

**Міністерство освіти і науки України  
Житомирський державний технологічний університет**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

**ДО ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З ПРЕДМЕТУ  
“ХІМІЯ, ГЕОХІМІЯ”**

**для студентів гірничих спеціальностей**

**Частина II**

**Житомир  
2004**

Міністерство освіти і науки України  
Житомирський державний технологічний університет

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

ДО ПРОВЕДЕННЯ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ З ПРЕДМЕТУ

“ХІМІЯ, ГЕОХІМІЯ”

для студентів гірничих спеціальностей

Частина II

Затверджено на засіданні  
кафедри природничих наук  
протокол № від 2004 р.

Житомир  
2004

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з хімії та геохімії для студентів I курсу спеціальностей: “Розробка родовищ корисних копалин”, “Маркшейдерська справа”, частина II. – Житомир: ЖДТУ. 2004.

Упорядники: доцент кафедри природничих наук, кандидат технічних наук Скиба Г.В., аспірант, асистент кафедри природничих наук Давидова І. В.

Відповідальний за випуск доцент кафедри природничих наук, кандидат біологічних наук Аристархова Е.О.



## ПЕРЕДМОВА

Методичні вказівки до лабораторних робіт по хімії призначені для надання допомоги студентам нехімічних спеціальностей I курсу денної та заочної форм навчання у виконанні лабораторного практикуму.

Вказівки складені на основі «Програми по хімії та геохімії для інженерно-технічних спеціальностей вищих навчальних закладів», затвердженої учбово-методичним управлінням по вищій освіті Міносвіти України робочих програм по загальній хімії та геохімії, а також на основі досвіду викладання цього курсу на гірничо-екологічному факультеті ЖДТУ. Методичні вказівки призначені для студентів I курсу гірничих спеціальностей.

Кожній з лабораторних робіт передусе теоретична частина, призначення якої - допомогти студенту систематизувати знання, одержані після вивчення даного розділу по підручнику, навчальному посібнику, конспекту лекцій. Надається список рекомендованої літератури.

Експериментальна частина роботи включає опис дослідів, які студенти виконують в лабораторії самостійно під загальним керівництвом викладача.

Приводяться завдання до лабораторних робіт, які обов'язково повинні виконати студенти при підготовці до практикуму. Завдання складаються із теоретичних питань і задач. Необхідні для виконання робіт довідкові дані приведені в «Додатках».

### **Методичні вказівки для підготовки, виконання та здачі лабораторних робіт**

1. Основною формою підготовки, виконання та здачі лабораторного практикуму студентами є самостійна робота. Приступаючи до підготовки лабораторної роботи, виконанню завдання до неї, спочатку рекомендується вивчити теоретичну частину «Методичних вказівок». Для поглибленого вивчення теми заняття, успішного виконання та здачі роботи необхідно також уважно вивчити відповідні розділи підручника чи навчального посібника, ознайомитись із рішенням типових задач по задачнику.
2. Кожна лабораторна робота повинна бути оформлена у вигляді звіту, який включає в себе: 1) завдання до даної роботи; 2) дослідну частину роботи. Допускається оформляти звіти в загальному зошиті в

клітинку. Титульна сторінка заповнюється згідно вказівок викладача. Сторінки зошита повинні бути пронумеровані на нижньому рядку. Виривати листи із зошита забороняється. На кожній сторінці зі сторони прошивки проводять поле шириною 2,5 см, а з протилежної сторони – шириною 1 см.

3. Кожну роботу потрібно починати з нової сторінки. Вказують число, потім назву роботи, потім її номер. Після цього пишуть підзаголовок: «Завдання до лабораторної роботи», а нижче повністю записують питання завдання і після кожного питання приводять короткі, але ємні відповіді. При написанні математичних формул потрібно пояснити значення символів – літер, задачі потрібно вирішувати спочатку в загальному вигляді, використовуючи загальні символи – позначення, а лише потім – в числовому вигляді. Всі записи потрібно вести охайно, без виправлень.
4. Завдання до лабораторної роботи, підготовка до неї виконується в позаурочний час, який передує лабораторній роботі. На лабораторних заняттях проводиться перевірка виконання завдань студентами, їх опитування по теоретичних питаннях роботи. До виконання дослідів студенти приступають з дозволу викладача.
5. У звіті після виконання завдання пишуть підзаголовок: «Дослідна частина». Вказують ціль роботи чи коротку характеристику принципу її виконання, приводять короткі описання і рисунки пристроїв та приладів. Потім описують хід виконання роботи, результати вимірювань чи безпосередніх спостережень. Закінчують звіт поясненням явищ, що спостерігали, складанням хімічних рівнянь реакцій, побудовою графіків, обрахуванням результатів вимірювання. І нарешті приводять короткий висновок чи кінцевий обрахований результат.
6. Виконану лабораторну роботу студенти захищають у викладача. Для успішного захисту потрібно мати звіт і вірно дати відповіді на питання білету самостійної роботи. До білету входять п'ять питань, які містять в собі основні теоретичні положення роботи, кількісні та напівкількісні задачі. Для відповіді на білет потрібно 10-15 хвилин. Допускається захист роботи за результатами усної співбесіди, коли потрібно відповісти на питання, пов'язані із сутністю, закономірностями явищ, які спостерігали, і практичним їх здійсненням, описанням явищ за допомогою хімічних рівнянь і т.д.

