всі p-елементи шостої групи утворюють сполуки з Гідрогеном.

Сірка утворює з воднем ряд сполук загальної формули H₂S_x (x – 1,2,3,4,6 і 9). Найпростішим і найбільш важливим є сірководень H₂S. Йому відповідає сполука водню з селеном H₂Se – селеноводень і з телуrom H₂Te – теллуrowодень.

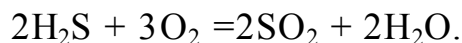
Водневі сполуки p-елементів H₂S, H₂Se, H₂Te – сильні відновники:



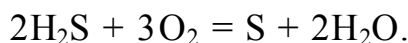
Відновні властивості зростають в ряду $\text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$. В тому ж порядку зменшується стійкість цих сполук при нагріванні:



При нагріванні в присутності кисню повітря H_2S горить блакитним полум'ям за реакцією:



При нестачі кисню утворюється сірка:



Сірководень і аналогічні йому сполуки селену і телуру добре розчиняються у воді і у водних розчинах проявляють кислотні властивості. Всі кислоти двохосновні, слабкі, кислотні властивості збільшуються наступним чином:



Кожна з цих кислот утворює середні і кислі солі – сульфіді і гідросульфіді, селеніді і гідроселеніді, телуриди). Крім того водневим сполукам Сульфуру – H_2S_x відповідають солі – полісульфіді, наприклад, Na_2S_2 , FeS_2 . Пірит FeS_2 є сіллю феруму (II). У молекулах полісульфідів число атомів Сульфуру може досягати 8, але найчастіше воно дорівнює 2.

Більшість кислих солей добре розчиняється в воді, більшість середніх – важко. Розчинність сульфідів деяких металів представлена в таблиці 13.

Таблиця 13

Розчинність сульфідів деяких металів

Сульфіді	Умови розчинення
Na_2S , K_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Розчиняються у воді
CaS , BaS , Al_2S_3 , Fe_2S_3 та ін.	Розкладаються водою
ZnS , MnS , CdS та ін.	Розчиняються у кислотах
Ag_2S , HgS та ін.	Розчиняються у кислотах – окисниках

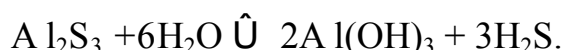
Сульфіди лужних металів у водному розчині частково гідролізуються:



Внаслідок гідролізу сульфіди лужноземельних металів у водному розчині практично повністю розкладаються:



Повністю гідролізуються сульфіди малоактивних металів, наприклад, алюмінію, феруму та ін.:

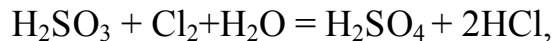


Між властивостями сульфідів, селенідів і телуридів існує близька аналогія.

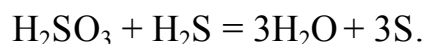
Оксиди Сульфуру, Селену, Телуру і відповідні їм кислоти представлені в таблиці 14.

Сульфітна, селенітна і телуритна кислоти мають як відновні, так і окисні властивості:

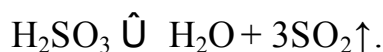
сульфітна кислота – відновник:



сульфітна кислота – окисник:

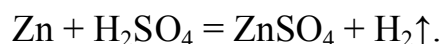


Сульфітна кислота у водному розчині розпадається і сульфур (IV) оксид виділяється з розчину:



Сульфатна, селенатна і телуратна кислоти є окисниками. Сульфати і селенати у водних розчинах окисних властивостей не виявляють, в той час як телурати є окисниками.

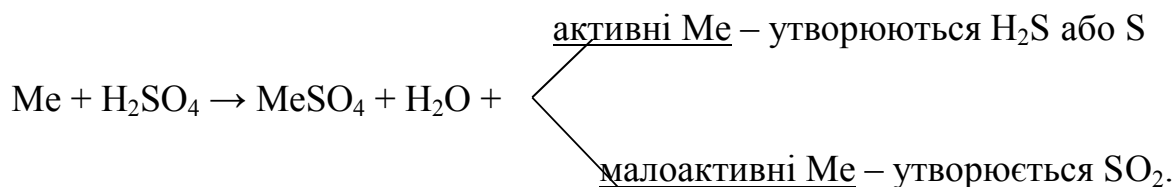
При розчиненні металів, що стоять у ряді напруг раніше водню, у розведеної сульфатної кислоти виділяється водень (тобто окисником металу є іони H^+):



При розчиненні металів в концентрованій сульфатній кислоті поряд з сульфатом металу утворюється суміш продуктів відновлення Сульфуру:

Характеристика оксидів і кислот **S**, **Se**, **Te**

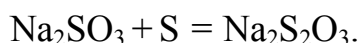
Елемент	Ступінь окиснення	Оксид	Характер оксиду	Агрегатний стан за звичайних умов	Кислота	Назва кислоти	Сила кислоти	Назва солей
S	+4	Te	кислотний	газ	H ₂ SO ₃	сульфітна	середньої сили	сульфіти
Se	+4	SeO ₂	кислотний	безбарвні кристали	H ₂ SeO ₃	селенітна	слабка	селеніти
Te	+4	TeO ₂	амфотерний	безбарвні кристали	H ₂ TeO ₃	телурітна	слабка	телуріти
S	+6	SO ₃	кислотний	газ	H ₂ SO ₄	сульфатна	сильна	сульфати
Se	+6	SeO ₃	кислотний	безбарвні кристали	H ₂ SeO ₄	селенатна	сильна	селенати
Te	+6	TeO ₃	кислотний	безбарвні кристали	H ₂ TeO ₄	телуратна	слабка	телурати



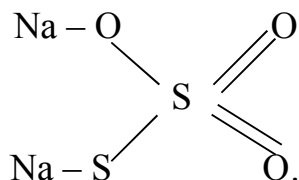
У наведеній схемі показані ті продукти, які в даному конкретному випадку утворюються в найбільшій кількості.

Більшість сульфатів добре розчиняється у воді. З солей сульфатної кислоти малою розчинністю відрізняються лише сульфати лужноземельних металів.

