

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ  
ДОНБАСЬКА ДЕРЖАВНА МАШИНОБУДІВНА АКАДЕМІЯ

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ  
З ДИСЦИПЛІНИ  
"НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ"**

(для студентів спеціальностей 7.090403,7.090404)

Учбове видання

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ ТА НАУКИ УКРАЇНИ  
ДОНБАСЬКА ДЕРЖАВНА МАШИНОБУДІВНА АКАДЕМІЯ

Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни "Неорганічна хімія" (для студентів спеціальності 7.090403, 7.090404)

**МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ  
ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ  
З ДИСЦИПЛІНИ  
"НЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ"**

Укладачі: Лариса Володимирівна Семенякова  
Наталія Іванівна Єфграфова  
Андрій Андрійович Кузнецов  
Наталія Михайлівна Глиняна

(для студентів спеціальності 7.090403, 7.090404)

Редактор Неллі Олександрівна Хахіна

Затверджено  
на засіданні кафедри хімії і ОП  
Протокол №8 від 19.03.03.

Підп. до друку  
Офсетний друк. Ум. друк. арк. 3,75  
Тираж 100 прим. Заказ №

Формат 60x90/16.  
Облік.-вид. арк. 2,72

---

ДДМА. 84313, м. Краматорськ, вул. Шкадінова, 72

Краматорськ ДДМА 2003

УДК 54

Методичні вказівки до лабораторних робіт з дисципліни "Неорганічна хімія" (для студентів спеціальностей 7.090403, 7.090404)

Укладачі: Л.В.Семенякова, Н.І.Євграфова, А.А.Кузнецов, Н.М.Глиняна. -  
Краматорськ: ДДМА, 2003. - 60 с.

Приведені лабораторні роботи по хімічним властивостям елементів d- і p-сімейств, а також їх сполук для виконання студентами напрямку "Металургія" у другому семестрі.

Складачі: Л.В.Семенякова, доц.

Н.І.Євграфова, доц.

А.А.Кузнецов, доц.

Н.М.Глиняна, доц.

Відповідний за випуск А.П.Авдєєнко

## ЗМІСТ

1 Лабораторна робота 1. Хімічні властивості елементів підгруп титану і ванадію та їх сполук .....	3
2 Лабораторна робота 2. Властивості елементів VIB підгрупи та їх сполук .....	7
3 Лабораторна робота 3. Властивості елементів VІВ підгрупи марганцю та їх сполук .....	11
4 Лабораторна робота 4. Хімічні властивості елементів сімейства заліза та їх сполук .....	15
5 Лабораторна робота 5. Хімічні властивості міді, цинку та їх сполук ..	19
6 Лабораторна робота 6. Елементи IIIA підгрупи періодичної системи	25
7 Лабораторна робота 7. Властивості елементів IVA підгрупи.....	29
8 Лабораторна робота 8. Приватні реакції іонів .....	34
9 Лабораторна робота 9. Загальний хід аналізу речовин .....	40
10 Лабораторна робота 10. Насичені та ненасичені вуглеводні .....	43
11 Лабораторна робота 11. Добування і властивості полімерів .....	46
12 Лабораторна робота 12. Колоїдні розчини .....	49
13 Лабораторна робота 13. Визначення твердості води .....	54
Рекомендована література .....	58

### 13.4 Контрольні питання та задачі .

- 1 Що таке тимчасова та постійна твердість води? В яких одиницях вона вимірюється?
- 2 Як усувається карбонатна та постійна твердість води?
- 3 Чому тверда вода непридатна для багатьох технічних цілей?
- 4 Обчисліть твердість води, якщо на її усунення пішло 265 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  з розрахунку на  $1 \text{ м}^3$  води?
- 5 Твердість води, яка містить лише гідрокарбонат кальцію, дорівнює 1,785 мекв/л. Визначити масу  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  в кожному літрі води.
- 6 Твердість води дорівнює 3,5 мекв/л. Яку кількість соди необхідно внести в  $3 \text{ м}^3$  води для усунення твердості?
- 7 Обчислити твердість води, в 4 літрах якої міститься 1,246 г  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

#### РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

- 1 Глинка Н.Л. Общая химия. - Л.: Химия, 1988. - 719 с.
- 2 Лучинский Г.П. Курс химии. - М.: Высш.шк., 1985. - 416 с.
- 3 Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - Л.: Химия, 1980. - 279 с.
- 4 Задачник по общей химии для металлургов: Учеб.пособие для вузов / Под ред. В.Т.Коршунова. - М.: Высш.шк. 1974. - 255 с.
- 5 Авдеенко А.П., Хімія і неорганічна хімія: Довідник-посібник для студентів технічних вузів: У 2 ч. - 4.1. - К.: ІСДО, 1993. -236 с.
- 6 Поляков О.Є. Посібник-довідник до лекційних курсів "Хімія" і "Неорганічна хімія". - Ч.2. - К.: ІСДО, 1994. - 172 с.
- 7 План-пам'ятка до вивчення курсу "Неорганічна хімія" (для студентів спеціальностей 7.090403, 7.090404) / А.П.Авдєєнко, Н.І.Євграфова, С.А.Гончарова. – Краматорськ: ДДМА, 2002. - 28 с.

## 1. ЛАБОРАТОРНА РОБОТА І. ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ ПІДГРУП ТИТАНУ І ВАНАДІЮ ТА ЇХ СПОЛУК

### 1.1 Мета роботи

Пов'язати особливості будови атомів, фізичні константи елементів підгруп IV і V груп з хімічними властивостями сполук.

### 1.2 Теоретична частина

Титан, ванадій та їх аналоги належать до елементів d-сімейства. Вони мають на зовнішньому рівні по 2 електрони, а заповнюються електронами передостанній d-підрівень. Звідси металеві властивості елементів.

Фізичні властивості простих речовин, утворених цими елементами, приведені в табл.1.1.

Таблиця 1.1 Фізичні властивості титану, цирконію, гафнію, ванадію, ніобію, танталу

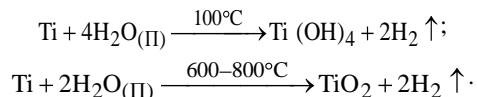
Символи елементів	Заряд ядра	Валентні електрони	$R_{\text{ат}}$ , нм	$I$ , кДж/моль	$E_{298}^0$ , В	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$T_{\text{пл}}$ , К	Ступінь окислення	Знаходження у природі, мас. %
Ti (титан)	22	$3d^2 4s^2$	0,146	658	-1,63	4,5	1953	+2, +3, +4	0,6
Zr (цирконій)	40	$4d^2 5s^2$	0,160	660	-1,43	6,45	2125	+2, +3, +4	0,025
Hf (гафній)	72	$5d^2 s^2$	0,159	675	-1,57	13,1	2495	+2, +3, +4	$3,2 \cdot 10^{-4}$
V(ванадій)	23	$3d^3 4s^2$	0,134	650	-1,11	5,96	2190	+2,+3+4,+5	$1,5 \cdot 10^{-4}$
Nb(ніобій)	41	$4d^4 5s^1$	0,145	664	-1,1	8,57	2731	+5	$2 \cdot 10^{-3}$
Ta(тантал)	73	$5d^3 6s^2$	0,146	743	-	16,6	3273	+5	$2 \cdot 10^{-4}$

Порівняння фізичних констант показує, що металеві властивості в підгрупах d-металів зверху вниз незначно послаблюються, збільшується їх стійкість в агресивних середовищах.

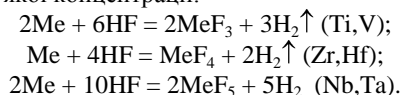
Загальною для цих металів є їх здатність утворювати у повітрі захисний оксидний шар. Через це в звичайних умовах метали підгруп титану і ванадію малоактивні. Нагрівання та роздрібнення активізують метали. Вони в таких умовах реагують з галогенами, азотом, сіркою,

фосфором, вуглецем, кремнієм. Титан, цирконій, гафній здатні поглинати в значній кількості водень. Присутність гідридів у металах (MeH<sub>2</sub>) збільшує крихкість сплавів. Утворення нітридів та карбідів у сплавах сприяє підвищенню твердості та тугоплавкості.

Порошковий титан окислюється киплячою водою або водяною парою за схемою:

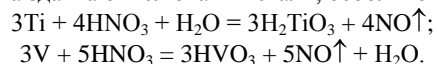


Одним з найбільш активних розчинників цих металів є розчин плавикової кислоти будь-якої концентрації:

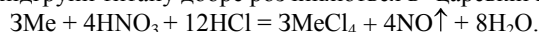


Розчини кислот соляної і розчиненої сірчаної окислюють титан до ступеню окислення +3, а метали підгрупи ванадію завдяки захисній оксидній плівці, не реагують з розчинами цих кислот.

Азотна кислота здатна окислювати метали, особливо при нагріванні:



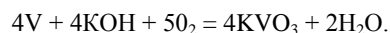
Метали підгрупи титану добре розчиняються в "царській водці":



Кращим розчинником для металів обох груп є суміш азотної та плавикової кислот:

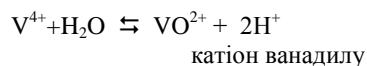
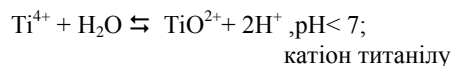
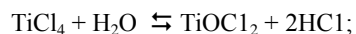


З лугами метали підгрупи ванадію реагують при сплавленні в присутності окислювачей:



Властивості оксидів та гідроксидів в залежності від ступеню окислення елементів наведені в табл.1.2.

Солі підлягають гідролізу:



де T<sub>T</sub> – тимчасова твердість води, мекв/я;

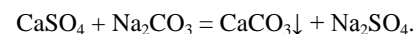
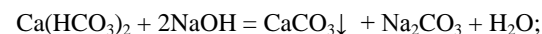
C<sub>N(НСІ)</sub> – еквівалентна концентрація розчину кислоти;

V<sub>(НСІ)</sub> – об'єм розчину кислоти, мл;

V<sub>(води)</sub> – об'єм досліджуваної води, мл.

### 13.3.2 Визначення загальної твердості води

Метод базується на осадженні іонів Ca<sup>2+</sup> та Mg<sup>2+</sup> розчином лужної суміші, що складається з NaOH та Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>:



Лужної суміші беруть надлишок. Частина суміші, що не прореагувала, титрується соляною кислотою. Знаючи, скільки лужної суміші пішло на титрування солей Ca<sup>2+</sup> та Mg<sup>2+</sup>, обчислюють загальну твердість води.

Відміряти мірним циліндром в колбу 100 мл водопровідної води і додати до неї 20 мл 0,1н розчину лужної суміші (10 мл 0,1н NaOH і 10 мл 0,1н Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>). Кип'ятити розчин протягом 3 хвилини, дати йому охолонути. Потім розчин профільтрувати крізь складений фільтр. До фільтрату додати 2-3 краплі метилоранжу і титрувати 0,1н розчином соляної кислоти до переходу забарвлення у рожеве.

Обчислити загальну твердість води за формулою:

$$T_3 = \frac{C_{N(\text{лугу})} V_{(\text{лугу})} - C_{N(\text{НСІ})} V_{(\text{НСІ})}}{V_{(\text{води})}} \cdot 1000,$$

де T<sub>3</sub> – загальна твердість води, мекв/л;

C<sub>N(лугу)</sub> – еквівалентна концентрація лужної суміші;

V<sub>(лугу)</sub> – об'єм розчину лужної суміші, мл;

C<sub>N(НСІ)</sub> – еквівалентна концентрація розчину кислоти;

V<sub>(НСІ)</sub> – об'єм розчину кислоти, що витрачено на титрування, мл;

V<sub>(води)</sub> – об'єм досліджуваної води, мл.

Обчислити постійну твердість:

$$T_{\text{П}} = T_3 - T_{\text{T}}.$$

До якого типу твердості належить досліджувана вода?



### 1.3.1 Одержання гідроксиду титану (IV) та дослідження його властивостей

У дві пробірки внести по 3 краплі розчину сульфату титану (IV) і стільки ж 4н розчину лугу. Відзначити колір осаду, що випадає. Написати рівняння реакції його утворення.

В одну пробірку додати 5-6 крапель 4н розчину сірчаної кислоти, а в іншу – 5-6 крапель 4н розчину гідроксиду натрію. Спостерігати розчинення осаду. Де осад розчиняється краще? Зробіть висновок щодо властивостей гідроксиду титану.

### 1.3.2 Гідроліз сульфату титану (IV)

Внести у пробірку 3-4 краплі розчину  $Ti(SO_4)_2$ , такий же об'єм дистильованої води. Кип'ятити розчин 2-3 хвилини, спостерігати випадіння білого осаду  $TiO(OH)_2$ .

Залишіть рівняння реакцій гідролізу  $Ti(SO_4)_2$  на холоді (по II ступеню) та при нагріванні (по IV ступеню).

### 1.3.3 Відновлення сульфату титану (IV) цинком

В пробірку з розчином  $Ti(SO_4)_2$  внести шматок цинку. Вміст пробірки обережно нагріти до забарвлення розчину у фіолетовий колір, характерний для іона титану (III). Скласти рівняння реакції. Зробити висновок.

### 1.3.4 Одержання та властивості оксиду ванадію (V).

Внести невелику кількість ванадату амонію у фарфоровий тигель і сильно нагріти його до припинення виділення аміаку. Після охолодження тигля розчинити утворений осад у воді і перевірити розчин за допомогою лакмусу. Зробити спостереження за кольором лакмусу, зробити висновок. Скласти рівняння реакції.

### 1.3.5 Окислювальні властивості ванадатів

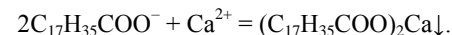
До насиченого розчину ванадату амонію (12-15 крапель) додати 4-5 крапель концентрованої соляної кислоти (густиною  $1,19 \text{ г/см}^3$ ) і 2-3 шматочка цинку. Спостерігати послідовну зміну кольору розчину. При кожній появі нового забарвлення перенести по 3 краплини розчину у чисті пробірки. З'ясувати зміну жовтого забарвлення на блакитне, зелене, потім на фіолетове. Скласти рівняння реакцій послідовного відновлення сполук ванадію. Зробити висновок.

$$T = \frac{[Ca^{2+}]}{20,04} + \frac{[Mg^{2+}]}{12,15}.$$

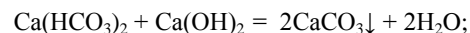
За твердістю природну воду поділяють на дуже м'яку – з твердістю до 1,5 мекв/л; м'яку – від 1,5 до 4 мекв/л; середньої твердості – від 4 до 8 мекв/л; тверду – від 8 до 12 мекв/л; дуже тверду – понад 12 мекв/л.