## **Загальні поради до проведення лабораторних робіт та правила техніки безпеки в лабораторії**

Робота в хімічній лабораторії потребує відповідальності та усвідомленої поведінки, охайності. В протилежному випадку можливі нещасні випадки; щоб вони не трапились, необхідно чітко дотримуватись і виконувати правила роботи в лабораторії.

1. Робоче місце тримати чистим, без зайвих предметів. Ощадливо витрачати реактиви, берегти посуд і лабораторне обладнання.
2. Сухі реактиви набирати шпателем або спеціальною ложкою.
3. Рідкі реактиви наливати так, щоб не облили етикетку. Пробки від банок з реактивами класти на лабораторний стіл зовнішньою поверхнею донизу. Надлишок реактиву не виливати назад у банку, в якій зберігається реактив;
4. Залишки кислот, лугів, а також розчини, добуті після проведених дослідів, зливати в спеціальні банки (не виливати в раковину).
5. Обережно поводитися з пальниками, газовими кранами й електронагрівальними приладами;
6. Роботу з твердими лугами проводити в захисних окулярах, брати луги лише шпателем. При розведенні концентрованих кислот потрібно вливати кислоту в воду, а не навпаки.
7. При нагріванні розчинів в пробірці потрібно тримати її в зажимі так, щоб отвір пробірки був направлений в сторону від працюючого та його сусіда по столу. Для рівномірного кипіння в пробірку чи склянку часто поміщають кипілки – кусочки фарфору чи скла.
8. Всі досліди з отруйними і з речовинами з неприємним запахом, випарювання розчинів кислот проводити тільки в витяжній шафі.
9. При роботі з лужними металами слід оберегатись води. Залишки цих металів здають лаборанту і ні в якому разі не викидають у каналізацію. Потрібна особлива обережність при роботі із ртуттю, порошкоподібними металами.
10. Хімічні реактиви слід використовувати в мінімальних кількостях, достатніх для проведення дослідів.
11. Для надання першої медичної допомоги в лабораторії повинна бути аптечка.
12. Після закінчення роботи потрібно прибрати своє робоче місце, помити посуд, закрити всі газові та водопровідні крани, виключити електроприлади.
13. На час занять призначається черговий, який слідкує за порядком та чистотою в лабораторії, виконанням студентами правил техніки

безпеки. Лабораторію студенти залишають з дозволу викладача.

### **Перша допомога потерпілим у лабораторії**

1. При отруєнні газами потерпілого треба вивести (винести) на чисте повітря, а в разі втрати свідомості зробити штучне дихання.
2. Якщо займеться рідина, посудину треба накрити скляними, фарфоровими або навіть дерев'яними дощечками. У випадку, коли рідина, що зайнялася, розлилася по столу або підлозі, її засипають піском. Якщо у працюючого загорівся одяг, треба швидко закутати його ковдрою. У цьому разі потерпілому категорично забороняється бігати в приміщенні.
3. До обпечених місць слід прикласти клаптик тканини (марлі, вати), змочений спиртом. Дуже обпечені місця змочують концентрованим розчином  $\text{KMnO}_4$ .
4. При опіках фенолом або бромом обпечене місце треба обмити спиртом або бензолом, а потім змастити гліцерином.
5. Якщо кислота потрапить на шкіру або на одяг, треба це місце промити великою кількістю води, а потім 3%-ним розчином гідрокарбонату натрію. При потрапленні лугу уражені ділянки промивають 10%-ним розчином оцтової кислоти.
6. Якщо кислота потрапила в очі, треба насамперед добре промити їх великою кількістю води, а потім 3%-ним розчином гідрокарбонату натрію. При потрапленні лугу очі слід промити розчином борної кислоти, а потім водою. В обох випадках потерпілих слід відправити в найближчий медпункт.