При кип'ятінні натрій сульфіту з сіркою утворюється натрій тіосульфат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ за реакцією:

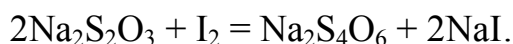


Структурна формула натрій тіосульфату має такий вигляд

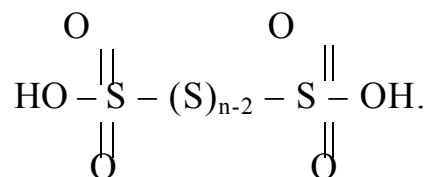


Це сіль дуже нестійкої тіосульфатної кислоти $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

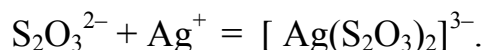
Тіосульфат натрію є сильним відновником:



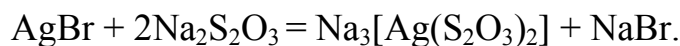
В результаті цієї реакції утворюється натрій тетраіонат $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ – сіль тетраіонатної кислоти, яка належить до групи полііонатних кислот з загальною формулою $\text{H}_2\text{S}_n\text{O}_6$, які мають таку будову:



Тіосульфат-іон $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ має велику схильність до комплексоутворення з позитивними іонами d-елементів, наприклад:



Внаслідок цього в розчині натрій тіосульфату розчиняються деякі солі, важкорозчинні у воді:

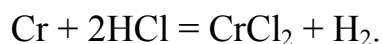


При дії кислот на натрій тіосульфат утворюється тіосульфатна кислота, яка відразу ж розкладається наступним чином:



Елементи побічної підгрупи Cr, Mo і W є типовими металами. Незважаючи на те, що кожен з них за певних умов виявляє велику різноманітність ступенів окиснення, стійкими їх можна вважати у хрому +3 і +6, у молібдена і вольфрама +6.

Хром стоїть у ряді напруг раніше водню і розчиняється в розбавлених хлоридній і сульфатній кислотах:

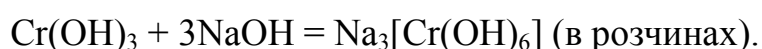
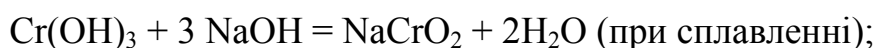


Утворюється хром (II) хлорид, який вкрай нестійкий в присутності кисню повітря і швидко окиснюється до хрому (III) хлориду:



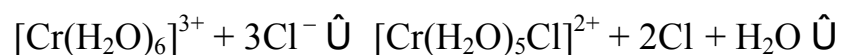
В холодній нітратній кислоті хром пасивується в результаті утворення міцної плівки Cr_2O_3 на поверхні металу. Молібден розчиняється тільки в гарячих концентрованих розчинах сульфатної і нітратної кислот. Вольфрам розчиняється лише в суміші ($\text{HNO}_3 + \text{HF}$).

Хром (III) оксид Cr_2O_3 – зелений порошок, що не розчиняється у воді і кислотах. Відповідний йому гідроксид отримують дією лугів на солі Хрому (III). $\text{Cr}(\text{OH})_3$ в залежності від умов осадження має колір від сіро-зеленого до фіолетового. Йому притаманні амфотерні властивості – розчиняється в кислотах і лугах:



В кислому середовищі утворюється аквакомплекс $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, що має синьо-фіолетове забарвлення, як і кристалогідрати солей Хрому (III). В результаті розчинення хром (III) гідроксиду в лузі утворюються гексагідроксохроміти, наприклад, $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.

В водних розчинах іони Cr^{3+} оточені стійкою гідратної оболонкою, що відповідає гідратованому іону $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ фіолетового кольору. При нагріванні фіолетове забарвлення розчину переходить в зелене внаслідок витіснення молекул води з внутрішньої сфери аніонами:



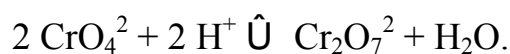
Другий оксид хрому CrO_3 – темно-червона кристалічна речовина, сильний окисник, розчиняється у воді з утворенням хроматної і дихроматної кислот:



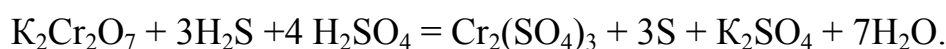
При дії сильних окисників в лужному середовищі хроміти переходять в хромати:



Хромати і дихромати взаємно переходять один в одного в залежності від реакції середовища:



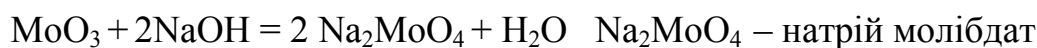
Додавання кислоти зміщує рівновагу вправо, в бік утворення дихромата, додавання лугу зміщує рівновагу вліво, в сторону утворення хромата. Таким чином в кислому середовищі існують тільки дихромати, а в лужному – лише хромати. Аніони CrO_4^{2-} забарвлені в жовтий колір, а $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – в помаранчевий. Хромати і дихромати виявляють сильні окисні властивості, наприклад:



Крім хроматів і дихроматів, відомі також похідні аніонних комплексів Хрому (VI) – солі поліхромових кислот, наприклад, трихромати $\text{Na}_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$, тетрахромати $\text{Na}_2\text{Cr}_4\text{O}_{13}$ та ін.

Для Молібдену і Вольфраму стійкими й найбільш поширеними є сполуки, в яких Мо і W виявляють ступінь окиснення + 6.

Оксиди MoO_3 та WO_3 – кристалічні речовини, мають кислотний характер, дуже термостійкі, у воді розчиняються слабо, але легко розчиняються в лугах з утворенням солей молібдатної (H_2MoO_4) і вольфраматної (H_2WO_4) кислот:



Відповідні кислоти отримані при нагріванні розчинів молібдатів і вольфраматів з кислотами. Молібденова кислота виділяється у вигляді жовтих кристалів $\text{H}_2\text{MoO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і білих голок H_2MoO_4 . Зневоднена вольфраматна кислота H_2WO_4 має жовтий колір, а її гідрат $\text{H}_2\text{WO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – білий.