Особливо великою твердістю відрізняється вода морів і океанів (65 – 130 мекв/л). Твердість води господарчо-питних водопроводів не повинна перевищувати 7 мекв/л.

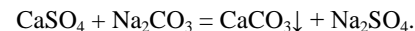
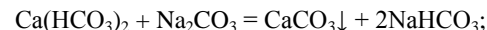
Присутність у воді значної кількості солей  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$  робить воду непридатною для використання як у побуті, так і в техніці. Твердість води шкідлива для металевих конструкцій, трубопроводів, кожухів охолодних машин. Твердість води призводить до підвищених витрат миючих засобів, які витрачаються на зв'язування іонів  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$ :



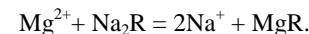
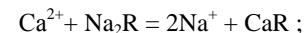
Тому перед використанням тверду воду пом'якшують. Звичайно цього досягають обробкою води різними хімічними речовинами. Так, карбонатну твердість можна усунути додаванням гашеного вапна:



Якщо одночасно добавляти вапно і соду, можна усунути карбонатну і некарбонатну твердість (вапняно-содовий метод):



Застосовують і інші методи усунення твердості води, серед яких один з найсучасніших методів – катіонітний. Катіоніти – це синтетичні іонообмінні смоли і алюмосилікати, склад яких умовно можна виразити формулою  $Na_2R$  ( $R$  – частинка катіоніту, що несе негативний заряд). При пропусканні води крізь шари катіоніту іони натрію обмінюються на іони кальцію і магнію:



Іони  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$ , таким чином, переходять з розчину в катіоніт, а іони  $Na^+$  – в розчин. При цьому твердість води зменшується.

4 Скласти формулу міцели хлориду срібла, утвореного в надлишку NaCl.

5 Колоїдний розчин гідрату срібла (I) був добутий додаванням 1 мл 0,001н розчину йодиду калію до 1,2 мл розчину нітрату срібла тієї ж концентрації. Написати рівняння реакції утворення йодиду срібла та формулу його міцели. Які іони буде адсорбувати колоїдна частинка йодиду срібла в тому випадку, коли при утворенні колоїдного розчину в надлишку опиниться йодид калію?

### 13 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 13 ВИЗНАЧЕННЯ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

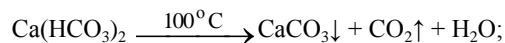
#### 13.1 Мета роботи

Ознайомитися з методами визначення твердості води та способами її усунення.

#### 13.2 Теоретична частина

Твердість води – сукупність властивостей, які обумовлені наявністю у воді іонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ . Якщо концентрація цих іонів велика, то вода називається твердою, якщо мала – м'якою.

Розрізняють твердість карбонатну та некарбонатну. Карбонатною твердістю називається твердість, викликана наявністю у воді гідрокарбонатних іонів  $\text{HCO}_3^-$ . Під час кип'ятіння гідрокарбонати руйнуються, малорозчинні карбонати, які при цьому утворюються, випадають в осад, твердість зменшується:



Тому карбонатну твердість називають також тимчасовою твердістю.

Та частина твердості, яка залишається після кип'ятіння води, називається некарбонатною. Вона визначається вмістом у воді кальцієвих і магнієвих солей сильних кислот, головним чином, сульфатів і хлоридів. При кип'ятінні води ці солі не вилучаються, а тому некарбонатну твердість називають постійною.

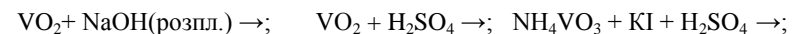
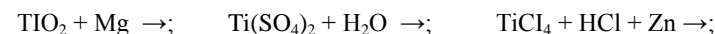
Твердість води визначається числом міліеквівалентів (мекв) іонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ , які містяться в одному літрі води. Оскільки маса 1 мекв  $\text{Ca}^{2+}$  дорівнює 20,04 мг, а 1 мекв іонів  $\text{Mg}^{2+}$  – 12,16 мг, то згідно визначенню загальну твердість води T в міліеквівалентах на літр можна обчислити за формулою:

#### 1.4 Вправи

I Скласти рівняння таких реакцій:



2 Дописати та зрівняти наступні схеми реакцій:



### 2 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2 ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ VI-B ПІДГРУПИ ТА ЇХ СПОЛУК

#### 2.1 Мета роботи

На прикладі хрому експериментально ознайомитися з особливостями хімічних властивостей елементів побічної підгрупи VI групи. Скласти уявлення про вплив ступеню окислення елементів сімейства на кислотно-основні та окисно-відновні властивості сполук.

#### 2.2. Теоретична частина

Хром, молібден, вольфрам – це d-елементи VI групи періодичної системи, фізичні константи котрих наведені у табл.2.1.

Таблиця 2.1 Фізичні константи хрому, молібдену і вольфраму

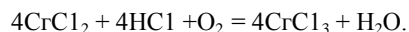
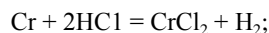
Символи елементів	Заряд ядра	Валентні електрони	$R_{\text{ат}}$ , нм	$I$ , кДж/моль	$E_{298}^0$ , В	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$T_{\text{пл}}$ , К	Ступіні окислення	Знаходження у природі, мас.%
Cr(хром)	24	$3d^5 4s^1$	0,127	652	-0,92	7,2	2123	+2,+3,+6	$6 \cdot 10^{-3}$
Mo(молібден)	42	$4d^5 5s^1$	0,139	688	-0,2	10,2	2894	+4,+6	$3 \cdot 10^{-4}$
W(вольфрам)	74	$5d^4 6s^2$	0,140	770	-0,05	19,2	3663	+4,+6	$6 \cdot 10^{-4}$

За звичайної температури ці метали не взаємодіють з киснем. Хром зберігає пасивність у широкому інтервалі температур за рахунок стійкої оксидної плівки. При згорянні у кисні порошкоподібний хром утворює оксиди: CrO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Молібден та вольфрам реагують при температурах вище 773-873 К, утворюючи оксиди MoO<sub>2</sub>, MoO<sub>3</sub>, WO<sub>2</sub>, WO<sub>3</sub>.

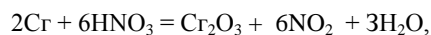


Всі три метали реагують з фтором на холоді, з хлором – при нагріванні, з бромом – хром і молибден, а з йодом – тільки хром. Молибден та вольфрам дають вищі гексагаліди ( $\text{MoF}_6, \text{WF}_6$ ), хром таких сполук не утворює. Хром поглинає водень при низьких температурах, а вольфрам – при  $T > 1473 \text{ K}$ . З азотом хром, молибден, вольфрам при  $T > 1273 \text{ K}$  утворюють нітриди складу  $\text{Me}_2\text{N}$ ,  $\text{MeN}$ . При високих температурах з вуглецем утворюються карбіди змінного складу:  $\text{Cr}_3\text{C}_2$ ,  $\text{Cr}_4\text{C}$ ,  $\text{Mo}_2\text{C}$ ,  $\text{MoC}$ ,  $\text{W}_2\text{C}$  і  $\text{WC}$ , які мають велику твердість.

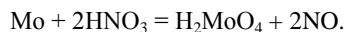
За звичайних умов метали не реагують з водою. Хром розчиняється у соляній та розведених сірчаній кислотах, витискуючи водень:



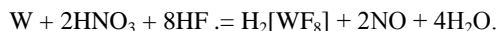
Азотна кислота пасивує хром за схемою:



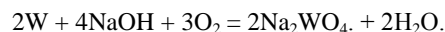
але розчиняє молибден:



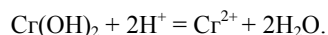
Вольфрам розчиняється у азотній кислоті тільки в присутності плавикової або соляної кислоти:



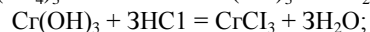
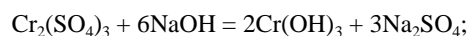
В присутності окислювача вольфрам реагує з розплавом лугу:



Хімічний характер гідроксидів хрому відповідає характеру оксидів:  $\text{Cr}(\text{OH})_2$  – основа, нерозчинна у воді, але розчинна у кислотах:

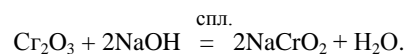


Свіжоосаджений  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  виявляє амфотерні властивості:



гексагідроксохромат(III) натрію

При сплавленні  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  з лугом утворюється хроміт  $\text{NaCrO}_2$ :



Скласти молекулярне та іонне рівняння реакції гідролізу хлориду заліза (III). Скласти формулу міцели гідроксиду заліза (III). Який знак заряду її гранули?

### 12.3.2 Коагуляція золю гідроксиду заліза (III) електролітами

Налити в 3 пробірки по 1-3 мл утвореного в попередньому досліді гідрозолю заліза (III). По краплях додавати розчини:

а) в першу пробірку – хлориду натрію  $\text{NaCl}$ ;

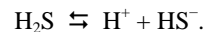
б) в другу – сульфату натрію  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;

в) в третю – гідрофосфату натрію  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

Рахувати кількість крапель до появи муті або осаду. Як впливає заряд коагулюючого іону на час початку коагуляції?

### 12.3.3 Взаємна коагуляція золів

Налити в пробірку до 2/3 її об'єму сірководневого розчину і внести в неї одну краплю розчину сульфату міді (II). Відмити колір утвореного колоїдного розчину сульфід міді. Написати рівняння реакції утворення сульфід міді, а потім скласти формулу міцели, враховуючи, що на поверхні колоїдної частинки адсорбуються іони внаслідок дисоціації сірководню:



Половину одержаного колоїдного розчину сульфід міді відлити у другу пробірку й додати такий же об'єм колоїдного розчину гідроксиду заліза (III), що лишився від першого досліді. Чому відбулась коагуляція?

### 12.3.4 Одержання гелю кремнієвої кислоти з золю

В пробірку з 4-5 краплями концентрованої соляної кислоти ( $p=1,19$ ) внести 1-2 краплі насиченого розчину силікату натрію. Здобутий золь кремнієвої кислоти нагріти слабким полум'ям пальника до переходу у гель. Яке значення має нагрівання? Коагуляція яких колоїдів призводить до утворення гелів?

### 12.4 Вправи і задачі

1 Якими засобами можна відрізнити колоїдний розчин від істинного?

2 Скласти формулу міцели сульфід калію, утворений в надлишку  $\text{H}_2\text{S}$ .

3 До золю гідроксиду заліза (III) додали в різних посудинах однакові об'єми 0,1 М розчинів  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  та  $\text{K}_3\text{PO}_4$ . В якому випадку коагуляція відбудеться раніше? Чому?

а осадження їх під впливом сили тяжіння – седиментацією. Найчастіше золі коагулюють під дією електроліту, або золю протилежного заряду. Нагрівання руйнує сольватні оболонки і теж сприяє коагуляції. Це може трапитись і при механічному впливові, або при опроміненні елементарними частинками.

За певних умов коагуляція золів призводить до утворення драглистої маси – гелю. Коагуляції перешкоджають так звані захисні колоїди (крохмаль, желатин і деякі інші високомолекулярні органічні сполуки).

Процес, зворотний коагуляції, називається пептизацією. Він спостерігається під час промивання осадів водою. При цьому іони електроліту-коагулянту вимиваються, частинки знову набувають заряду і переходять в стан золю.

Під час виконання багатьох лабораторних робіт, наприклад при утворенні осадів, для запобігання утворенню колоїдних розчинів (золів), до робочого розчину додають електроліт і нагрівають його. Щоб запобігти пептизації осаду під час його промивання, до промивної води додають електроліт (наприклад, сіль амонію). Іони цієї солі заміщують іони, які вимиваються, і пептизація осаду практично припиняється.

Значення колоїдних розчинів дуже велике, тому що вони поширені більш, ніж істинні розчини. Протоплазма живих клітин, кров, соки рослин, молоко – все це складні золі. Із золями пов'язано виробництво каучуку і штучних волокон. Багато золів у ґрунті, і вони мають першорядне значення для його родючості.

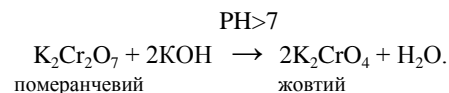
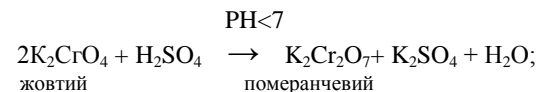
## 12.3 Експериментальна частина

Прибори і реактиви: стакан на 50 мл, скляна паличка, піпетка, 0,1 н розчини NaCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, FeCl<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>, CuSO<sub>4</sub>, насичений Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, конц. HCl (ρ = 1,19).

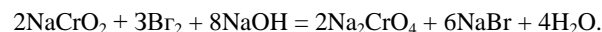
### 12.3.1 Утворення колоїдного розчину гідроксиду заліза (III)

В стакан ємністю 50 мл налити 20 мл дистильованої води і нагріти воду до кипіння, після чого нагрівання припинити. В гарячу воду при помішуванні скляною паличкою поступово внести 30 крапель розчину хлориду заліза (III). Утворений розчин знову нагріти й кип'ятити протягом 1-2 хвилини. Відзначити колір утвореного золю гідроксиду заліза.

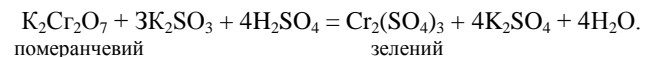
Оксиду CrO<sub>3</sub> відповідають кислоти: хромова H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> (солі – хромати) і двохромова H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (солі – дихромати). Хромові кислоти існують тільки у розчинах. Хромати легко перетворюються у дихромати і навпаки при зміні pH розчину:



Під дією сильних окислювачів сполуки хрому (III) перетворюються на сполуки хрому (VI) в лужному середовищі:



Сполуки хрому (VI) – сильні окислювачі, особливо у кислому середовищі. Відновлення хрому (VI) йде до хрому (III). Наприклад:



Нітриди W, Mo і Cr – тверді речовини, які використовуються для зміцнення поверхні інших металів. Карбіди металів – важкоплавкі, дуже тверді речовини. Карбіди вольфраму майже не поступаються по твердості алмазові. У сучасному машинобудуванні Cr, Mo, W використовуються для легування сталі (нержавіючої, підвищеної твердості, інструментальної, жаротривкої).

## 2.3 Експериментальна частина

Прибори та реактиви: пальник, сірники, розчини: Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>(2н), NaOH (2н), HCl (2н), H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> (3%), K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> (0,5н), K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> (0,5н), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(3н), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (1:1), NaNO<sub>2</sub> (кр.), FeSO<sub>4</sub> (кр), Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> (кр.)