## Хімічний посуд і апаратура

Хімічні операції проводять у посудинах з тонкого «хімічного скла», яке витримує досить різкі температурні зміни. Види посуду, які застосовують найчастіше, подані на рис. 1. а, б, в, г.

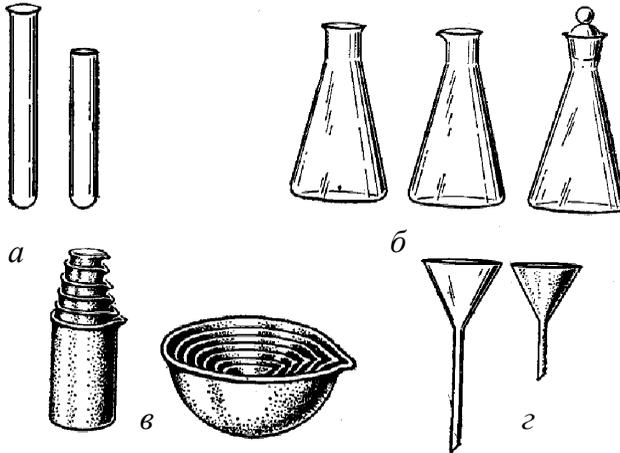


Рис. 1. а, б, в, г. Лабораторний посуд:  
а—пробірки; б—колби конічні; в—стакани і чашки фарфорові;  
г—лійки

Розтирання твердих речовин проводять в ступках (рис. 2).

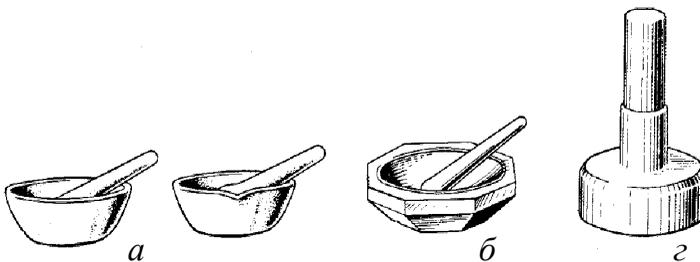


Рис. 2. Ступки:  
а—Фарфорові; б—агатові; в—стальні

Для відмірювання кількості рідини використовують різноманітний мірний посуд (рис. 3).

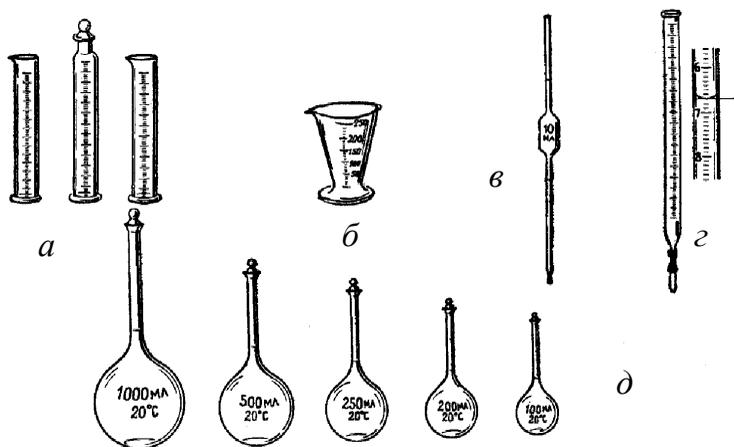


Рис.3. Мірний посуд:

*a*— циліндри мірні, *б*— мензурка, *в*— піпетка, *г*— бюретка,  
*д*— колби мірні

Часто в лабораторних роботах для отримання хімічно чистих речовин та відділення осадів використовують метод фільтрування. В залежності від того, яким способом проводиться фільтрування і з якою метою використовують різні фільтри (рис.4).

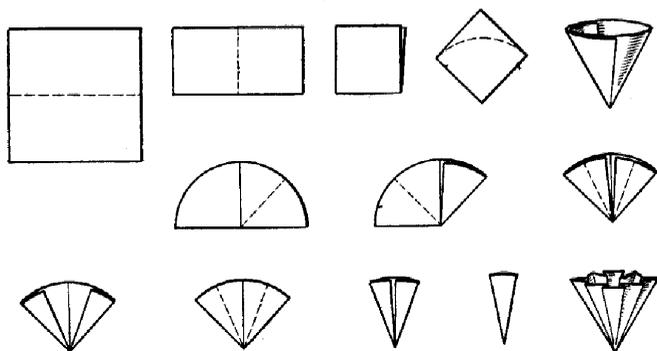


Рис.4. Фільтри паперові.