Сила кислот зменшується по ряду H_2CrO_4 – H_2MoO_4 – H_2WO_4 .

Як для хрому (VI), так і для молібдену (VI) і вольфраму (VI) відомі численні похідні полімерних аніонних комплексних сполук, наприклад:

$\text{H}_2\text{Mo}_3\text{O}_{11}$ (тримолібдатна), $\text{Na}_2\text{W}_4\text{O}_{13}$ (тетравольфраматна) та інші кислоти. Доведено існування і більш складних сполук, наприклад, $\text{H}_6\text{W}_7\text{O}_{24}$, $\text{H}_6\text{Mo}_6\text{O}_{21}$.

Молібден(VI) і вольфрам(VI) в протилежність хрому (VI) виявляють слабкі окисні властивості.

Мета роботи: вивчити властивості елементів головної й побічної підгруп VI групи періодичної системи; набути навичок безпечного проведення хімічного досліду та навчитися аналізувати отримані дані.

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів та їх сполук: порошок сірки, сірководнева вода, 10 % розчини $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Na_2SO_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, H_2SO_4 .

Експериментально дослідити властивості елементів головної й побічної підгруп VI групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: Пальник, хімічний посуд. Реактиви: індикатори лакмус, фенолфталеїн; розчин йоду, 10 % розчини солей KMnO_4 , ZnCl_2 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , CdCl_2 , CoCl_2 , SbCl_3 . $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, AgNO_3 , CaCl_2 , солі хрому (III), $(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, K_2CrO_4 , Na_2S , KI , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, SnCl_2 , Na_2CO_3 ; розчини кислот різних концентрацій: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl ; розчини лугів: NaOH , KOH .

Експериментальна частина

Дослід 1. Взаємодія сірки з нітратною кислотою.

Налийте в пробірку 2 мл концентрованої нітратної кислоти, додайте дрібку порошку сірки і підігрійте до кипіння. До охолодженого розчину прилийте 1 мл розчину BaCl_2 . Що спостерігається? Яка сполука випала в осад? Напишіть реакцію взаємодії сірки з концентрованою нітратною кислотою.

Дослід 2. Відновні властивості сірководню.

Налийте в пробірку 2 мл розведеного розчину калій перманганату, додайте 1 мл розведеної H_2SO_4 і додавайте поступово сірководневу воду. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 3. Важкорозчинні сульфіді деяких металів.

Налийте в шість пробірок по 2 мл розчину: ZnCl_2 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, CuSO_4 , CdCl_2 , CoCl_2 , SbCl_3 . Додайте в кожен пробірку по 1 мл $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Що спостерігається? Зверніть увагу на забарвлення сульфідів цинку, мангану, купрум, кадмію, кобальту та стибію. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Виділення SO_2 з розчинів сульфідів.

Налийте в пробірку 2 мл розчину Na_2SO_3 . Додайте 2 мл розведеної H_2SO_4 . Що спостерігається? Відзначте запах газу, що виділяється. Напишіть рівняння реакції.

Дослід 5. Окисні властивості сульфідів.

Налийте в пробірку 2 мл розчину Na_2SO_3 і 5 крапель розбавленої H_2SO_4 . Додайте 5 крапель сірководневої води. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 6. Відновлювальні властивості сульфідів.

Налийте в пробірку 2 мл розчину Na_2SO_3 і 5 крапель сульфатної кислоти. Додавайте по краплях розбавлений розчин KMnO_4 . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 7. Розчинення активних металів в розведеній H_2SO_4 .

Помістіть в пробірку шматочок Zn і облійте його розведеною сульфатної кислотою. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. Розчинення активних і малоактивних металів в концентрованій H_2SO_4 .

В одну пробірку покладіть шматочок цинку, у іншу – міді. В кожному з пробірок додайте по 1 мл концентрованої H_2SO_4 і нагрійте. Що спостерігається? Який запах мають гази, що виділяються з пробірок? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 9. Відновні властивості натрій тіосульфату.

Налийте в пробірку 2 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Додайте кілька крапель розчину йоду. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 10. Тіосульфат натрію – ліганд.

Налийте в пробірку 1 мл розчину CaCl_2 . Додайте 5 крапель розчину AgNO_3 . Дайте осаді осісти, злийте з нього прозору рідину. Додайте до осаду 2 мл розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 11. Важкорозчинні солі сульфатної кислоти.

Налийте в одну пробірку 2 мл розчину CaCl_2 , в іншу – 2 мл розчину BaCl_2 . Додайте в кожному з пробірок по 1 мл розведеної H_2SO_4 . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 12. Амфотерні властивості гідроксиду хрому (III)

1) Налийте в дві пробірки по 2 мл розчину солі хрому (III). Додайте в кожную з них по 1 мл розчину NaOH. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції. Збережіть осад для продовження досліду.

2) В першу пробірку долийте 2 мл розведеної HCl, в другу – надлишок розчину NaOH. Що спостерігається? Який колір мають розчини хром (III) хлориду та натрій гексагідроксохроміту? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 13. Окисні властивості хрому (VI)

Налийте в пробірку 2 мл розчину $K_2Cr_2O_7$, 1 мл розведеної H_2SO_4 і 2 мл розчину KI. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 14. Важкорозчинні солі молібдатної і вольфраматної кислот.

Налийте в дві пробірки по 2 мл розчину амоній молібдату. В першу з них додайте 1 мл розчину $BaCl_2$ в другу – стільки ж розчину $Pb(NO_3)_2$. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції. Повторіть дослід, замінивши амоній молібдат на амоній вольфрамат.

Дослід 15. Відновлення сполук молібдену (VI) і вольфраму (VI)

Налийте в пробірку 2 мл розчину $(NH_4)_2MoO_4$, 1 мл розведеної HCl і додайте шматочок цинку. Що спостерігається? Утворена сполука носить назву молібденової сині $MoO_3 \cdot Mo_2O_5 \cdot nH_2O$.

Повторіть дослід, замінивши амоній молібдат на амоній вольфрамат. Що спостерігається? В цьому випадку утворюється сполука $(WO_2)_2WO_4$ вольфрамова синь.