### 2.3.1 Одержання гідроксиду хрому (III) і визначення його властивостей

В дві пробірки налити по 3-4 краплі розчину сульфату хрому (III) й додати по краплях 2н розчин гідроксиду натрію. В першу пробірку додавати по краплях 2н розчин соляної кислоти, в другу – 2н розчин лугу до розчинення осаду. Скласти рівняння реакцій. Зробити висновок щодо властивостей гідроксиду Cr (III).

### 2.3.2 Відновні властивості солей хрому (III)

До одержаного у досліді 2.3.1 розчину хроміту натрію додати 1-2 краплі лугу і 3-5 крапель 3%-ного розчину пероксиду водню  $H_2O_2$ . Нагріти суміш до зміни забарвлення. Які зміни відбулися, в яку речовину перетворився хроміт, яку функцію він виконав? Скласти рівняння відповідної реакції.

### 2.3.3 Перехід хромату калію до дихромату

В пробірку внести 3-4 краплі розчину  $K_2CrO_4$  й по краплях додати 2н розчин сірчаної кислоти до зміни забарвлення. Яка речовина утворилась?

### 2.3.4 Перехід дихромату калію до хромату

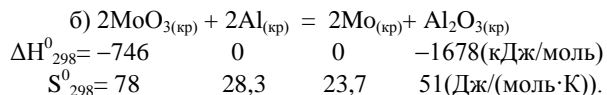
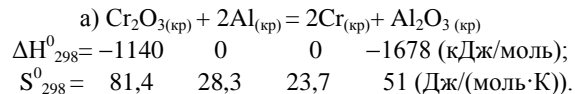
В пробірку внести 3-4 краплі розчину  $K_2Cr_2O_7$  і додавати по краплях розчин 2н лугу також до зміни забарвлення. Що тепер ми маємо? Складіть відповідні рівняння реакцій і зробіть висновок: в якому середовищі є стійким хромат, а в якому – дихромат?

### 2.3.5 Окислювальні властивості дихроматів

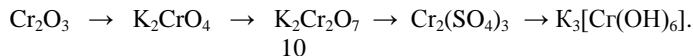
В три пробірки внести по 3-4 краплі дихромату калію і таку ж кількість розчину сірчаної кислоти (1:1). В першу пробірку додати кілька кристалів нітриту натрію, в другу – сульфату заліза, а в третю – сульфіту натрію. Що спостерігається? Яку роль відіграє дихромат калію? Скласти рівняння реакцій, використовуючи іонно-електронний метод.

## 2.4 Вправи і задачі

1 Розрахувати теплові ефекти реакцій, а також зміну ентропії при 298K і виявити можливість їх перебігу:

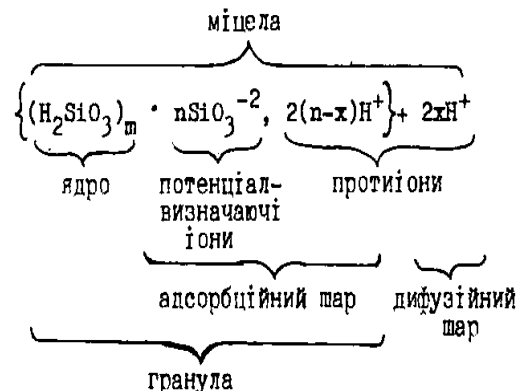


2 Здійснити перетворення:



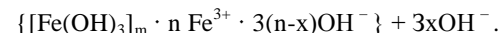
називається міцелою. Це окрема частинка колоїдної системи.

Будову міцели кремнієвої кислоти можна представити такою схемою:



Зі схеми видно, що міцела є електронейтральною, а гранула має негативний електричний заряд.

Прикладом позитивної колоїдної частинки може бути золь гідроксиду заліза (III):



Дайте назву кожній частині цієї колоїдної частинки по прикладу попередньої міцели. По якій реакції вона утворилась?

По відношенню колоїдних частинок до оточуючого їх дисперсійного середовища колоїдні розчини розрізняють на ліофільні (гідрофільні) та ліофобні (гідрофобні). Ліофільні золі – частинки дисперсної фази в результаті сильної взаємодії з дисперсійним середовищем оточені сольватною (гідратною) оболонкою. Вони здатні поглинати дану рідину й розбухати з утворенням гелю (драглів). До них належать водні розчини деяких мил, кремнієва кислота тощо.

Ліофобними (гідрофобними) називають золі, частинки яких слабо взаємодіють з дисперсійним середовищем, і сольватація (гідратація) частинок дуже незначна або зовсім відсутня. До них належать золі металів, сульфідів, різних солей. Дифузійний шар і заряд колоїдних частинок обумовлюють стійкість гідрофобних (ліофобних) золів. У гідрофільних (ліофільних) золів цьому сприяє також гідратна (сольватна) оболонка.

В колоїдних розчинах частинки приймають участь у броунівському русі і тому, при незмінних умовах, вони можуть знаходитись у взваженому стані досить довго. Для осадження золю необхідно, щоб його частинки об'єднались у більші агрегати. Це явище називається коагуляцією,

## 12.2 Теоретична частина

Розчини являють собою дисперсні системи – це такі системи, компоненти яких рівномірно розподілені один в одному. В дисперсних системах розрізняють дисперсну фазу (мілкоподрібнена речовина) і дисперсійне середовище (однорідна речовина), у якому розподілена дисперсна фаза.

Всі дисперсні системи відрізняються між собою розміром частинок, тобто ступенем дисперсності. Системи з розміром частинок, меншим за 0,001 мкм (мікромметр), утворюють істинні розчини, які складаються з молекул або іонів розчиненої речовини. Системи з розміром частинок, більшим за 0,1 мкм, утворюють грубодисперсні системи – суспензії і емульсії.

Колоїдні розчини за розмірами частинок 0,001-0,1 мкм є проміжними між істинними розчинами і суспензіями та емульсіями. Ці частинки складаються з великої кількості молекул та іонів.

Колоїдні розчини називаються золями. Їх можна одержати або подрібненням великих часток (дисперсійні методи), або конденсацією молекул до колоїдних частинок (конденсаційні методи).

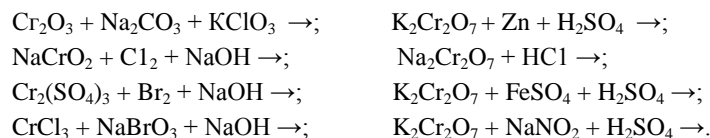
Золі мають ряд специфічних властивостей, які докладно вивчає колоїдна хімія. Однією з важливих властивостей золю є те, що частинки даного золю мають електричні заряди одного знаку. Завдяки цьому вони не об'єднуються в більші частинки і не осаджуються. Одні з них мають негативний заряд (солі металів, сульфідів, кремнієвої та олов'яної кислот), інші – позитивний (золі гідроксидів, оксидів металів). Утворення заряду пояснюється адсорбцією колоїдними частинками іонів з розчинів.

Колоїдні частинки мають складну будову. Вони складаються з ядер, адсорбованих іонів і притягнутих іонів. Для прикладу розглянемо будову колоїдної частинки кремнієвої кислоти. Добувається змішуванням розчинів HCl та Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>. Ядро частинки нейтральне, воно складається з n молекул H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>. На поверхні ядра адсорбується n іонів SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, близьких за своєю природою до складу ядра. Це потенціалутворюючі іони, тому що вони обумовлюють заряд частинок золю.

Потенціалутворюючі іони притягають з розчину іони протилежного знаку – протиіони [H<sup>+</sup>·2(n-x)]. Іони SiO<sub>3</sub><sup>2-</sup> та іони H<sup>+</sup> разом утворюють адсорбційний шар. Інша частина протиіонів 2xH<sup>+</sup> знаходиться у рідкій фазі і утворює рухомий дифузійний шар.

Ядро разом з адсорбційним шаром називається гранулою або власне колоїдною частинкою. Гранула разом з протиіонами дифузійного шару

## 3 Скласти рівняння наступних реакцій:



## 3 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3 ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ VII-В ПІДГРУПИ ТА ІХ СПОЛУК

### 3.1 Мета роботи

На прикладі марганцю розглянути особливості властивостей елементів VII-В підгрупи. Виявити закономірності впливу ступеня окислення на характер сполук d-металів.

### 3.2 Теоретична частина

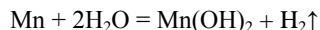
До складу VII-В підгрупи входять марганець, технецій і реній. Фізичні властивості простих речовин, утворених цими елементами, наведені у табл.3.1.

Таблиця 3.1 Фізичні властивості марганцю, технецію та ренію

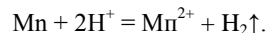
Символи елементів	Заряд ядра	Валентні електрони	R <sub>атр</sub> , нм	I, кДж/моль	E <sup>0</sup> <sub>298</sub> , В	ρ, г/см <sup>3</sup>	T <sub>пл</sub> , К	Ступінь окислення	Знаходження у природі, мас. %
Mn марганець	25	3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	0,130	717	-1,17	7,2	1520	+2,+3,+4,+6,+7	8·10 <sup>-2</sup>
Tc(технецій)	43	4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	0,136	702	0,4	11,5	2400	+4,+7	Сліди
Re(реній)	75	5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	0,137	769	0,3	20,5	3448	+5,+7	9·10 <sup>-9</sup>

Порошкоподібні марганець і реній згоряють в атмосфері кисню, утворюючи оксиди MnO<sub>2</sub> та Re<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Компактні метали пасивуються на повітрі. З галогенами марганець утворює MnF<sub>2</sub>; реній зі фтором – ReF<sub>6</sub>, з хлором – ReCl<sub>5</sub>. Марганець і реній при підвищеній температурі розчиняють водень. При температурі вище 1200<sup>0</sup>С утворюються нітриди Mn<sub>3</sub>N<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>N, Re<sub>2</sub>N. З вуглецем марганець реагує в розплаві, утворюючи Mn<sub>3</sub>C.

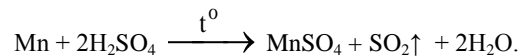
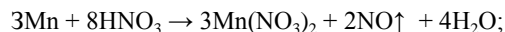
Порошкоподібний марганець витискує водень із води:



та з розчинів соляної і сірчаної кислот:



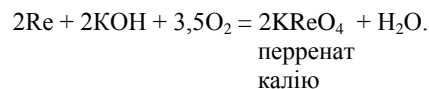
Марганець легко окислюється концентрованими азотною та сірчаною кислотами:



Реній розчиняється тільки в азотній кислоті, утворюючи ренієву кислоту:

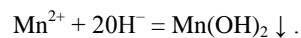


З лугами реній реагує в присутності окислювача, утворюючи сіль:

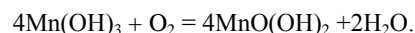
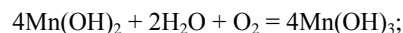


Марганець утворює з киснем сполуки:  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  (основні),  $\text{MnO}_2$  (амфотерний),  $\text{MnO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  (кислотні). Для Tc та Re найбільш стабільні вищі оксиди:  $\text{Tc}_2\text{O}_7$  і  $\text{Re}_2\text{O}_7$ , вони мають кислотний характер.

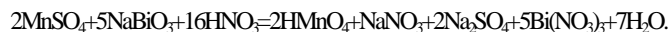
Хімічний характер гідроксидів відповідає характеру оксидів. При дії на солі Mn (II) лугами утворюється гідроксид біло-рожевого кольору:



На повітрі цей гідроксид буріє, окислюючись спочатку до гідроксиду Mn(III), потім – до Mn(IV):

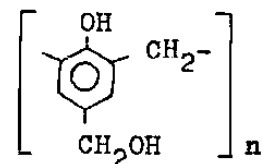


Під дією сильних окисників  $\text{Mn}^{2+}$  переходить до  $\text{MnO}_4^-$  фіолетового кольору:

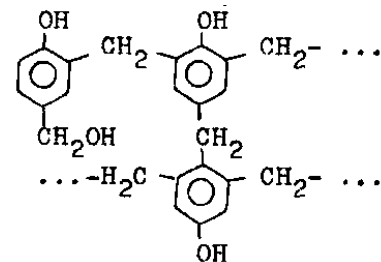


Ці реакції використовують як аналітичні в якісному аналізі.

Загальна формула полімеру має вигляд:



Одержаний полімер має дві функціональні групи, тому він здатний при нагріванні давати просторову структуру:



Саме тому, на відміну від термопластичної новолачної смоли, резольна смола термореактивна.

#### 11.4 Контрольні питання

- 1 Що таке полімери і мономери?
- 2 Які речовини здатні полімеризуватися?
- 3 Чим відрізняються реакції полімеризації від реакцій поліконденсації?
- 4 Як класифікують полімери:
  - а) за хімічною природою;
  - б) за походженням;
  - в) за відношенням до нагрівання;
  - г) за механічними властивостями?
- 5 Що таке середня молекулярна маса полімеру?
- 6 Чим відрізняється пластмаса від полімеру?
- 7 Де використовуються пластмаси, каучуки, штучні волокна?
- 8 Як з каучуку добувають гуму?

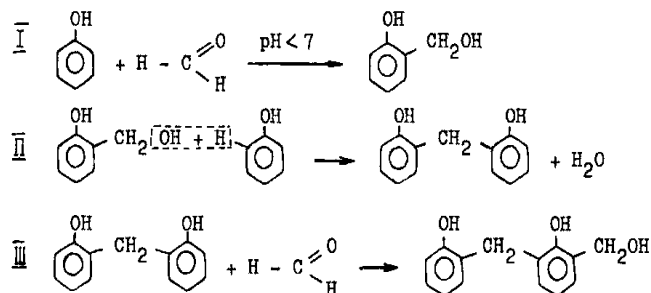
#### 12 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 12 КОЛОЇДНІ РОЗЧИНИ

##### 12.1 Мета роботи

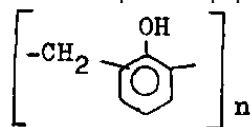
Скласти уявлення про властивості колоїдних систем та методи їх приготування.