В цьому розділі перелічений лише основний, необхідний для виконання лабораторних робіт, хімічний посуд.

## Миття хімічного посуду.

Чистота посуду – одна з умов правильних результатів досліду.

Є фізичний і хімічний способи миття посуду. Фізичний спосіб – це миття хімічного посуду водою за допомогою йоржиків, клаптиків паперу тощо. Солі та інші розчинні у воді реактиви відмивають гарячою водою або пропарюють посуд водяною парою. Посуд, в якому був жир, миють розчинами лугів, соди, ортофосфату, гірчиці, миючих порошків, бензину, ацетону тощо. Хімічний спосіб миття – це використання таких миючих засобів, які вступають у реакцію з речовиною, що забруднила посуд. Наприклад, посуд, забруднений :

1. нерозчинними у воді карбонатами і основами, миють 2% розчином соляної кислоти;
2. домішками фенолу (карболової кислоти), - розчином їдкого натрію;
3. краплями аніліну – розчином соляної кислоти;
4. оксидом марганцю (IV) – кислим розчином сульфату заліза (II), розчином щавлевої кислоти (відновниками);
5. сульфідом заліза (II) (відновниками), - хромовою сумішшю (окисником). (З хромовою сумішшю треба поводитись обережно, мити посуд під наглядом вчителя, у витяжній шафі).

Вимитий посуд споліскують дистильованою водою. Посуд вважається чистим, якщо при споліскуванні вода рівномірно змочує стінки і не затримується на них окремими краплинами. Вимитий посуд висушують, ставлячи його догори дном на сушильній дошці або в сушильній шафі.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1

### ЕЛЕМЕНТИ VI ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУП И. СУЛЬФУР, СПОЛУКИ ТА ЇХ ВЛАСТИВОСТІ

#### Теоретична частина

До елементів VI групи головної підгрупи періодичної системи елементів належать Оксиген (O), Сульфур (S), Селен (Se), Телур (Te), Полоній (Po). Групова назва елементів підгрупи – халькогени.

Атоми елементів головної підгрупи у зовнішньому електронному шарі містять  $s^2p^4$ -електрони. У Сульфурі валентними можуть бути не лише  $3s$  і  $3p$ , а й  $3d$ -орбіталі. Тому в разі збудження атомів Сульфурі вони можуть містити до шести неспарених електронів.

Для Сульфурі характерні такі ступені окиснення:  $-2$  (сульфідна кислота, сульфіді);  $+4$  (оксид сульфурі (IV), сульфідна кислота, сульфіді);  $+6$  (сульфатна кислота, сульфаті, оксид сульфурі (VI)).

#### *Сульфур (S)*

Вміст Сульфурі в земній корі становить  $5 \cdot 10^{-2} \%$ . Сульфур в природі трапляється у вільному стані (самородна сірка) і у вигляді сульфідів та сульфатів утворює багато мінералів. Входить до складу природного вугілля та нафти. Великі кількості сульфатів перебувають у розчиненому стані в природних водах. Сульфур входить до складу білкових речовин.

До найважливіших природних сполук Сульфурі належать сульфаті:

- глауберова сіль –  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,
- гіпс –  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- ангідрит –  $\text{CaSO}_4$ ,
- кизерит –  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,
- каїніт –  $\text{KMg}(\text{SO}_4)\text{Cl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,
- барит (важкий шпат) –  $\text{BaSO}_4$ ,
- целестин –  $\text{SrSO}_4$ ;

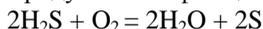
сульфіді і полісульфіді:

- цинкова обманка (сфалерит) –  $\text{ZnS}$ ,
- мідний блиск (халькозин) –  $\text{Cu}_2\text{S}$ ,
- свинцевий блиск (галеніт) –  $\text{PbS}$ ,
- молібденовий блиск (молібденіт) –  $\text{MoS}_2$ ,

- срібний блиск (аргентит) –  $\text{Ag}_2\text{S}$ ,
- сурм'яний блиск (антимоніт) –  $\text{Sb}_2\text{S}_3$ ,
- кіновар –  $\text{HgS}$ ,
- реальгар –  $\text{As}_4\text{S}_4$ ,
- залізний колчедан (пірит) –  $\text{FeS}_2$ ,
- мідний колчедан (халькопірит) –  $\text{FeCuS}_2$ ,
- миш'яковий колчедан (арсенопірит) –  $\text{FeAsS}$ .