Контрольні питання

1. Чи можна застосовувати нітратну кислоту для одержання сірководню з сульфідів?
2. Чому сірководень може слугувати тільки відновником, у той час, як SO_2 може бути і окисником і відновником?
3. Напишіть рівняння реакції взаємодії концентрованої H_2SO_4 з магнієм.
4. За яких ступенів окиснення сірка може бути: а) тільки окисником, б) тільки відновником, в) як окисником, так і відновником?
5. Яка з кислот сильніша: сульфатна, селенатна або телуратна?
6. Які ступені окиснення характерні для хрому, молібдену і вольфраму?
7. Який характер проявляють оксиди хрому при ступенях окиснення +2, +3 і +6?

Лабораторна робота № 7

ЕЛЕМЕНТИ VII ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

Теоретичні положення

Сьому групу періодичної системи Д.І. Менделєєва складають елементи: Н, F, Cl, Br, I, At (p-елементи головної підгрупи) і Mn, Tc, Re, Bh (d-елементи побічної підгрупи), характеристика яких надана в табл. 15.

Таблиця 15

Характеристика елементів сьомої групи періодичної системи Д.І. Менделєєва

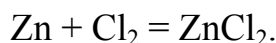
Період	Головна підгрупа	Расподіл електронів	Характерні ступені окиснення	Побічна підгрупа	Расподіл електронів	Характерні ступені окиснення
2	F	[He]2s ² 2p ⁵	-1			
3	Cl	[Ne]3s ² 3p ⁵	-1; + 1; +3; +4; +5; +7			
4	Br	[Ar]3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	-1; 0; + 1; +3; +5	Mn	[Ar]3d ⁵ 4s ²	+2; +4; +6; +7.
5	I	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	-1; + 1; +3; +5; +7	Te	[Kr]4d ⁵ 5s ²	+ 4; +7.
6	At	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	-1; + 1; +5	Re	[Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ²	+4; +7.
7				Bh	[Rn] 5f ¹⁴ 6d ⁵ 7s ²	

Головна підгрупа. Флуор (фтор), Хлор, Бром, Йод і Астат належать до галогенів (*Hal*). Назва «галогени» (солетвори) пов'язана з властивістю Флуору та його аналогів створювати з металами солі.

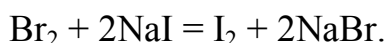
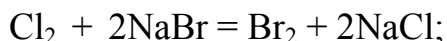
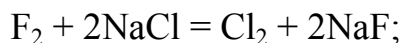
Атоми галогенів легко приєднують по одному електрону, перетворюючись у однозарядні негативні іони. Флуор є найбільш електронегативним з усіх галогенів (як і з усіх елементів взагалі) і тому він не виявляє здатності створювати сполуки, в яких його ступінь окиснення був би позитивним. Усі інші галогени виявляють велику різноманітність ступенів окиснення. Астат – радіоактивний елемент, стабільних ізотопів не має.

За звичайних умов фтор і хлор – гази зеленувато-жовтого кольору, бром – важка, червоно-бура рідина, йод – кристалічна речовина з легким металевим блиском. Хлор и бром – помірно розчинні у воді, йод – значно гірше. Галогени легко розчиняються в органічних розчинниках (бензолі, хлороформі, сірковуглеці та ін.). У хімічному відношенні галогени являються дуже

сильними окисниками. Їх окисна здатність особливо яскраво проявляється при взаємодії з металами:



Зі збільшенням радіусу атомів у ряду F – Cl – Br – I окисна здатність їх поступово зменшується, тому кожен з них витісняє всі інші галогени, що стоять праворуч від нього, з їх сполук:



З воднем галогени утворюють галогеноводні. За звичайних умов галогеноводні – безбарвні газоподібні речовини, дуже добре розчинні у воді: в 1л розчиняється за звичайних умов 500 л HCl, 600 л HBr, 425 л HI і HF має необмежену розчинність.

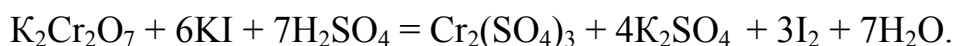
Водні розчини галогеноводнів проявляють кислотні властивості (табл. 16).

Таблиця 16

Характеристика галогеноводнів та їх кислот

Галогеноводень, його назва	Кислота, її назва	Довжина зв'язку, нм	Енергія зв'язку, кДж/моль	Ступінь дисоціації 0,1 N водного розчину кислоти	Назва солей
HF фторо-водень	HF фторидна (плавикова)	0,091	566,1	0,08	фторид
HCl хлоро-водень	HCl хлоридна (соляна)	0,127	431,4	0,926	хлорид
HBr бromo-водень	HBr бромідна	0,141	366,5	0,935	бромід
HI йодо-водень	HI йодидна	0,170	298,4	0,950	йодид

У ряду HF – HCl – HBr – HI відповідно збільшується сила кислоти, найсильніша з яких – йодидна. Причина цього стає зрозумілою при зіставленні енергії та довжини зв'язку у молекулах. Аніони галогеноводневих кислот проявляють відновні властивості, які збільшуються у такій самій послідовності: F < Cl < Br < I. Одним із чисельних прикладів реакції, в якій аніон галогену виступає відновником, є широко застосовувана в аналітичній хімії реакція між калій йодидом і калій дихроматом:



Більшість фторидів важкорозчинні у воді. Хлориди, броміди та йодиди, як правило, легкорозчинні, за винятком солей аргентуму, плюмбуму, меркурію (I) та купруму (I): AgCl, AgBr, AgI, PbCl₂, PbI₂, CuCl, CuBr, CuI, Hg₂Cl₂, Hg₂I₂

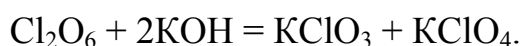
Хлор, Бром і Йод утворюють ряд оксидів та оксигеновмісних кислот, які розглядаються у табл. 17 на прикладі сполук хлору.