### 11.3.1 Добування новолачної фенолформальдегідної смоли

Помістити в пробірку 2,5 г фенолу, додати 5 мл формаліну (40 % розчин формальдегіду) і 5-6 крапель соляної кислоти (1:1). Суміш нагріти до помутніння, охолодити, злити водяний шар і вилити смолу на картон. Внаслідок реакції утворюється лінійний полімер. Реакція йде етапно:



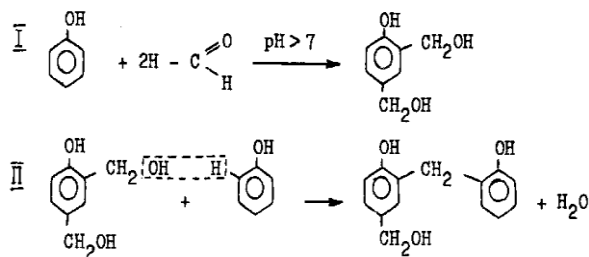
Утворюється лінійний полімер такої формули:



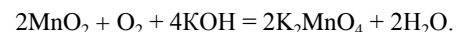
### 11.3.2 Добування резольної фенолформальдегідної смоли

Помістити в пробірку 2 г фенолу, додати 5 мл формаліну та 1 мл розчину аміаку. Обережно нагріти пробірку до початку реакції та помутніння суміші. Після охолодження злити верхній шар з водою, а смолу жовто-коричневого кольору влити у фарфорову чашку, помістити в сушильну шафу при температурі 130-140°C. Через деякий час рідка смола перетвориться в тверду масу. Утворюється полімер просторової структури.

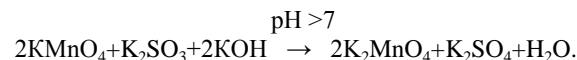
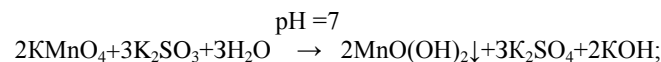
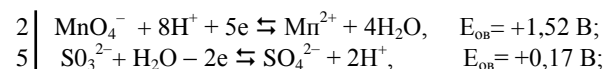
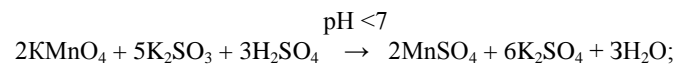
Реакція поліконденсації резольної смоли також відбувається по етапам:



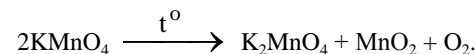
$\text{Mn}(\text{OH})_2$  – амфотерний гідроксид, утворює з кислотами солі типу  $\text{MnCl}_2$ ,  $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$ . При розчиненні у лугах дає солі марганцюватої кислоти  $\text{H}_4\text{MnO}_4$  або  $\text{H}_2\text{MnO}_3 - \text{Na}_2\text{MnO}_3$  (манганіти). Ступеню окислення +6 відповідає марганцювата кислота. Солі манганати (зеленого кольору) одержують сплавленням діоксиду марганцю (IV) з лугами у присутності окисників:



Марганцева кислота  $\text{HMnO}_4$  – сильна кислота, її солі (перманганати) є сильними окислювачами:



При прожарюванні солі марганцевої кислоти розкладаються:



Нітриди марганцю  $\text{Mn}_3\text{N}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{N}$  – тверді, хімічно стійкі речовини, зміцнюють поверхню металу. Карбід марганцю  $\text{Mn}_3\text{C}$  має високу твердість, що використовується при легуванні сталей. Більша маса марганцю у вигляді феромарганцю (80-85 %  $\text{Mn}$ ,  $\approx 7$  %  $\text{C}$ , 13-18 %  $\text{Fe}$ ) використовується для виробництва сталей та чавунів.

## 3.3 Експериментальна частина

Прибори і реактиви: пальник, сірники, шпатель; розчини:  $\text{MnSO}_4$  (2н),  $\text{NaOH}$  (2н),  $\text{HCl}$  (2н),  $\text{HCl}$  (конц.). Сухі речовини:  $\text{NaBiO}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

### 3.3.1 Гідроксид марганцю (II) та його властивості

До двох пробірок внести по 2-3 краплі розчину сульфату марганцю і по 2-3 краплі 2н розчину гідроксиду натрію. Першу пробірку залишити на повітрі, а у другу влити 5-6 крапель 2н розчину соляної кислоти. Як змінюється забарвлення в першій пробірці? Чи розчинюється осад у другій пробірці? Про які властивості  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  можна зробити висновки?

### 3.3.2 Окислення солі марганцю (II) вісмутатом натрію

Влити в пробірку одну краплю розчину сульфату марганцю і 5-6 крапель 2н розчину азотної кислоти. Додати шпателем трошки порошку вісмутату натрію. Струсонуть пробірку, дати відстоятися. Спостерігати зміну забарвлення. Для якої сполуки марганцю характерний такий колір? Зробіть висновок відносно окислювально-відновних властивостей сполук марганцю (II).

### 3.3.3 Окислювально-відновні властивості діоксиду марганцю

В пробірку внести кілька кристалів діоксиду марганцю і 2-3 краплі концентрованої соляної кислоти ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ). Який газ виділяється? Складіть рівняння реакції та зробіть висновок щодо функції  $\text{MnO}_2$  у цьому випадку.

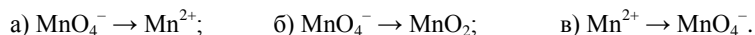
### 3.3.4 Властивості перманганату калію

В три пробірки внести по 3-4 краплі розчину перманганату калію. В першу додати 2 краплі 2н розчину сірчаної кислоти, в другу – дистильованої води, в третю – 3-4 краплі 2н розчину луку. В кожен пробірку внести по кілька кристалів сульфату натрію. Чому в пробірках спостерігається різне забарвлення? Яку роль відіграє створене в пробірках середовище? В якому випадку процес йде глибше?

### 3.4 Вправи і задачі

1 Скільки грамів перманганату калію треба для окислення 7,60 г сульфату заліза (II) в нейтральному та в кислому середовищі?

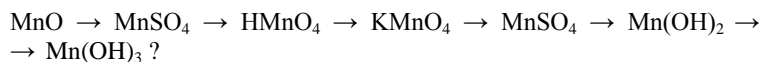
2 Скласти молекулярні рівняння реакцій, які описують такі перетворення іонів:



3 Скласти рівняння наступних реакцій:



4 Написати рівняння реакцій, які відповідають таким перетворенням:



Існують два шляхи добування полімерів:

а) реакція полімеризації – процес утворення полімерів з низькомолекулярних речовин (мономерів) за рахунок утворення нових ковалентних зв'язків між молекулами мономера без виділення побічних низькомолекулярних речовин;

б) реакція поліконденсації – процес утворення високомолекулярних сполук з низькомолекулярних, які мають кілька функціональних груп. Такі процеси супроводжуються виділенням побічних низькомолекулярних речовин (води, аміаку, хлороводню тощо).

Полімери розподіляють на природні (целюлоза, крохмаль, білки) і синтетичні (поліетилен, поліметилметакрилат, капрон, лавсан та інші). За механічними властивостями полімери поділяють на еластичні та пластичні. На основі полімерів виготовляють пластмаси – складні багатокомпонентні композиції. Крім полімерної основи до складу пластмас входять: наповнювачі (тальк, асбест, ошурки (тирса), тканина, папір, стружки); пластифікатори (камфора, деякі олії, ефіри фталевої кислоти); стабілізатори, антиоксиданти, барвники, пороутворювачі.

По відношенню до нагрівання пластмаси поділяють на термопластичні (вони припускають багаторазове плавлення) та термореактивні (при нагріванні не пом'якшуються).

Окремо можна виділити каучуки – еластичні полімери, з яких при вулканізації утворюється гума; волокна, що поділяють на натуральні (бавовняні, льоніві), хімічні (віскозні) та синтетичні (капрон, нейлон, лавсан).

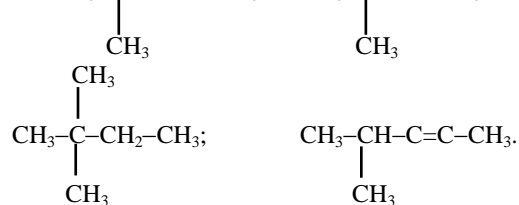
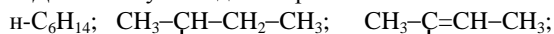
Галузі використання полімерів дуже різноманітні, що пояснюється широкими можливостями зміни властивостей полімеру шляхом зміни сировини, технології добування та введення різноманітних додатків. В багатьох випадках, завдяки низькій питомій вазі, ізоляційним властивостям, специфічним механічним властивостям, легкості переробки виробів та привабливому зовнішньому вигляду, полімери та пластмаси на їх основі успішно замінюють кольорові і чорні метали в техніці, використовуються в електротехніці, для виготовлення побутових товарів.

### 11.3 Експериментальна частина

Прибори та реактиви: пробірки, фарфорова чашка, сушильна шафа, фенол (крист.), формалін (40 %), соляна кислота (1:1), розчин  $\text{NH}_4\text{OH}$  (конц.).

3 Як класифікують органічні сполуки ?

4 Дати назву наведеним речовинам:

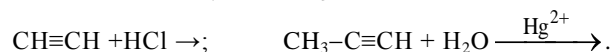
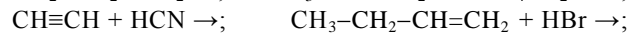
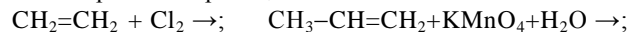


5 Назвати види ізомерії та навести конкретні приклади для кожного виду.

6 Чому для ненасичених сполук характерні реакції заміщення та деструкції?

7 Чим  $\sigma$ -зв'язок відрізняється від  $\pi$ -зв'язку, в якому випадку вони утворюються?

8 Дописати рівняння реакцій:



## 11 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 11 ОДЕРЖАННЯ І ВЛАСТИВОСТІ ПОЛІМЕРІВ

### 11.1 Мета роботи

Ознайомитися с одержанням, властивостями та використанням термопластичних та терморективних пластмас.

### 11.2 Теоретична частина

Високомолекулярними сполуками (полімерами) називаються складні речовини з великою молекулярною масою, молекули яких побудовані з повторюваних елементарних ланок, або ж структурних одиниць. Наприклад, елементарною ланкою поліетилену є угруповання атомів  $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-$ , а поліхлорвінілу  $-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-$ . Число елементарних ланок,

повторюваних у макромолекулі, називається ступенем полімеризації (позначається  $n$ ). Структурні формули полімерів коротко записують так: поліетилен  $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$ , полівінілхлорид  $(-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-)_n$ .

Назва полімеру складається з назви мономеру і префікса полі-.

## 4 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4 ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ СІМЕЙСТВА ЗАЛІЗА ТА ЇХ СПОЛУК

### 4.1 Мета роботи

Вивчити найважливіші властивості заліза, кобальту, нікелю – важливіших металів сучасної індустрії, а також властивості їх сполук.

### 4.2 Теоретична частина

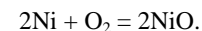
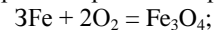
Фізичні властивості металів, які в значній мірі визначають їх хімічний характер, наведені в табл.4.1.

Таблиця 4.1 Фізичні властивості заліза, кобальту, нікелю

Символи елементів	Заряд ядра	Валентні електрони	$R_{\text{ат}}$ , нм	$I$ , кДж/моль	$E^0_{298}$ , В	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$T_{\text{пл}}$ , К	Ступіні окислення	Знаходження у природі, мас.%
Fe(залізо)	26	$3d^6 4s^2$	0,126	762	-0,44	7,87	1812	+2, +3, +6	4,0
Co(кобальт)	27	$3d^7 4s^2$	0,125	758	-0,277	8,84	1765	+2, +3	$2 \cdot 10^{-3}$
Ni(нікель)	28	$3d^8 4s^2$	0,124	736	-0,25	8,91	1728	+2 +3	$2 \cdot 10^{-2}$

Найбільш характерною особливістю простих речовин цих металів є їх підвищена магнітна сприйнятливість - це феромагнетики. В чистому вигляді всі три метали пластичні, але домішки дуже впливають на механічні властивості, зокрема на крихкість.

Хімічна активність зменшується від заліза до нікелю. В дрібнокристалічному вигляді ці метали самозаймаються на повітрі за звичайних умов (пірофорність), але в компактному вигляді вони стійкі по відношенню до кисню повітря. Загоряються при нагріванні:

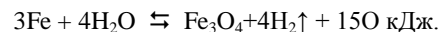


Вуглець при високих температурах взаємодіє з Fe, Co, Ni, утворюючи карбіди складу  $\text{Me}_3\text{C}$ ,  $\text{Me}_2\text{C}$ . На основі  $\text{Fe}_3\text{C}$  (цементит) виготовляють важкоплавкі сталі з різними властивостями. Нітриди металів видобувають непрямим шляхом. Азотована сталь набуває високої корозійної стійкості та твердості, опору зносу.

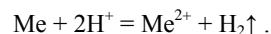


Продукти взаємодії металів сімейства заліза з сіркою, фосфором (сульфіди та фосфіди) шкідливо впливають на якість сплавів.

При високих температурах залізо взаємодіє з водяною парою за рівнянням:



Соляна та розведена сірчана кислоти розчиняють Fe, Co, Ni з утворенням солей металів (II):

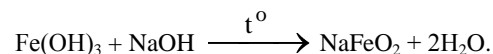


Концентровані  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (98 %) і  $\text{HNO}_3$  (60 %) в холодному стані пасивують ці метали. При нагріванні метали окислюються під дією цих кислот до ступеня окислення +3. Продуктами відновлення  $\text{HNO}_3$  можуть бути  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  або  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  (з розведенням знижується ступінь окислення), а для  $\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) –  $\text{SO}_2$ ,  $\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ .

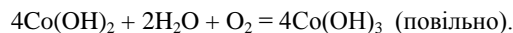
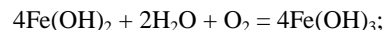
З лугами Fe, Co і Ni не реагують.

Залізо утворює кілька оксидів:  $\text{FeO}$ ,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ . (або  $\text{FeO}, \text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Аналогічними за складом є оксиди кобальту та нікелю. Всі оксиди не розчиняються у воді та в лугах, але з кислотами утворюють солі.