Таблиця 17

Оксигеновмісні сполуки хлору

Оксид (ангідрид)	Кислота	Назва кислоти	Назва солі
Cl ₂ O	HClO	гіпохлоритна або хлоратна (I)	гіпохлорит або хлорат (I)
ClO ₂	HClO ₂	хлоритна або хлоратна (III)	хлорит або хлорат (III)
Cl ₂ O ₆	HClO ₃	Хлоратна (V)	Хлорат (V)
Cl ₂ O ₇	HClO ₄	перхлоратна або хлоратна	перхлорат або хлорат

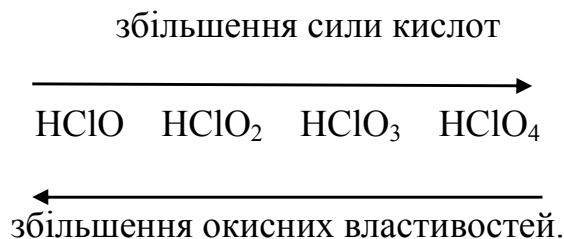
Взаємодія ангідридів з водою відбувається шляхом реакції диспропорціювання хлору з утворенням двох кислот, а з лугами – з утворенням двох солей:



Для бромю і йоду відомі кислоти: HBrO – гіпобромітна, HBrO_3^- – броматна, HIO – йодитна, HIO_3 – йодатна, HIO_4 – перйодатна. За своїми властивостями вони та їх солі аналогічні відповідним сполукам хлору.

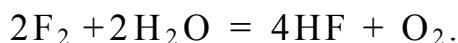
Усі кислоти хлору нестійкі, існують тільки у водному розчині, за винятком перхлоратної кислоти, яка є у вільному стані. Цим кислотам та їх солям притаманні сильні окисні властивості.

Зміну окисних властивостей оксигеновмісних кислот хлору можна визначити наступною схемою:



Гіпохлоритна кислота – слабка, а перхлоратна – сильна. Всі галогени при розчиненні в воді взаємодіють з нею.

Флуор – надзвичайно сильний окисник: окиснює кисень води до елементарного стану:



Решта галогенів реагують з водою з утворенням двох кислот (відбувається диспропорціювання $\text{Hal}_2^0 = \text{Hal}^{-1} + \text{Hal}^{+1}$):



Найменшою мірою реакція проходить з йодом, найсильніше з хлором. Реакція з холодним розчином луку відбувається з утворенням гіпохлоритів:



При нагріванні розчину реакція проходить наступним чином:



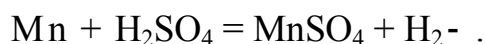
При нагріванні хлоратів(V) утворюються перхлорати:



Побічна підгрупа. Наявність у зовнішньому електронному шарі Мангану, Технецію та Ренію лише двох електронів визначає металічну природу цих елементів. Вони утворюють хімічні зв'язки за рахунок орбіталей як зовнішнього, так і передостаннього електронного шару.

Для Мангану характерні ступені окиснення +2, +4, +7, крім цього він виявляє ступені окиснення +3, +6. Для Технецію і Ренію найхарактернішими є ступінь окиснення +7.

Манган у вільному стані являє собою активний метал. Порошок мангану при нагріванні розкладає воду, під час його реакції з розведеними кислотами виділяється водень:



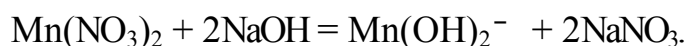
Концентровані сульфатна і нітратна кислоти на холоді пасивують, а при нагріванні розчиняють манган. В сполуках Манган проявляє різні ступені окиснення. Його оксиди і відповідні їм гідроксиди подано в таблиці 18:

Таблиця 18

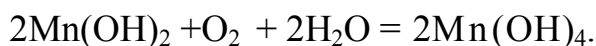
Характеристика оксидів і гідроксидів мангану

Оксид	Гідроксид	Характер гідроксиду	Назва кислоти	Назва солі
MnO	Mn(OH) ₂	основний		
Mn ₂ O ₃	Mn(OH) ₃	амфотерний з переважанням основних властивостей		
MnO ₂	Mn(OH) ₄ H ₄ MnO ₄	амфотерний з переважанням кислотних властивостей	манганітна	манганіт
MnO	H ₂ MnO ₄	кислотний	манганатна	манганат(VI)
Mn ₂ O ₇	HMnO ₄	кислотний	перманганатна	перманганат

Солі мангану (II) забарвлені в рожевий колір. Манган (II) гідроксид зазвичай отримують дією лугів на солі мангану(II):

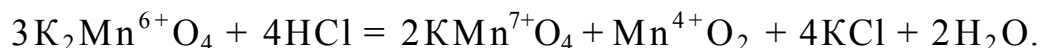


Манган (II) гідроксид – білий осад, швидко буріє на повітрі внаслідок окиснення киснем повітря за реакцією:

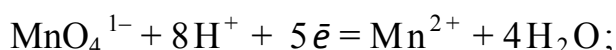


Манган діоксид MnO_2 – речовина чорного кольору. Він є найбільш стійкою сполукою Мангану, має слабо виражені кислотні та основні властивості, досить сильні окисні властивості, відновні проявляє тільки при дії дуже сильних окисників.

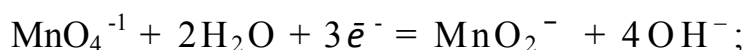
Всі манганати мають зелене забарвлення, зумовлене наявністю забарвленого аніону MnO_4^{2-} . Ці солі є дуже сильними окисниками. Манганати стійкі лише в лужному середовищі, в кислому та нейтральному диспропорціонують з утворенням перманганат-іону MnO_4^- і манган (IV) оксиду MnO_2 :



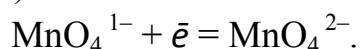
Аніон перманганатної кислоти MnO_4^- фіолетового кольору і передає свою фарбу всім перманганатам. Перманганати є дуже сильними окисниками, в кислому середовищі манган (+7) відновлюється до ступеня окислення +2:



в нейтральних і слабколужних розчинах до Mn (+4):



в кислотних розчинах до Mn (+6):



Перманганати в більшості своїй добре розчинні у воді (крім AgMnO_4).

При підвищенні ступеня окислення Мангану закономірно посилюються кислотні властивості гідроксидів:

$\text{Mn}(\text{OH})_2$	$\text{Mn}(\text{OH})_3$	$\text{Mn}(\text{OH})_4$	H_2MnO_4	HMnO_4
основа	амфотерні гідроксиди		кислоти	

посилення кислотних та окисних властивостей →

Подібна закономірність характерна для багатьох елементів періодичної системи: основний характер гідроксидів, що відповідає нижчим ступеням окиснення, змінюється амфотерним при більш високих і кислим при вищих ступенях окиснення. У тому ж напрямку, як і кислотні властивості, посилюються у гідроксидів Мангану і відповідних солей окисні властивості.

Мета роботи: вивчити властивості елементів головної й побічної підгруп IV групи періодичної системи та їх сполук; набути навичок безпечного проведення хімічного дослідження та навчитися аналізувати отримані дані.

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів та їх сполук: хлорної води, бромної води; кристали натрій броміду, калій йодиду, 10 % розчини NaCl, KBr, KI, $Mn(NO_3)_2$, $KMnO_4$.

Експериментально дослідити властивості елементів головної й побічної підгруп IV групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: хімічний посуд; реактиви: індикатори лакмус, фенолфталеїн; бензол; порошок PbO_2 ; 10 % розчини солей $AgNO_3$, $Pb(NO_3)_2$, Na_2SO_3 ; розчини кислот різних концентрацій: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl ; розчини лугів: $NaOH$, KOH .

Експериментальна частина

Дослід 1. Визначення складу і властивостей хлорної води.

1) Налийте в пробірку 1 мл хлорної води. Визначте запах вільного хлору (обережно!). Внесіть в пробірку 4 – 5 крапель лакмусу. Як змінилося забарвлення розчину? На що це вказує?

2) Налийте в пробірку 1 мл хлорної води. Додайте кілька крапель аргентум нітрату. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 2. Порівняння окисної здатності вільних галогенів.

В першу пробірку налейте 2 мл розчину KBr, в другу і третю по 2 мл розчину KI. В кожну з трьох пробірок прилийте по 1 мл бензолу або бензину. Потім в перші дві пробірки додайте по 1 мл хлорної води, в третю – стільки ж бромної води.

Вміст пробірок ретельно перемішайте скляною паличкою. За забарвленням шару органічного розчинника визначте, який виділився галоген. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 3. Відновні властивості аніонів галогеноводневих кислот.

Покладіть в одну пробірку кілька кристаликів натрій броміду, в другу – калій йодиду. Прилийте до них по кілька крапель концентрованої сульфатної кислоти. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 4. Важкорозчинні солі галогеноводневих кислот.

Налійте в дві пробірки по 2 мл розчину NaCl і в дві інші пробірки по 2 мл розчину KI. В першу і третю пробірки долийте по кілька крапель $AgNO_3$, в

другу і четверту по 1 мл розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Визначте колір утворених осадів. Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 5. Розчинення йоду у воді та органічних розчинниках.

Налийте в пробірку 3 мл води, додайте в неї кілька дрібних кристаликів йоду і збовтайте. Як змінюється колір розчину? Чи добре розчиняється йод у воді? Додайте в пробірку 2 мл розчину KI . Відбувається підвищення розчинності внаслідок утворення комплексної сполуки $\text{K}[\text{I}_3]$. Налийте в другу пробірку 3 мл бензолу або бензину, додайте в неї кілька дрібних кристаликів йоду. Чи добре розчиняється йод в органічних розчинниках?

Дослід 6. Властивості манган (II) гідроксиду.

1) Налийте в пробірку 2 мл розчину солі мангану. Додайте такий самий об'єм лугу. Визначте колір осаду. Напишіть рівняння реакції. Дайте осаду відстоятися. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції окиснення киснем повітря манган (II) гідроксиду у манган (IV) гідроксид.

2) Налийте в дві пробірки по 2 мл розчину солі мангану. Додайте кілька крапель лугу. Потім в першу пробірку долийте 1 мл HCl , в другу – надлишок NaOH . В якій пробірці осад розчинився? Які властивості має $\text{Mn}(\text{OH})_2$? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 7. Окиснення солей мангану (II).

Додайте в пробірку щіпку PbO_2 , прилийте 2 мл міцної нітратної кислоти, одну краплю $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ і підігрійте. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 8. Взаємодія сполук Mn (II) і Mn (VII).

Налийте в пробірку 2 мл розчину $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ і додайте до нього кілька крапель калій перманганату. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 9. Відновлення калій перманганату в кислому, нейтральному і лужному середовищах.

В три пробірки налийте по 2 мл KMnO_4 . В першу з них додайте 1 мл розведеної H_2SO_4 , в другу – 2 мл води і в третю – 1 мл розчину KOH . В кожен з трьох пробірок додайте по 1 мл розчину Na_2SO_3 . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій відновлення KMnO_4 в кислому, нейтральному і лужному середовищах.

Контрольні питання

1. За яких ступенів окиснення Хлор може бути тільки відновником або тільки окисником? Напишіть формули відповідних сполук.
2. Як змінюються кислотні та окисні властивості кислот в ряду HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ? Наведіть назви цих кислот.
3. Наведіть приклади реакцій, в яких галогени були б окисниками.
4. Напишіть реакції взаємодії Br_2 з водою і водним розчином лугу.
5. Напишіть формули манган гідроксидів, який виявляють: а) амфотерні властивості; б) основні властивості; в) кислотні властивості.
6. Яким чином з KMnO_4 можна отримати: а) калій манганат; б) MnO_2 ; в) манган (II) сульфат? Напишіть рівняння реакцій.