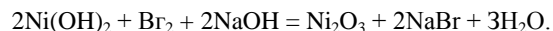
Гідроксиди  $\text{Me}(\text{OH})_2$  і  $\text{Me}(\text{OH})_3$  розчиняються в сильних кислотах, а  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  навіть в концентрованих гарячих лугах з утворенням феритів:



Гідроксиди заліза (II) та кобальту (II) нестійкі у окислювальних середовищах:



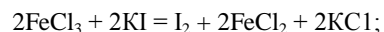
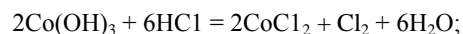
Гідроксид нікелю (II) окислюється тільки під дією більш енергійних окисників:



Сполуки Me (II) виявляють відновні властивості:



а сполуки Me (III) можуть бути окисниками:



Таблиця 10.1 Назви вуглеводнів

Вуглеводні		
насичені	Ненасичені (етиленові)	ненасичені (ацетиленові)
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (-ан)	$\text{C}_n\text{H}_{2n}$ (-ен)	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ (-ін)
$\text{CH}_4$ метан	–	–
$\text{C}_2\text{H}_6$ етан	$\text{C}_2\text{H}_4$ етен	$\text{C}_2\text{H}_2$ етін (ацетилен)
$\text{C}_3\text{H}_8$ пропан	$\text{C}_3\text{H}_6$ пропен	$\text{C}_3\text{H}_4$ пропін
$\text{C}_4\text{H}_{10}$ бутан	$\text{C}_4\text{H}_8$ бутен	$\text{C}_4\text{H}_6$ бутін
$\text{C}_5\text{H}_{12}$ пентан	$\text{C}_5\text{H}_{10}$ пентен	$\text{C}_5\text{H}_8$ пентін
$\text{C}_6\text{H}_{14}$ гексан	$\text{C}_6\text{H}_{12}$ гексен	$\text{C}_6\text{H}_{10}$ гексін
$\text{C}_7\text{H}_{16}$ гептан	$\text{C}_7\text{H}_{14}$ гептен	$\text{C}_7\text{H}_{12}$ гептін
$\text{C}_8\text{H}_{18}$ октан	$\text{C}_8\text{H}_{16}$ октен	$\text{C}_8\text{H}_{14}$ октін
$\text{C}_9\text{H}_{20}$ нонан	$\text{C}_9\text{H}_{18}$ нонен	$\text{C}_9\text{H}_{16}$ нонін
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{20}$ декен	$\text{C}_{10}\text{H}_{18}$ Декін

під кутом і опустити кінець газовідвідної трубки у пробірку з бромною водою. Обережно підігріти суміш спирту та кислоти, спостерігати знебарвлення бромної води. Перемістити кінець газовідвідної трубки у пробірку з слабо забарвленим розчином  $\text{KMnO}_4$  і спостерігати його знебарвлення. Скласти рівняння реакцій та пояснити, як відбуваються реакції приєднання та реакція окислення.

### 10.3.2 Добування ацетилену та його властивості

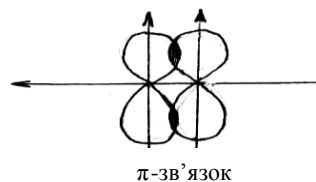
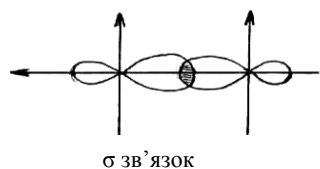
В круглодонну колбу, закріплену у штативі, внести шматок карбіда кальцію й закрити колбу пробкою з газовідвідною трубкою та крапельною воронкою. Налити у воронку воду, а потім випускати її краплями на карбід кальцію. Пропустити утворений газ через пробірку з бромною водою. Спостерігати знебарвлення бромної води. Про які властивості ацетилену свідчить цей дослід?

Скласти рівняння реакцій утворення ацетилену та його приєднання до брому.

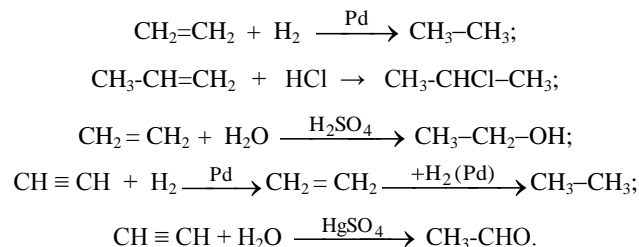
### 10.4.Контрольні питання і вправи

1. Які речовини називають вуглеводнями ?

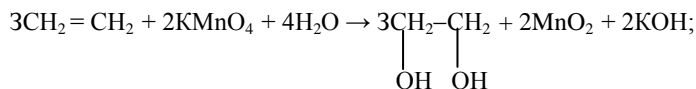
2. В чому полягають особливості органічних сполук?



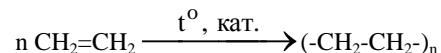
Завдяки тому, що σ-зв'язок більш міцний, ніж π-зв'язок, ненасичені вуглеводні значно більш реакційноздатні ніж насичені. Якщо насичені вуглеводні краще реагують по вільно-радикальному механізму в реакціях заміщення, то ненасичені здатні до реакцій приєднання:



Крім того, ненасичені вуглеводні легко окислюються:



і полімеризуються:



Назви вуглеводнів утворюються від кореня слів грецького або латинського числівника та відповідного закінчення (табл.10.1).

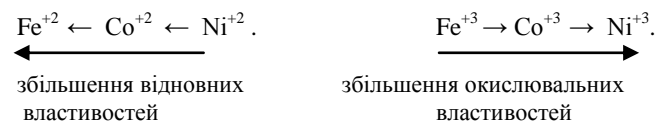
### 10.3 Експериментальна частина

Прибори та реактиви: пробірка з газовідвідною трубкою, круглодонна колба ємністю 50 мл, крапельна воронка, етиловий спирт, концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$ ),  $\text{KMnO}_4$  (1%), бромна вода, карбід кальцію.

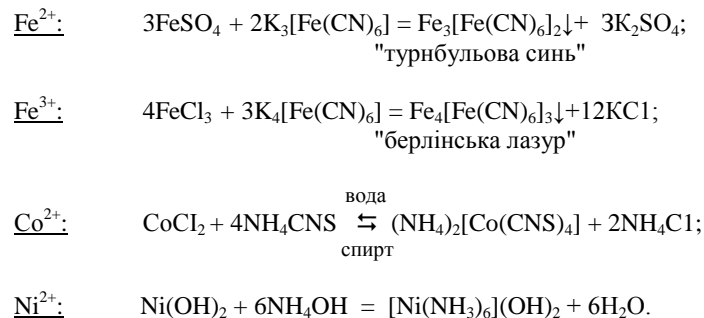
#### 10.3.1 Одержання етилену та його властивості

В пробірку налити 1-2 мл етилового спирту і 5 мл  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.) Пробірку закрити пробкою з газовідвідною трубкою, закріпити у штативі

При цьому спостерігаються такі закономірності:



Метали сімейства заліза здатні утворювати комплексні сполуки. Більшість цих реакцій використовується як якісні реакції відкриття деяких іонів:



### 4.3 Експериментальна частина

Реактиви: розчини:  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  (2н), конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{CNS}$  (насич. і розв.),  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{CoSO}_4$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{KCl}$ , ізоаміловий спирт.

#### 4.3.1 Взаємодія заліза з кислотами

В три пробірки налити по 5 крапель 2н розчинів кислот: в першу – соляної, в другу – сірчаної, в третю – азотної. В четверту пробірку помістити 3 краплі концентрованої сірчаної кислоти ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ). В кожен пробірку внести декілька залізних ошукрок. Пробірку з концентрованою  $\text{H}_2\text{SO}_4$  нагріти. Потім в кожен пробірку додати по краплі розчину амонію або калію.

Впевнитися в тому, що в соляній та розведеній сірчаній кислотах утворюються іони заліза (II), а в азотній та концентрованій сірчаній кислотах – іони  $\text{Fe}$  (III). Скласти рівняння реакцій.

#### 4.3.2 Одержання гідроксидів $\text{Fe}$ (II), $\text{Co}$ (II), $\text{Ni}$ (II)

Налити в пробірки окремо по 5-6 крапель розчинів солей  $\text{Fe}$ (II),  $\text{Co}$ (II),  $\text{Ni}$ (II) і подіяти на них розчином лугів до випадіння осадів, а в пробірці з сіллю кобальту – до перетворення синього осадку  $\text{CoOHCl}$  в рожевий  $\text{Co}(\text{OH})_2$ . Пробірки зберегти для наступного дослідження. Скласти рівняння реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

#### 4.3.3 Окислення гідроксидів(II) до гідроксидів(III)

Одержані в попередньому досліді осаді розмішати скляною паличкою, трохи підігріти. Де зміна забарвлення найвизрашніша? В пробірці з  $\text{Co}(\text{OH})_2$  і  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  додати кілька крапель бромної води (під тягою!). Спостерігати зміну кольору осадів.

Написати рівняння реакцій й зробити висновок, в якому напрямку зменшуються відновні властивості гідроксидів.

#### 4.3.4 Відновні властивості іону заліза (II)

До 5-6 крапель перманганата калію додати 2 краплі 2н розчину сірчаної кислоти, а потім прилити 6-7 крапель розчину сульфату заліза(II). Звернути увагу на знебарвлення фіолетового розчину  $\text{KMnO}_4$ . До якого ступеня окислення марганцю відновлюється сполука Mn (VII)?

Скласти рівняння окислювально-відновної реакції іонно-електронним методом.

#### 4.3.5 Окислювальні властивості іону заліза (III)

Налити в пробірку 3-4 краплі розчину KI і подіяти на нього розчином солі заліза (III). Підтвердити утворення вільного йоду за допомогою крохмального клейстеру. Написати рівняння реакції.

#### 4.3.6 Комплексні сполуки заліза

а) Одержання "берлінської лазурі". До 2-3 крапель розчину солі заліза (III) додати краплю кислоти, кілька крапель води і краплю розчину гексаціаноферату(II) калію (жовта кров'яна сіль). Спостерігати появу осаду "берлінської лазурі". Дослідити відношення осаду до луку. Де використовується ця реакція?

б) Одержання "турнбульової сині". До розчину солі Мора ( $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ) додати 1-2 краплі розчину гексаціаноферату(III) калію (червона кров'яна сіль). Утворюється осад "турнбульової сині". Перевірити його відношення до лугів. Скласти рівняння всіх реакцій.

в) Одержання роданіду заліза (III). До кількох крапель солі заліза (III) додати краплю розчину роданіду калію або амонію. Дослідити відношення  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  до лугів. Порівняйте явище, яке спостерігається, з попередніми випадками утворення комплексів заліза. Запам'ятайте ці аналітичні реакції на іони заліза (II) й (III).

9 Визначивши катіони та аніони у контрольному завданні, скласти хімічну формулу досліджуваної речовини.

10 Перевірити у викладача вірність рішення контрольного завдання.

11 Якщо задача вирішена вірно, скласти звіт про виконану роботу по формі таблиці 9.2.

Таблиця 9.2 Звіт про виконану роботу

Проведені операції	Спостереження та рівняння реакцій	Висновки
Колір кристалів		
Забарвлення полум'я		
Розчинність		
pH розчину (колір лакмусу)		
Особисті реакції на катіони		
Особисті реакції на аніони		
Хімічна формула речовини		

## 10 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 10 НАСИЧЕНІ ТА НЕНАСИЧЕНІ ВУГЛЕВОДНІ

### 10.1 Мета роботи

Ознайомитися с добуванням та властивостями вуглеводнів.

### 10.2 Короткі теоретичні відомості

Вуглеводнями називають найпростіші органічні сполуки, які складаються тільки з двох елементів: вуглецю і водню. Вуглеводні бувають насичені, в яких атоми вуглецю сполучені між собою простим (одинарним) зв'язком, і ненасичені, де атоми вуглецю сполучені між собою подвійними або потрійними зв'язками (кратними).

Насичені вуглеводні мають тільки  $\sigma$ -зв'язки, а ненасичені -  $\sigma$ - та  $\pi$ -зв'язки:

#### 4.3.7 Комплексні сполуки кобальту

Визначивши катіони та аніони, складають хімічну формулу речовини, що аналізується. Наприклад, якщо при розв'язанні задачі відкрито іони  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ , то це подвійна сіль Мора:



#### 9.3 Експериментальна частина

Прибори та реактиви: наведені в роботі "Аналітичні реакції іонів", додати ніхромову петлю.

##### Послідовність роботи

1 Кожному студенту одержати у викладача контрольну задачу у вигляді сухої речовини в бюксі.

2 Уважно розглянути кристали одержаної речовини, занотувати колір, зробити попередній висновок щодо деяких можливих катіонів.

3 Вушко ніхромового дроту змочити 2н розчином  $\text{HCl}$ , потім сильно прожарити в полум'ї пальника. Зачепити вушком дроту кілька кристалів досліджуваної речовини і внести у безбарвне полум'я. Забарвлення полум'я дозволить припустити присутність відповідного катіону (табл.9.1).

4 В пробірку вмістити 0,5-1,0 г речовини і розчинити її у 10-15мл дистильованої води.

5 Відмити забарвлення утвореного розчину і зробити припущення про присутність або відсутність забарвлюючих катіонів ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ).

6 Відзначити реакцію розчину речовини, що досліджується за допомогою синього та червоного лакмусового папірця і зробити висновок про тип розчиненої солі.

7 Відкриття іонів провести дробним методом аналізу. Спочатку відкривати катіони, а потім аніони. Для цього в чисту пробірку помістити 8-10 крапель розчину досліджуваної речовини, потім додати 3-5 крапель розчину реактиву на відповідний іон (див. роботу "Особисті реакції іонів"). Занотувати зовнішній ефект реакції, на основі якого зробити висновок про присутність або відсутність відповідного іону.

8 Відкривши катіони, зробити припущення про присутність або відсутність деяких аніонів (див. табл. 9.1). Відкриття аніонів провести дробним аналізом.

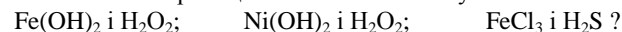
Налити в пробірку 2-3 краплі рожевого розчину солі кобальту (II) і додати до нього кілька крапель насиченого розчину роданіду калію або амонію. Як змінюється забарвлення? Додати кілька крапель ізоамілового спирту і струхнути пробірку. Спостерігати появу синього кільця у верхньому шарі розчину. Як це пояснити? Зробіть висновок щодо стійкості комплексу  $[\text{Co}(\text{CNS})_4]^{2-}$  в різних середовищах.

#### 4.4 Вправи і задачі

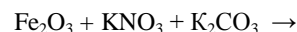
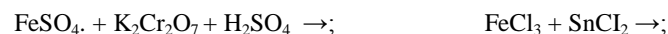
1 Як можна з металевого заліза одержати:

а) сіль заліза (II); б) сіль заліза (III) ?

2 Чи можливі реакції між такими сполуками:



3 Дописати рівняння реакцій:



#### 5 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5 ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ МІДІ, ЦИНКУ ТА ЇХ СПОЛУК

##### 5.1 Мета роботи

Ознайомитися з хімічними властивостями найважливіших електротехнічних і благородних металів підгрупи міді, а також з властивостями цинку і його аналогів.

##### 5.2 Теоретична частина

Елементи підгруп міді та цинку є останніми металами d-сімейств. Тому їх металевий характер в значній мірі послаблений. Вони належать або до числа благородних (Ag, Au), або до числа напівблагородних металів (Cu, Hg). Про їх порівняну хімічну інертність свідчать фізичні константи (табл.5.1).