Лабораторна робота № 8

ЕЛЕМЕНТИ VIII ГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ (РОДИНА ФЕРУМУ)

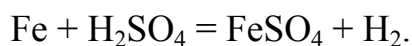
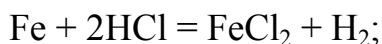
Теоретичні положення

Метали родини Феруму – Fe, Co і Ni – розташовані в четвертому періоді восьмої групи періодичної системи Д. І. Менделєєва. Всі три метали є d-елементами, електронні структури атомів мають наступний вигляд:

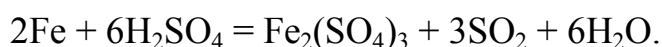


Ферум, Кобальт і Нікол (нікель) відрізняються один від одного тільки кількістю електронів на передостанньому рівні. Близькість будови електронних оболонок обумовлює глибоку аналогію в їх хімічній поведінці. В утворенні хімічних зв'язків беруть участь 3d- та 4s- електрони атомів металів цієї родини, виявляючи різні ступені окиснення. У хімічному відношенні це метали середньої активності. Для них найбільш характерними ступенями окиснення є +2 і +3. Збільшення заряду ядра атомів зумовлює стабілізацію ступеня окиснення +2 при переході від Fe до Ni. Таким чином, найстійкішими є солі феруму зі ступенем окиснення +3, його солі зі ступенем окиснення +2 нестійкі, тому легко окиснюються. Для простих солей кобальту характерним є ступінь окиснення +2, для координаційних сполук +3, для нікелю найстійкішими є сполуки зі ступенем окиснення +2, похідні Ni(III) нестійкі і легко переходять у Ni(II).

В електрохімічному ряду напруг метали родини Феруму розташовуються перед Гідрогеном в тій же послідовності, в якій вони стоять у періодичній системі. Всі три метали розчиняються в розбавлених кислотах, кобальт і нікол повільніше, ніж залізо:



З концентрованою сульфатною кислотою ці метали за звичайних умов не реагують, гаряча концентрована сульфатна кислота окиснює їх таким чином:



Концентрована нітратна кислота також пасивує ці метали. В розведений нітратній кислоті Fe, Co і Ni розчиняються, причому з підвищенням концентрації кислоти вони утворюють різні продукти її відновлення: NH_3 , N_2 ,

N_2O , NO , NO_2 . При розчиненні заліза в кислотах-окисниках утворюються солі феруму (III). При розчиненні Co і Ni утворюються солі кобальту (II) і ніколу (II). Ступені окиснення Феруму, Кобальту і Ніколу і відповідні їм оксиди, гідроксиди та їх похідні наведені в таблиці 19.

Таблиця 19

Характеристика оксидів Fe , Co , Ni та їх похідних

Метал	Ступінь окиснення	Оксид	Гідроксиди та солі	Властивості гідроксиду
Fe	+2	FeO	$Fe(OH)_2$	основні
	+3	Fe_2O_3	$Fe(OH)_3$ або FeO_2^{1-} ферит-іон	амфотерність дуже слабка
	+2 і +3		Fe_3O_4 або $Fe(FeO_2)_2$ ферум (II) метаферит	
	+6		FeO_4^{2-} ферат-іон	
Co	+2	CoO	$Co(OH)_2$	основні
	+3	Co_2O_3	$Co(OH)_3$ або CoO_2^{1-} кобальтит-іон	амфотерність дуже слабка
	+2, +3		Co_3O_4 або $Co(CoO_2)_2$ кобальт (II) метакобальтит	
Ni	+2	NiO	$Ni(OH)_2$	основні
	+3	$Ni_2O_3 \cdot H_2O$	$Ni(OH)_3$	основні

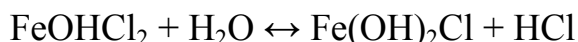
Оксиди металів родини Феруму практично нерозчинні у воді, тому відповідні їм гідроксиди отримують непрямим шляхом, діючи на розчини солей лугами:



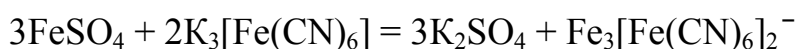
$Fe(OH)_2$ – білий, злегка зеленуватий, $Ni(OH)_3$ – світло-зелений. При дії лугів на водні розчини солей кобальту спочатку випадає блакитний осад основної солі, наприклад $CoOHCl$, потім на повітрі або при додаванні надлишку $NaOH$ основна сіль переходить в рожевий гідроксид $Co(OH)_2$.

Нікель(II) гідроксид стійкий на повітрі, окиснюється в $Ni(OH)_3$ тільки при дії таких сильних окисників як Br_2 , Cl_2 :

Більшість солей Феруму (III) у водному розчині сильно гідролізуються:

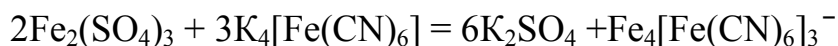


Всі елементи родини Феруму утворюють цілий ряд комплексних сполук. Для більшості з них характерно координаційне число 6, рідше 4 і 3. Fe^{3+} утворює комплексну сіль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціаноферат (III) (червона кров'яна сіль), Fe^{2+} утворює комплексну сіль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – калій гексаціаноферрат (II) (жовта кров'яна сіль). Обидві ці комплексні солі використовуються в якісному аналізі для виявлення іонів Fe^{2+} та Fe^{3+} за реакціями:



синій осад

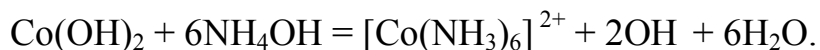
турнбулевої сині;



синій осад

берлінської блакиті.

Кобальт (2+) і нікол (2+) утворюють міцні добре розчинні комплексні аміакати. У зв'язку з цим відповідні гідроксиди легко розчиняються в розчинах гідроксиду амонію наступним чином:



Мета роботи: вивчити властивості елементів побічної підгруп VIII групи періодичної системи та їх сполук; набути навичок безпечного проведення хімічного досліду та навчитися аналізувати отримані дані.

Постановка завдання: дано зразки речовин елементів та їх сполук: 10 % розчини солей FeSO_4 , CoCl_2 , NiCl_2 , FeCl_3 ; шматочки заліза.

Експериментально дослідити властивості елементів побічної підгруп VIII групи періодичної системи за допомогою виконання відповідних хімічних реакцій.

Приладдя та реактиви: , пальник, хімічний посуд. Реактиви: індикатори лакмус, фенолфталеїн; бромна вода; 10 % розчини солей, $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ або Na_2S , KI , Na_3PO_4 , Na_2CO_3 , $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, KMnO_4 , KCNS або NH_4CNS ; розчини кислот різних концентрацій: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl ; розчини лугів: NaOH , KOH ; NH_4OH .