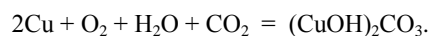
За величинами радіусів та іонізаційних потенціалів зрозуміло, що металева активність в періодичній системі зверху вниз зменшується. d-Підрівень передостаннього рівня у елементів підгрупи цинку стабілізується, тому в хімічних зв'язках участь приймають тільки електрони з зовнішнього s-підрівня.

Таблиця 5.1 Фізичні властивості міді, срібла, золота, цинку, кадмію, ртуті

Символи елементів	Заряд ядра	Валентні електрони	$R_{\text{ат}}, \text{нм}$	$I, \text{кДж/моль}$	$E_{298}^0, \text{В}$	$\rho, \text{г/см}^3$	$T_{\text{тп}}, \text{К}$	Ступіні окислення	Знаходження у природі, мас. %
Cu (мідь)	29	$3d^{10}4s^1$	0,128	745	0,34	8,96	1356	+1, +2	$10^{-2}$
Ag (срібло)	47	$4d^{10}5s^1$	0,144	730	0,79	10,5	1234	+1, +2	$10^{-5}$
Au (золото)	79	$5d^{10}6s^1$	0,144	890	1,69	19,3	1336	+1, +3	$5 \cdot 10^{-7}$
Zn (цинк)	30	$3d^{10}4s^1$	0,139	906	-0,76	7,13	693	+2	$10^{-2}$
Cd (кадмій)	48	$4d^{10}5s^1$	0,156	867	-0,4	8,65	594	+2	$10^{-5}$
Hg (ртуть)	80	$5d^{10}6s^1$	0,160	1006	0,85	13,6	234	+1, +2	$10^{-6}$

З особливостей фізичних властивостей цих металів слід відмітити ковкість, пластичність та електропровідність металів підгрупи міді.

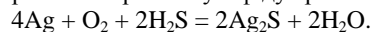
З киснем повітря реагує мідь, вкриваючись зеленим нальотом основної солі:



Цинк і кадмій вкриваються захисною плівкою з оксидів ZnO і CdO, яка запобігає подальшому руйнуванню. При нагріванні мідь окислюється до CuO або Cu<sub>2</sub>O, а ртуть – до HgO. Оксиди срібла і золота отримують непрямим шляхом:



Срібло на повітрі темніє внаслідок взаємодії з сірководнем в присутності кисню з утворенням чорного сульфід срібла:



З водою реагують тільки цинк і кадмій, які мають негативні електродні потенціали. Реакція можлива тільки після порушення оксидної

води. Відзначають забарвлення отриманого розчину, це дає можливість передбачити присутність деяких забарвлюючих катіонів: Cu<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Fe<sup>3+</sup>.

Потім досліджують реакцію розчину за допомогою лакмусового паперу. Лужна реакція вказує на те, що ця сіль утворена сильною основою та слабкою кислотою (наприклад, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>S). Якщо середовище кисле, то це сіль слабкої основи та сильної кислоти (наприклад, CuSO<sub>4</sub>, AlCl<sub>3</sub>). Нейтральну реакцію показують солі сильних основ та сильних кислот [NaCl, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>] і солі слабких основ й слабких кислот [(NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>].

З утвореного розчину досліджуваної речовини проводять визначення катіонів та аніонів дробним та систематичним методами. Дробний аналіз полягає в тому, що беруть невелику порцію досліджуваного розчину (0,3-0,5 мл) і додають до нього кілька крапель реактиву. Позитивна реакція на цей іон вказує на його присутність.

В систематичному аналізі проводять ряд послідовних реакцій відділення даного іону від супроводжуючих його іонів, якщо вони заважають відкриттю, а потім відкривають відповідний іон. Цей метод передбачає використання групових реактивів, які діють на цілу групу катіонів або аніонів. Наприклад, карбонат амонію (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> осаджує катіони Ba<sup>2+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> у вигляді BaCO<sub>3</sub>, SrCO<sub>3</sub> і CaCO<sub>3</sub>, а катіони K<sup>+</sup>, Na<sup>+</sup> цим реактивом не осаджуються, тому їх легко відокремити від перших.

Аналіз приготованого розчину досліджуваної речовини треба починати з визначення катіонів, тому що присутність деяких з них дозволить зробити висновок про відсутність ряду аніонів.

Відкриття катіонів NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Cr<sup>3+</sup>, Mn<sup>2+</sup> проводять дробним методом з певної порції досліджуваного розчину, а для відкриття Cu<sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup>, Zn<sup>2+</sup> краще використовувати систематичний хід аналізу. Але враховуючи, що контрольне завдання містить тільки одну сіль, складену з одного-двох катіонів та одного аніону, аналіз можна проводити дробним методом.

Після відкриття катіонів можна починати дослідження аніонів. Так, наприклад, якщо речовина повністю розчиняється у воді, і в цьому розчині виявлено катіон Pb<sup>2+</sup>, то можна зробити висновок про відсутність аніонів Cl<sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> і передбачення про присутність аніонів CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Тому доцільно провести аналітичні реакції одразу на ці іони дробним методом з окремих порцій розчину досліджуваної речовини.

9 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9  
ЗАГАЛЬНИЙ ХІД АНАЛІЗУ РЕЧОВИНИ

9.1 Мета роботи

Ознайомитися з загальними методами аналізу невідомої речовини, визначити її якісний склад.

9.2 Теоретична частина

Загальний хід аналізу речовини складається з таких послідовних етапів: попередні випробування, розчинення, відкриття катіонів і аніонів.

До попередніх випробувань відносять визначення кольору твердої речовини та забарвлення полум'я пальника. Це дає можливість приблизно орієнтуватись на присутність або відсутність того чи іншого іону (табл.9.1).

Таблиця 9.1 Колір твердої речовини та забарвлення полум'я пальника

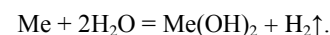
Катіони	Колір кристалів	Катіони	Забарвлення полум'я
$\text{NH}_4^+$ , $\text{Al}^{3+}$ , $\text{Na}^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ , $\text{Pb}^{2+}$	Білий	$\text{NH}_4^+$ , $\text{Al}^{3+}$	Не забарвлюють
$\text{Cu}^{2+}$	Синій	$\text{Na}^+$	Жовте
$\text{Fe}^{2+}$	Світло-зелений	$\text{K}^+$	Фіолетове
$\text{Fe}^{3+}$	Жовтий	$\text{Cu}^{2+}$	Синьо-зелене
$\text{Ni}^{2+}$	Зелений	$\text{Pb}^{2+}$	Блакитне
$\text{Mn}^{2+}$	Слабко-рожевий	$\text{Ca}^{2+}$	Цегляно-червоне
$\text{Co}^{2+}$	Яскраво-рожевий	$\text{Ba}^{2+}$	Жовто-зелене
$\text{Cr}^{3+}$	Синьо-фіолетовий або темно-зелений		

Забарвлення розчинів окремих іонів наведені у попередній роботі.

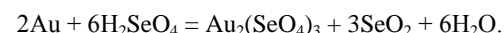
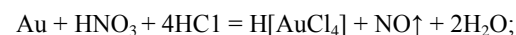
Другий етап визначення іонів полягає в тому, що речовину подрібнюють в ступці до утворення дрібного порошку. Потім випробовують на розчинність спочатку у воді, а потім у 2н та концентрованої соляної, сірчаної або азотній кислотах. Для цього беруть 0,1-0,2 г досліджуваної речовини на 2-3 мл розчинника.

Якщо речовина у воді повністю розчиняється, тоді беруть 0,5-1,0 г досліджуваної речовини й готують розчин її у 8-12 мл дистильованої

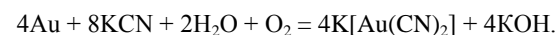
плівки або при нагріванні:



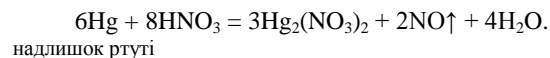
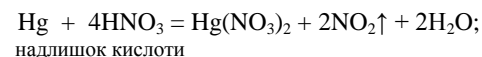
З кислотами, де окисником є катіон водню, реагують тільки цинк та кадмій. Інші метали розчиняються в кислотах, в яких роль окисника виконує кислотний залишок. Золото розчиняється тільки в "царській водці" і в селеновій кислоті:



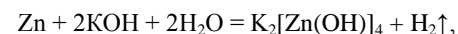
На здатності міді, золота і срібла швидко розчинятися в ціаністих розчинах базується метод добування цих металів з руд:



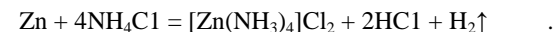
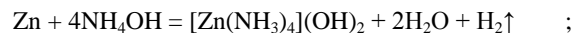
Для ртуті кращим розчинником є азотна кислота. В залежності від кількості кислоти можуть утворитися різні солі:



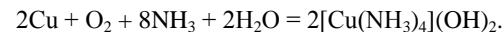
Тільки цинк легко розчиняється в лугах:



а також у розчині гідроксиду амонію і насиченого хлориду амонію:



Мідь розчиняється в аміаку тільки в присутності сильного окисника:



Характеристика найважливіших сполук елементів наведена в табл.5.2.

Іони металів підгруп міді і цинку здатні до комплексоутворення, що використовується для виробництва цих металів з малоконцентрованих руд.

Таблиця 6.2 Характеристика найважливіших сполук елементів

Оксиди і гідроксиди		Солі
Основні	Амфотерні	
$\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow \text{CuOH}$	$\text{CuO} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2$ (з перевагою основних властивостей)	$\text{CuCl}$ ; $\text{Na}_2[\text{Cu(OH)}_4]$ $\text{CuCl}_2$ , $[\text{Cu(NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
$\text{Ag}_2\text{O}$ (відповідної основи не існує)	–	$\text{AgNO}_3$ , $[\text{Ag(NH}_3)_2]\text{Cl}$
$\text{Au}_2\text{O} \rightarrow \text{AuOH}$		$\text{AuCl}$ , $\text{K[Au(CN)}_2]$
	$\text{Au}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Au(OH)}_3$ $\updownarrow$ $\text{H}_3\text{AuO}_3$ (з перевагою кислотних властивостей)	$\text{AuCl}_3$ , $\text{K[Au(OH)}_4]$
$\text{CdO} \rightarrow \text{Cd(OH)}_2$		$\text{CdSO}_4$ , $\text{Cd[CdI}_3]_2$
$\text{Hg}_2\text{O}$ } основ $\text{HgO}$ } не існує		$\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ , $\text{Hg}_2\text{Cl}_2$ , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ , $\text{HgCl}_2$ , $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$

### 5.3 Експериментальна частина

Реактиви: розчини  $\text{HCl}$  (2н),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2н),  $\text{HNO}_3$  (2н), а також концентровані розчини цих кислот;  $\text{NaOH}$  (40 %), розчини  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{CdSO}_4$ ,  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  (2н); металічні  $\text{Cu}$ ,  $\text{Zn}$ ; зразок мідного сплаву.

#### 5.3.1 Відношення міді до розведених та концентрованих кислот

У три пробірки покласти по шматочку міді і додати по 5-6 крапель 2н розчинів кислот: соляної, сірчаної, азотної. Зробити аналогічний дослід з концентрованими кислотами без нагрівання, а потім з нагріванням (обережно! працювати під тягою!). З якими кислотами взаємодіє мідь? Як змінюється колір розчину, коли мідь розчиняється? Які гази виділяються?

#### 5.3.2 Одержання і властивості гідроксиду міді (II)

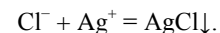
У трьох пробірках одержати  $\text{Cu(OH)}_2$ . Які з вищезазначених реактивів можна для цього використати? В двох перших пробірках перевірте кислотно-основні властивості цього гідроксиду.

#### 2 Реакція на карбонат-іон

До розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  додавати по краплинах 2н розчин соляної кислоти. Спостерігати виділення бульбашок безбарвного газу  $\text{CO}_2$ . Скласти рівняння реакції розпізнання карбонат-іону. Перевірити газ  $\text{CO}_2$ , пропускаючи його через вапняну воду, яка повинна помутніти:  
 $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ .

#### 3 Реакція на хлорид-іон

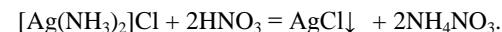
До розчину  $\text{NaCl}$  додати кілька крапель  $\text{AgNO}_3$  до утворення білого аморфного осаду  $\text{AgCl}$ :



Потім перевірити розчинність осаду у водневому розчині аміаку:

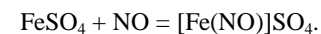
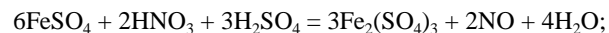
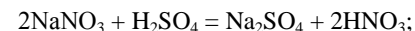


При підкисленні досліджуваного розчину азотною кислотою комплекс руйнується і знову випадає білий осад  $\text{AgCl}$ :



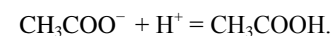
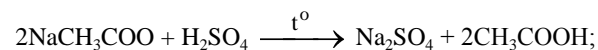
#### 4 Реакція на нітрат-іон

Всі солі безбарвного іону  $\text{NO}_3^-$  добре розчиняються у воді. До розчину  $\text{FeSO}_4$  додати 7-8 крапель розчину  $\text{NaNO}_3$ , потім обережно по краплях прилити концентровану  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (3-5 крапель). На межі двох рідин спостерігається буре кільце складу  $[\text{Fe(NO)}]\text{SO}_4$ :

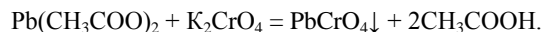


#### 5 Реакція на ацетат-іон

Іони  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  безбарвні, всі солі добре розчинні у воді. До розчину солі, наприклад  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  прилити 4-5 крапель розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:1), суміш трохи підігріти. Утворену оцтову кислоту виявляють за характерним запахом:



До розчину ацетату  $Pb(CH_3COO)_2$  додати розчин  $K_2CrO_4$  до утворення жовтого осаду  $PbCrO_4$ , що розчиняється у лугах:

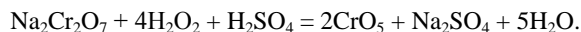
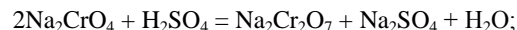


#### 10 Реакція катіонів хрому (III)

Іони  $Cr^{3+}$  забарвлюють розчини в темно-зелений колір. В пробірку налити 4-5 крапель розчину солі  $Cr_2(SO_4)_3$  і 8-10 крапель 2н розчину  $NaOH$  до повного розчинення випадального спочатку осаду  $Cr(OH)_3$  з перетворенням його до хроміту натрію. Потім додати 5-6 крапель 3%-ного розчину  $H_2O_2$ . Добре трусонуть пробірку й нагріти на полум'ї пальника. Поява жовтого забарвлення свідчить про повне окислення  $Cr^{3+}$  до  $CrO_4^{2-}$ :



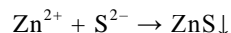
Потім у цю ж пробірку додати 3-5 крапель концентрованої  $H_2SO_4$ . до кислої реакції – жовтий колір перетвориться у померанчевий. Пробірку охолодити, додати 5-6 крапель ізоамілового спирту і 2-3 краплі розчину  $H_2O_2$ . Добре трусонуть пробірку. Забарвлення шару ізоамілового спирту в синій колір свідчить про утворення пероксиду хрому  $CrO_5$ :



#### 11 Реакція катіонів цинку

Іони  $Zn^{2+}$  у водних розчинах безбарвні. Більшість солей добре розчинні у воді.