Експериментальна частина

Дослід 1. Властивості гідроксидів $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Co}(\text{OH})_2$ та $\text{Ni}(\text{OH})_2$.

Налийте в першу пробірку 2 мл розчину FeSO_4 , в другу – 2 мл розчину CoCl_2 і в третю таку ж кількість розчину солі ніколу.

1) Прилийте в кожную з пробірок по 1 мл розчину лугу. Відзначте колір осадів. Напишіть рівняння реакцій.

2) Додайте в пробірку, що містить сполуку кобальту, надлишок лугу. Як змінився колір осаду? Поясніть причину його зміни.

3) Залиште осад на деякий час. Визначте, який гідроксид окиснюється швидше за інших.

4) Нагрійте розчини з осадами до кипіння. Що спостерігається? Чи змінився колір $\text{Ni}(\text{OH})_2$?

5) До осаду $\text{Ni}(\text{OH})_2$ прилийте 2 мл бромної води. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції окиснення $\text{Ni}(\text{OH})_2$ бромом.

Дослід 2. Відновні властивості солей Феруму (II).

Налийте в пробірку 2 мл розчину KMnO_4 . Прилийте 1 мл розчину H_2SO_4 і 2 мл розчину солі Феруму(II). Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 3. Окисні властивості солей Феруму (III).

Налийте в пробірку 2 мл розчину FeCl_3 . Додайте кілька крапель розчину KI . Як забарвлюється розчин? Напишіть рівняння реакції.

Дослід 4. Гідроліз феруму (III) хлориду.

Налийте в пробірку 2 мл води, додайте кілька крапель нейтрального лакмусу і невелику кількість FeCl_3 . Збовтайте. Яка реакція середовища? Напишіть рівняння реакції гідролізу FeCl_3 .

Дослід 5. Важкорозчинні карбонати феруму, кобальту та ніколу.

В три пробірки налийте порізно по 2 мл розчину FeSO_4 , CoCl_2 , NiCl_2 . В кожную з пробірок долийте по 1 мл розчину Na_2CO_3 . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій. Перевірте розчинність опадів в кислотах.

Дослід 6. Важкорозчинні фосфати феруму, кобальту та ніколу.

Повторіть дослід 5, замінивши Na_2CO_3 на Na_3PO_4 .

Дослід 7. Важкорозчинні сульфіді феруму, кобальту та ніколу.

Повторіть дослід 5, замінивши Na_2CO_3 на $(\text{NH}_4)_2\text{S}$.

Дослід 8. Аналітичні реакції виявлення іонів Fe^{2+} та Fe^{3+} .

Налийте в одну пробірку 2 мл розчину FeSO_4 , в іншу – таку саму кількість розчину FeCl_3 . В першу пробірку додайте 1 мл розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в другу – стільки ж розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

Дослід 9. Аналітична реакція на іон Fe^{3+} .

Катіон Fe^{3+} утворює з роданид-аніонами CNS^- сполуку червоного кольору.

Налийте в пробірку 2 мл води, додайте 5 крапель розчину FeCl_3 і 1 мл розчину KCNS або NH_4CNS . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції. Іон Fe^{+2} утворює з роданид-іонами безбарвну сполуку.

Дослід 10. Комплексні аміакати кобальту і феруму.

1) Налийте в одну пробірку 2 мл розчину CoCl_2 , в другу таку ж кількість солі нікелю. Прилийте в кожну пробірку по кілька крапель NH_4OH . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

2) Додайте в обидві пробірки надлишок розчину NH_4OH . Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій.

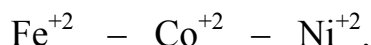
Дослід 11. Взаємодія заліза з кислотами.

1) У п'ять пробірок покладіть по шматочку заліза. У першу додайте 2 мл розведеної HCl , у другу і третю відповідно по 2 мл розведеної та концентрованої H_2SO_4 , в четверту і п'яту такі ж об'єми розведеної та концентрованої HNO_3 . З якими кислотами йде взаємодія в звичайних умовах?

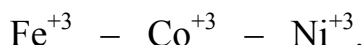
2) Ті пробірки, в яких реакції без нагрівання не йдуть, підігрійте. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакцій взаємодії заліза з усіма розглянутими кислотами.

Контрольні питання

1. Назвіть найбільш стійкі гідроксиди феруму, кобальту і ніколу
2. Як змінюються відновні властивості іонів в ряду:



3. Як змінюються окисні властивості іонів в ряду:



4. Назвіть максимальні ступеня окислення Феруму, Кобальту і Ніколу
5. Напишіть реакції взаємодії заліза з розведеною H_2SO_4 і концентрованою H_2SO_4 (при нагріванні).
6. Які сполуки називаються феритами, а які фератами?

ЗМІСТ

	Стор.
Лабораторна робота № 1. Елементи I групи періодичної системи	3
Лабораторна робота № 2. Елементи II групи періодичної системи	8
Лабораторна робота № 3. Елементи III групи періодичної системи	14
Лабораторна робота № 4. Елементи IV групи періодичної системи	19
Лабораторна робота № 5. Елементи V групи періодичної системи	27
Лабораторна робота № 6. Елементи VI групи періодичної системи	35
Лабораторна робота № 7. Елементи VII групи періодичної системи	45
Лабораторна робота № 8. Елементи VIII групи періодичної системи	54

Светкіна Олена Юріївна
Нетяга Ольга Борисівна
Тарасова Ганна Володимирівна

ЗАГАЛЬНА ТА НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ

Методичні рекомендації

для виконання лабораторних робіт з дисципліни
студентами спеціальності 161 Хімічні технології та інженерія

Редактор О.Н. Ільченко

Підп. до друку 19.09.2018. Формат 30 х42/4....
Папір офсет. Ризографія. Ум. друк. арк. 3,7.
Обл.-вид. арк. 4,7. Тираж 20 пр. Зам. №

НТУ «Дніпровська політехніка»
49005, м. Дніпро, просп. Д. Яворницького, 19.