Через розчин солі  $Zn^{2+}$ , підкислений оцтовою кислотою, пропустити з апарата Кіппа сірководень, або додати розчин  $(NH_4)_2S$  до утворення білого осаду  $ZnS$ , розчинного у соляній кислоті.



#### 8.3.2 Особисті реакції на аніони

##### 1 Реакція на сульфат-іон

До розчину  $Na_2SO_4$  додати кілька крапель розчину  $BaCl_2$ . Спостерігати випадіння білого кристалічного осаду  $BaSO_4$ . Скласти молекулярне та іонне рівняння реакцій. Перевірити осад на розчинність у кислотах.

Які властивості переважають?

Вміст третьої пробірки перевірте на термостійкість. Як змінюється колір  $Cu(OH)_2$  під час нагрівання? Складіть всі необхідні рівняння реакцій і зробіть висновок.

#### 5.3.3 Одержання аміачного комплексу міді (II)

В пробірку з розчином солі міді (II) додайте по краплях 2н розчин аміаку до повного розчинення утвореного осаду основної солі міді. Відмітити поступову зміну забарвлення. Які іони надають цих кольорів? Скласти рівняння реакцій утворення основної солі, а потім розчинення її до комплексної, маючи на увазі, що координаційне число міді дорівнює 4. Як дисоціює утворена комплексна сполука? Яка основа сильніша – гідроксид міді чи комплексна основа міді?

#### 5.3.4 Визначення міді в сплавах

Очистити поверхню металевого зразку наждаком, змити водою, просушити фільтрувальним папером й нанести на зразок одну краплю концентрованої  $HNO_3$ . Через хвилину нанести на це ж місце кілька крапель водного розчину аміаку. Синє забарвлення розчину вказує на присутність міді в сплавах. Скласти рівняння здійснених реакцій.

#### 5.3.5 Розчинення цинку в кислотах і лугах

Налити в дві пробірки по 4-5 крапель 2н розчинів сірчаної та азотної кислот, а у третю – концентрованої сірчаної. В усі пробірки внести по шматочку цинку та злегка підігріти. Спостерігати, як розчиняється цинк. Які гази виділяються в кожному окремому випадку?

Таким же чином перевірити розчинність цинку в 2н розчині соляної кислоти та в 2н розчині гідроксиду натру.

Скласти всі необхідні рівняння реакцій.

#### 5.3.6 Одержання гідроксидів цинку і кадмію та дослідження їх властивостей

Налити в дві пробірки по 3-4 краплі розчину солі цинку, а в дві інші –розчину солі кадмію. В кожную пробірку додавати по краплях 2н розчин лугу до випадіння білих об'ємних осадів. Перевірити їх відношення до сильних кислот та лугів. Скласти молекулярні та іонні рівняння реакцій. Зробити висновки щодо їх властивостей.





6 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 6  
ЕЛЕМЕНТИ ІІІА ПІДГРУПИ ПЕРІОДИЧНОЇ СИСТЕМИ

6.1 Мета роботи

Провести дослідження властивостей легкого конструкційного металу алюмінію та його сполук, а також кисневмісних сполук бору.

6.2 Теоретична частина

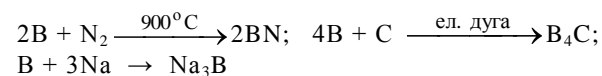
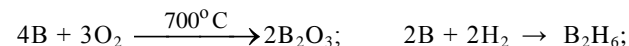
Фізичні константи, за допомогою яких можна провести порівняння властивостей елементів головної підгрупи ІІІ групи, наведені в табл.6.1.

Таблиця 6.1 Фізичні властивості бору, алюмінію, галію, індію, талію

Символи елементів	Заряд ядра	Валентні електрони	$R_{\text{ат}}, \text{нм}$	$I, \text{кДж/моль}$	$E^{\circ}_{298}, \text{В}$	$\rho, \text{г/см}^3$	$T_{\text{пл}}, \text{К}$	Ступінь окислення	Знаходження у природі, мас. %
В(бор)	5	$2s^2 2p^1$	0,097	808	—	1,73	2573	-3, +3	$3 \cdot 10^{-4}$
Al(алюміній)	13	$3s^2 3p^1$	0,143	578	-1,66	3,70	933	+3	8,8
Ga(галій)	31	$4s^2 4p^1$	0,139	579	-0,52	5,90	302,8	+3	$1,5 \cdot 10^{-3}$
In(індій)	49	$5s^2 5p^1$	0,166	558	-0,34	7,31	429	+3	$1 \cdot 10^{-5}$
Tl(талій)	81	$6s^2 6p^1$	0,171	589	-0,33	11,68	577	+1, +3	$4 \cdot 10^{-6}$

Більш докладно розглянемо властивості бору і алюмінію - важливих елементів металургійного виробництва.

За звичайних умов бор дуже інертний неметал. При підвищенні температури аморфна модифікація бору здатна реагувати з іншими неметалами та з металами. В першому випадку утворюються сполуки ковалентного типу, де ступінь окислення є +3. В сполуках з металами переважає іонний зв'язок в комбінації з металевим – ступінь окислення може бути -3, або змінною.

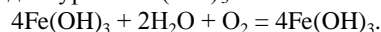


Суміш нагріти до кипіння. До отвору пробірки піднести красний лакмусовий папір, змочений водою. Чому забарвлення лакмусу змінюється? Скласти рівняння аналітичної реакції відкриття катіона амонію в молекулярному та іонному вигляді.

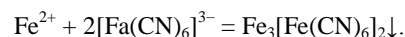
3 Реакції катіона заліза (II)

Іони заліза  $\text{Fe}^{2+}$  надають розчину світло-зеленого кольору. Хлорид, сульфат, нітрат і ацетат заліза (II) добре розчиняються у воді.

а) Дія лугів. До розчину  $\text{FeSO}_4$  додати кілька крапель 2н розчину  $\text{NaOH}$ . Випадає світло-зелений осад  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , який киснем повітря окислюється до бурого  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :



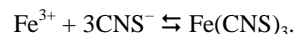
б) Дія гексаціаноферату (III) калію. До розчину  $\text{FeSO}_4$ , підкисленого 1-2 краплями 2н розчину  $\text{HCl}$ , додати 5-8 крапель розчину  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Утворюється синій осад "турнбульової сині":



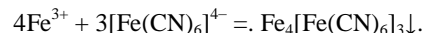
4 Реакції катіонів заліза (III)

Водні розчини солей  $\text{Fe}^{3+}$  мають жовте або слабко-буре забарвлення. Хлорид, нітрат, сульфат, ацетат заліза (III) добре розчинені, сульфід, сульфит, карбонат, силікат повністю гідролізують у воді.

а) Дія роданіду амонію. До розчину солі  $\text{FeCl}_3$  додати кілька крапель 2н розчину  $\text{NH}_4\text{CNS}$  до появи темно-червоного кольору розчину:



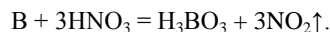
б) Дія гексаціаноферату (II) калію. До розчину  $\text{FeCl}_3$ , підкисленому 1-2 краплями 2н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , додати кілька крапель розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до утворення темно-синього осаду "берлінської лазурі":



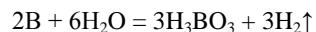
5 Реакція катіона кобальту (II)

Безводні солі кобальту мають синій колір, кристалогідрати та розведені розчини – рожевого забарвлення. До розчину  $\text{CoSO}_4$  прилити рівний об'єм насиченого розчину  $\text{NH}_4\text{CNS}$  та декілька крапель ізоамілового спирту.

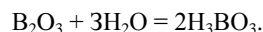
В розведених кислотах бор не розчиняється. Азотна та концентрована сірчана кислоти окислюють бор до борної кислоти:



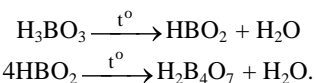
При температурі червоного каління бор реагує з водою:



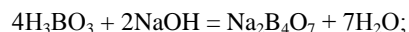
Оксид бору виявляє кислотні властивості. При розчиненні його у воді утворюється ортоборна кислота:



При зневодненні ортоборної кислоти поступово з'являються мета- та тетраборні кислоти:



При дії лугів на ортоборну кислоту одержують сіль тетраборної кислоти і, навпаки, при дії на тетраборат сильної кислоти утворюється ортоборна кислота:



Кисневмісні сполуки бору широко використовуються у скловарному виробництві, для виготовлення емалей, відіграють роль флюсів при зварюванні металів тощо.

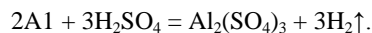
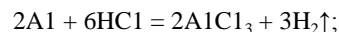
Карбід бору  $\text{B}_4\text{C}$  і нітрид бору  $\text{BN}$  виявляють високу твердість, дуже тугоплавкі та хімічно інертні. Вони використовуються для виготовлення абразивних матеріалів, в напівпровідниковій техніці.

Алюміній за своєю природою є дуже активним металом, має велику спорідненість до кисню та інших окислювачів. Але на його поверхні утворюється захисна оксидна плівка, суцільна та міцно з'єднана з металом. Через те алюміній стійкий в атмосферних умовах, в морській воді, в інших агресивних середовищах.

Порошкоподібний алюміній при нагріванні активно згоряє у повітрі:

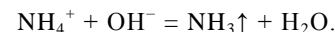


Алюміній, позбавлений захисної плівки, енергійно реагує з водою, розчинами соляної і сірчаної кислот, витискуючи водень:



Аналітичні реакції, відбиваючи характерні хімічні властивості даного іону, називаються особистими реакціями цього іону. Наприклад, попередня реакція є особистою реакцією на іон заліза (II).

Якщо реакція дозволяє відкрити даний іон в присутності інших іонів, то вона зветься специфічною реакцією. Так, специфічною реакцією на іон  $\text{NH}_4^+$  є реакція взаємодії солей амонію з лугами при нагріванні:



Специфічних реакцій, на жаль, дуже мало.

### 8.3 Експериментальна частина

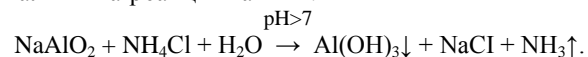
Прибори і реактиви: апарат Кіппа, штатив з пробірками, синій і червоний лакмусовий папір; розчини:  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  (2н),  $\text{HNO}_3$  (2н і конц.),  $\text{NH}_4\text{OH}$  (2н),  $\text{NH}_4\text{CNS}$  (2н і насичений),  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (2н і кристал.),  $\text{BaCl}_2$  (0,5н),  $\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$ -диметилглюксим (1% аміачний розчин),  $\text{FeSO}_4$  (0,5н),  $\text{FeCl}_3$  (0,5н),  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (0,5н),  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  (0,5н),  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (0,5н),  $\text{CoSO}_4$  (0,5н),  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  (0,5н),  $\text{CuSO}_4$  (0,5н),  $\text{NaOH}$  (2н і 40%),  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,5н),  $\text{NaNO}_3$  (0,5н),  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (0,5н),  $\text{NaCl}$  (0,5н),  $\text{NaF}$  (0,5н),  $\text{NiSO}_4$  (0,5н),  $\text{H}_2\text{O}_2$  (3%),  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  (0,5н),  $\text{AgNO}_3$  (0,5н),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2н і конц.),  $\text{HCl}$  (2н і конц.),  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (2н і конц.),  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  (0,5н),  $\text{ZnSO}_4$  (0,5н),  $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$  ізоаміловий спирт,  $\text{PbO}_2$  (крист.).

#### 8.3.1 Особисті реакції на катіони

##### 1 Реакції катіону алюмінію $\text{Al}^{3+}$

Іони  $\text{Al}^{3+}$  у водних розчинах безбарвні. Більшість солей алюмінію розчиняється у воді. Відкрити катіон  $\text{Al}^{3+}$  можна за допомогою хлориду амонію  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в лужному середовищі. До досліджуваного розчину додається 2н розчин  $\text{NaOH}$  до розчинення утвореного спочатку гідроксиду  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Потім додається 0,2-0,3 г сухого  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Суміш збовтати, нагріти до кипіння. Спостерігати випадіння білого осаду й виділення газу з різким запахом аміаку. До отвору пробірки піднести червоний лакмусовий папірець, змочений водою.

Аналітична реакція на  $\text{Al}^{3+}$ :



##### 2 Реакція відкриття катіона амонію $\text{NH}_4^+$

Іони  $\text{NH}_4^+$  в розчинах безбарвні. Всі солі розчинені. До 5-6 крапель розчину солі амонію прилити 7-8 крапель 2н розчину  $\text{NaOH}$ .

## 8 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8 ПРИВАТНІ РЕАКЦІЇ ІОНІВ

### 8.1 Мета роботи

Ознайомитися з методикою якісного хімічного аналізу окремих катіонів та аніонів, які найчастіше зустрічаються на практиці.

### 8.2 Теоретична частина

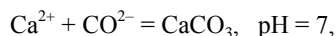
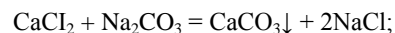
Відкриття складових частин досліджуваної речовини відбувається за характерними властивостями сполук, утворених в результаті хімічної взаємодії цієї речовини з реактивом. Реакція, що відбувається між речовиною, що досліджується та реактивом, яка супроводжується зміною забарвлення, утворенням осаду або газу, має назву аналітичної реакції. Та речовина, що приймає участь в аналітичній реакції з досліджуваною речовиною, зветься реактивом або реагентом. Наприклад, реакція хлориду натрію з нітратом срібла з утворенням білого осаду  $\text{AgCl}$  є аналітичною реакцією на іони  $\text{Cl}^-$ , а речовина  $\text{AgNO}_3$  є реактивом на цей іон.

Аналітичні реакції проводять "сухим" або "мокрим" способом. "Сухий" спосіб визначення елемента базується на зміні забарвлення полум'я при внесенні в нього сполуки даного елемента, або ж по кольору перлів, утворених сплавленням досліджуваної речовини з бурою.

Реакції, що виконуються "мокрим" шляхом, відбуваються у водних розчинах, в яких досліджувана речовина знаходиться у вигляді іонів.

В якості аналітичної реакції використовують звичайно такі, що супроводжуються яскравим зовнішнім ефектом. Наприклад, реакція утворення синього осаду "турнбульової сині" для визначення іону  $\text{Fe}^{2+}$  або реакція, що супроводжується виділенням газоподібного аміаку при визначенні катіону  $\text{NH}_4^+$ , тощо.

Аналітичні реакції виконуються лише у певних умовах: рН розчину, концентрація, температура. Наприклад, реакцію між хлоридом кальцію і реактивом – карбонатом натрію – треба проводити при нейтральній реакції середовища (рН = 7):

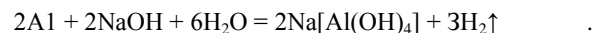


а реакцію утворення "турнбульової сині" – тільки в кислому середовищі:

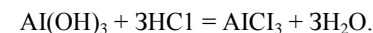


При зануренні алюмінію у розчини концентрованих азотної або сірчаної кислот на його поверхні утворюється ще більш суцільна закисна плівка  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

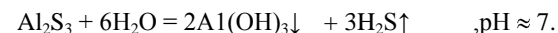
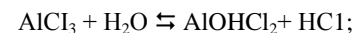
Кращим розчинником алюмінію є гарячий розчин їдких лугів:



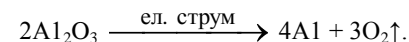
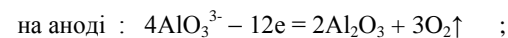
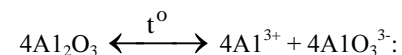
Це пояснюється амфотерним характером гідроксиду алюмінію:



Солі алюмінію (крім фосфатів, силікатів) добре розчиняються у воді. В розчинах вони підлягають гідролізу:



Видобувають алюміній електролізом розплаву  $\text{Al}_2\text{O}_3$ :



Сплави алюмінію використовуються в літакобудуванні, ракетобудуванні, в промисловому і цивільному будівництві. Чистий алюміній застосовується в електротехніці і радіотехніці, вибухових сумішах, як відновник для виробництва важкоплавких металів, для захисту металів від корозії.

### 6.3 Експериментальна частина

Прибори та реактиви: пальник, сірники, розчини  $\text{HCl}$  (2н),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2н),  $\text{HNO}_3$  (2н),  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  (2н),  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaOH}$  (2н), лакмус, фенолфталеїн, конц.  $\text{HCl}$  ( $\rho = 1,14$ ),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$ ),  $\text{HNO}_3$  ( $\rho = 1,4$ ),  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  (кр.), гранули  $\text{Al}$ .

### 6.3.1 Отримання борної кислоти

В пробірку внести кілька кристалів бури і додати 5-6 крапель дистильованої води, нагріти. В насичений розчин бури внести 2-3 краплі концентрованої сірчаної кислоти. Охолодити пробірку у проточній воді. Спостерігати утворення голчастих кристалів. Записати рівняння реакції.

### 6.3.2 Гідроліз тетраборату натрію

В пробірку з 5-6 краплями спиртового розчину фенолфталеїну додати 3-4 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ . Спостерігати зміну забарвлення. Що це означає, яке середовище утворилось внаслідок гідролізу? Скласти рівняння реакції.

### 6.3.3 Взаємодія алюмінію з кислотами

а) В три пробірки внести по 5-6 крапель 2н розчинів кислот: соляної, сірчаної, азотної. В кожну пробірку опустити по шматочку алюмінію. Який газ виділяється в кожному випадку? Де реакція йде найбільш активно? Скласти рівняння окислювально-відновних реакцій.

б) В три пробірки внести по 5-8 крапель концентрованих кислот: соляної ( $\rho = 1,19$ ), сірчаної ( $\rho = 1,84$ ), азотної ( $\rho = 1,4$ ). В кожну пробірку внести шматочок алюмінію. Нагріти на водяній бані. Що виконує роль окислювача в кожній з цих кислот? Напишіть рівняння реакцій.

### 6.3.4 Розчинення алюмінію у водному розчині лугів

Внести в пробірку шматок алюмінію і додати 5-6 крапель води. Нагріти пробірку й влити 5-8 крапель 2н розчину їдкого натру. Покажіть поетапно механізм взаємодії алюмінію з розчином їдкого натру.

### 6.3.5 Гідроліз солей алюмінію

В пробірку внести 5-6 крапель нейтрального розчину лакмусу і додати 3-4 краплі 2н розчину сульфату алюмінію.

### 6.4 Вправи і задачі

1 При роботі гальванічного елемента  $\text{Al}|\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3||\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3|\text{Cr}$  вага катоду збільшилась на 31,2 г. Визначити, на скільки зменшилась маса аноду.

### 7.3.7 Одержання гідроксиду олова (IV) та дослідження його амфотерності

До розчину  $\text{SnCl}_4$ , прилити розчин аміаку. Одержаний осад дослідити на дію соляної кислоти (2н) і на надлишок лугу (40 %). Пояснити спостереження. Скласти рівняння. В якому реактиві гідроксид олова (IV) розчиняється краще?

### 7.3.8 Окислювальні властивості диоксиду свинцю (IV)

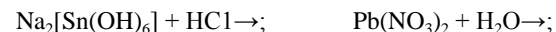
В пробірку внести кілька кристалів  $\text{PbO}_2$ , прилити 2-3 краплі концентрованої азотної кислоти. Суміш прокип'ятити під тягою. Далі додати 2-3 краплі розчину сполуки Mn (II). Знову довести до кипіння. Дати можливість розчину відстоятись. Спостерігати червоно-фіолетове забарвлення розчину завдяки утворенню іону  $\text{MnO}_4^-$ . Скласти окислювально-відновне рівняння реакції.

### 7.4 Вправи і задачі

1 Після проходження 1 м<sup>3</sup> повітря через розчин  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  утворилось 2,64 г  $\text{BaCO}_3$ . Обчислити об'ємний процентний вміст  $\text{CO}_2$  в повітрі.

2 Чим пояснюється стійкість свинцю по відношенню до розведеної та помірно концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , але нестійкість його по відношенню до концентрованих (більш 80 %) розчинів цієї ж кислоти?

3 Завершити рівняння реакцій:  $\text{PbO}_2 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ ;



4 З 54 г кристалічної соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  треба приготувати 10%-ний розчин  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Скільки води буде потрібно взяти для цього?

5 Чим пояснюється здатність молекули CO виступати в якості ліганда в комплексних сполуках типа



6 Чим пояснити характер зміни стійкості ступенів окислення в ряду:



### 7.3.2 Гідроліз карбонатів і силікатів

В три пробірки влити по 2 мл дистильованої води та 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Потім в першу пробірку внести кілька кристалів  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в другу –  $\text{NaHCO}_3$ , а в третю – 5-6 крапель розчину  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Поясніть, чому інтенсивність забарвлення в пробірках відрізняється. Скласти рівняння реакцій гідролізу цих солей.

### 7.3.3 Взаємодія карбонатів та силікатів з розчинами кислот

В одну з чотирьох пробірок помістити  $\text{CaCO}_3$ , в другу –  $\text{NaHCO}_3$ , в третю –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в четверту – біля 5 мл концентрованого розчину  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . В три перші пробірки влити по 5-6 крапель 1н розчину  $\text{HCl}$ , в четверту – 3 мл 20 % розчину  $\text{HCl}$  й перемішати скляною паличкою.

Пояснити явище, яке спостерігається. Скласти рівняння відповідних реакцій.

### 7.3.4 Вогнетривкість тканини й целюлози, насичених силікатами

Клаптик тканини (або фільтрувального паперу) помістити у розчин рідкого скла. Утримувати його в розчині 10-15 хвилин, потім висушити над полум'ям пальника і, утримуючи пінцетом, внести в полум'я для випробування на вогнетривкість. Для порівняння внести в полум'я такий же шматочок цього матеріалу без обробки рідким склом.

### 7.3.5 Відношення олова і свинцю до кислот

Дослідити поведінку олова і свинцю в 2н розчинах  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$  та в концентрованих  $\text{HNO}_3$  й  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:1) на холодну та при нагріванні. Для кожного досліду використати гранулу металу і по 1-2 мл розчину кислоти. Зафіксуйте спостереження: при яких умовах і в якій кислоті найкраще розчиняється метал? Складіть рівняння всіх реакцій, що відбуваються.

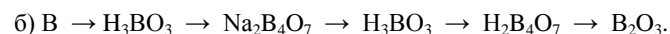
### 7.3.6 Взаємодія олова і свинцю з розчинами лугів

Провести перевірку дії 40 % розчину їдкого натру на олово і свинець в холодному стані та при нагріванні, використовуючи по 1-2 гранули металів. Скласти рівняння реакцій. Зробити висновок, чому ці метали здатні розчинятися в лугах?

2 Закінчити рівняння реакцій:



3 Здійснити такі перетворення:



## 7 ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 7 ВЛАСТИВОСТІ ЕЛЕМЕНТІВ IVA ПІДГРУПИ

### 7.1 Мета роботи

Дослідити деякі властивості простих речовин і сполук вуглецю, кремнію, олова, свинцю.

### 7.2 Теоретична частина

До головної підгрупи IV групи відносяться типові елементи: вуглець, кремній, германій, олово, свинець.

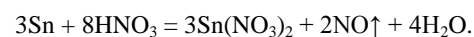
В цій підгрупі при зростанні порядкового номеру зростає атомний радіус, неметалеві властивості послаблюються, а металеві зростають. Тому вуглець і кремній – неметали, германій, олово, свинець – метали.

Фізичні константи елементів наведені в табл.7.1.

Різниця в хімічній природі простих речовин яскраво виявляється в їх відношенні до азотної кислоти. При окисленні концентрованою  $\text{HNO}_3$  вуглець окислюється до  $\text{CO}_2$ , германій – до германієвої кислоти, олово – до  $\beta$ -олов'яної кислоти:



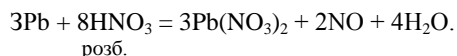
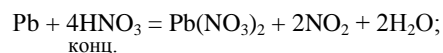
В розведеній  $\text{HNO}_3$  олово поводить як метал, окислюючись до  $\text{Sn}(\text{II})$ :



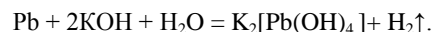
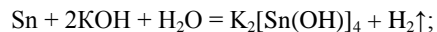
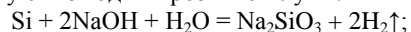
Таблиця 7.1 Фізичні константи елементів IV А підгрупи

Символи елементів	Заряд ядра	Валентні електрони	$R_{\text{ат}}$ , нм	$I$ , кДж/моль	$\rho$ , г/см <sup>3</sup>	$T_{\text{пл}}$ , К	ЕН	Ступінь окислення	Знаходження у природі, мас. %
C(вуглець)	6	$2s^2 2p^2$	0,077	1087	3,51	3873	2,55	-4,+2,+4	$3,2 \cdot 10^{-2}$
Si(кремній)	14	$3s^2 3p^2$	0,117	786	2,33	1685	1,9	-4,+2,+4	27,72
Ge(германій)	32	$4s^2 4p^2$	0,122	760	5,32	1230	2,0	-4,+2,+4	$2 \cdot 10^{-4}$
Sn(олово)	50	$5s^2 5p^2$	0,158	707	7,2	505	1,8	+2,+4	$8 \cdot 10^{-3}$
Pb(свинець)	82	$6s^2 6p^2$	0,175	719	11,3	600	1,8	+2,+4	$1,6 \cdot 10^{-3}$

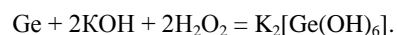
Для свинця азотна кислота – найкращий розчинник:



Кремній розчиняється в суміші  $\text{HNO}_3$  з  $\text{HF}$ . При нагріванні кремній, олово, свинець реагують з водним розчином лугів:

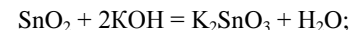
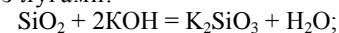


Германій розчиняється в лугах тільки в присутності окисників:

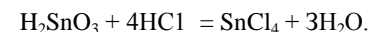
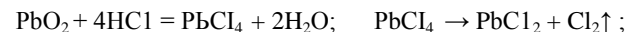


Елементи IVA - підгрупи утворюють оксиди типу  $\text{RO}$  та  $\text{RO}_2$ , водневі сполуки типу  $\text{RH}_4$ . Гідрати вищих оксидів вуглецю та кремнію мають кислотні властивості, а інших елементів – амфотерні. Оксиди  $\text{CO}$  та  $\text{SiO}$  не утворюють ні кислот, ні основ. Інші оксиди типу  $\text{RO}$  – амфотерні з перевагою основних властивостей. Зверху вниз основність зростає. Міцність водневих сполук зменшується від вуглецю до свинцю.

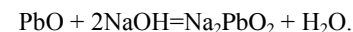
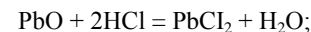
Кислотний характер оксидів та гідроксидів елементів виявляється при взаємодії з лугами:



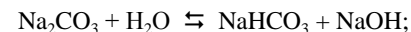
Основні функції оксидів та гідроксидів  $\text{Sn}$  і  $\text{Pb}$  підтверджуються реакціями з сильними кислотами:



На прикладі оксиду свинцю (II) розглянемо амфотерність сполук  $\text{Me}$  (II):



Солі слабких вугільної та кремнієвої кислот у водних розчинах підлягають гідролізу:



### 7.3 Експериментальна частина

Прибори та реактиви: термостійкі пробірки, пальник, сірники.

Порошок деревного вугілля,  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}_2$ , тканина, гранульовані  $\text{Pb}$ ,  $\text{Sn}$ , кристал.  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ; розчини  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (Ін),  $\text{NaOH}$  (Ін),  $\text{HNO}_3$  (1:1),  $\text{HNO}_3$  (конц.),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.),  $\text{NaOH}$  (40%), насичений розчин  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ , солі Мп (II),  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$  (2н).

#### 7.3.1 Відновні властивості вуглецю

Рівні частини порошоків вуглецю та оксиду свинцю змішати й вмістити в термостійку пробірку. Пробірку закріпити горизонтально. Суміш прокалити. Коли з'являться краплі розплавленого свинцю, закінчити дослід. Пояснити спостереження. Скласти рівняння реакції відновлення свинцю.