*Отримання сірки:*

1. Виплавлення самородної сірки.
2. Виділення сірки з продуктів газифікації вугілля:



3. При підкисленні розчину тіосульфату натрію:

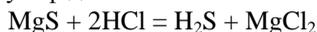


*Хімічні властивості.* При нагріванні сірка згорає голубим полум'ям з утворенням діоксиду сульфуру ( $\text{SO}_2$ ). При високих температурах реагує з металами утворюючи сульфідні, і з Гідрогеном утворюючи сірководень ( $\text{H}_2\text{S}$ ). При нагріванні сірки з розчином сульфату утворюється тіосульфат.

### ***Сірководень ( $\text{H}_2\text{S}$ )***

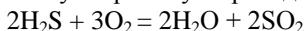
*Отримання:*

1. При взаємодії сульфідів металів з кислотами:

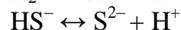


2. Шляхом пропускання водня над розплавленою сіркою.

*Властивості.* Безбарвний газ з запахом тухлих яєць. Горить голубим полум'ям і при повному згоранні утворює діоксид Сульфуру:



Пропускаючи газ сірководень через воду одержують сульфідну кислоту. Сульфідна кислота – слабка, у водних розчинах дисоціює за двома ступенями:



Солі сульфідної кислоти називаються *сульфідами*. Сульфідні метали І та ІІ груп розчинні у воді і гідролізують з утворенням лужного середовища:



В хімічних рівняннях реакцій сульфідні проявляють тільки відновні властивості.

## Диоксид Сульфуру ( $SO_2$ )

*Отримання:*

1. Спалювання сірки або сірководню.
2. Обробка сульфідів сильними кислотами:



*Властивості.* Безбарвний газ з гострим запахом. Негорючий. Легко розчинний у воді, з утворенням сірчистої (сульфатної) кислоти ( $H_2SO_3$ ).

Солі сульфатної кислоти називаються *сульфітами*. Існують кислі солі ( $KHSO_3$ ) та середні ( $K_2SO_3$ ).

У воді розчинні лише сульфіти лужних металів. Всі сульфіти при дії сильних кислот розкладаються з виділенням  $SO_2$ .

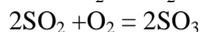
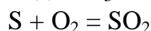
До найважливіших сульфідів відносяться сульфат натрію ( $Na_2SO_3$ ), гідрогенсульфіт натрію ( $NaHSO_3$ ) і гідрогенсульфіт кальцію ( $Ca(HSO_3)_2$ ).

При нагріванні гідрогенсульфітів утворюються дисульфіти:



## Сульфатна кислота ( $H_2SO_4$ )

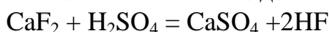
*Отримання* сульфатної кислоти основане на добуванні диоксиду сульфуру ( $SO_2$ ), окисненні його до  $SO_3$  і взаємодії останнього з водою:



*Властивості.* Сульфатна кислота при розбавленні майже повністю дисоціює на іони:



Сульфатна кислота малолетка і витісняє деякі інші кислоти з солей



Розбавлена  $H_2SO_4$  взаємодіє із металами (які стоять в електрохімічному ряді напруги лівіше від Гідрогену) з витісненням водню. Концентрована  $H_2SO_4$  взаємодіє з усіма металами (при нагріванні) і виділяє  $SO_2$ .

Вуглеводи, а також папір і деякі текстильні волокна обвуглюються концентрованою сульфатною кислотою.

Солі сульфатної кислоти називаються *сульфатами*.

Більшість сульфатів знаходиться в земній корі у вигляді мінералів. Найважливіші природні *мінерали-сульфати*:

- мірабіліт (глауберова сіль) –  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ ,
- епсоміт (гірка або англійська сіль) –  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ .

*Купороси* – це кристалогідрати сульфатів деяких двохвалентних металів:

- залізний купорос (світло-зелений) –  $\text{FeSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,
- мідний купорос (блакитний) –  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,
- нікельовий купорос (зелений) –  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,
- кобальтовий купорос (темно-червоний) –  $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,
- цинковий купорос (білий) –  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

*Галуни* – це кристалогідрати подвійних сульфатів:

- алюмокалієвий галун –  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ ,
- хромокалієвий галун –  $\text{K}_2\text{SO}_4 \cdot \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ .

*Сіль Мора* – це не галун, її склад  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

При нагріванні гідросульфатів утворюються дисульфати, наприклад:



*Дисульфати* – це солі *дисульфатної кислоти* ( $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ ).

## Експериментальна частина

**Прилади та реактиви:** пробірки циліндричні, газовідвідні трубки, азбестова сітка, пінцет, фільтрувальний папір, Мідь, Цинк, Залізо, лакмусовий папір, спирт етиловий.

**Розчини:**  $\text{I}_2$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  (0,5н),  $\text{HNO}_3$  (2н),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (2н),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (4н),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (концентрована),  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (0,5н),  $\text{BaCl}_2$  (0,5н),  $\text{KMnO}_4$  (0,5н),  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (0,5н),  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  (0,5н).

### Дослід №1. Відновні властивості сульфідів.

**Виконання роботи.** В дві пробірки помістити наступні розчини: в першу – 5 крапель  $\text{KMnO}_4$  та 2 краплі 2н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , у другу – стільки ж  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . В кожну із пробірок по краплях додати розчин сульфиду калію до зміни кольору кожного розчину та його помутніння внаслідок виділення сірки.

**Запис даних дослід.** Написати рівняння відповідних реакцій, враховуючи, що  $\text{MnO}_4^-$  переходить в іон  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  – в  $2\text{Cr}^{3+}$ .

### Дослід №2. Одержання оксиду сульфурі (IV) та його розчинення у воді.

**Виконання роботи:** Приготувати дві пробірки: одну з розчином нейтрального лакмусу, другу – з дистильованою водою. Пробірку на-

повнити на 1/3 її об'єму кристалами  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , додати 6-8 крапель 4н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та швидко закрити корком з газовідвідною трубкою. Газ, який виділяється пропустити в пробірку з нейтральним лакмусом та дистильованою водою на протязі 2 – 3 хвилин. Якщо виділення газу протікає не досить енергійно, пробірку обережно підігріти. Як змінився колір лакмусу? На які властивості водного розчину  $\text{SO}_2$  це вказує?

**Запис даних досліді.** Написати рівняння реакції одержання  $\text{SO}_2$ , його взаємодії з водою та схему рівноваги в одержаному розчині. Як зміститься ця рівновага при додаванні луку?

### **Дослід № 3. Окиснювальні та відновні властивості сполук Сульфур (IV).**

**Виконання роботи.** В дві пробірки, із яких одна із розчином сульфіді калію, а друга з йодною водою (3-5 крапель у дистильованій воді), додати по декілька крапель розчину сульфур (IV) оксиду у воді, одержаного в попередньому досліді. Відмітити, які зміни відбулися в розчинах.

**Запис даних досліді.** Написати рівняння відповідних реакцій та вказати, які властивості проявляє сульфур (IV) оксид в обох випадках.

### **Дослід №4. Дегідратні властивості сульфатної кислоти.**

**Виконання роботи.** На листочку фільтрувального паперу за допомогою скляної палички зробити напис концентрованою сульфатною кислотою. Папір просушити.

**Запис даних досліді.** Відмітити та пояснити зміни, які сталися на папері. Яку властивість проявляє сульфатна кислота в цьому досліді?

### **Дослід №5. Взаємодія сульфатної кислоти з металами.**

#### **А) Взаємодія розбавленої $\text{H}_2\text{SO}_4$ з металами.**

**Виконання роботи.** В три пробірки внести по 5-8 крапель 2н розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та по кусочку металів: в першу - Zn, в другу - Fe, в третю – Cu. Якщо реакція протікає повільно, трохи підігріти пробірки над невеликим полум'ям.

**Запис даних досліді.** В якому випадку реакція не протікає? Чому? Написати рівняння реакцій, що відбулись. Який елемент в цих реакціях є окисником?

## **Б) Взаємодія концентрованої $\text{H}_2\text{SO}_4$ з металами.**

**Виконання роботи.** В пробірку помістити 5-10 крапель концентрованої сульфатної кислоти і занурити мідну дротинку. Якщо реакція протікає повільно, трохи підігріти пробірку над невеликим полум'ям.

Якщо в результаті реакції виділяється газ, піднести вологий лакмусовий папірець, відмітити зміну його кольору. По запаху (обережно) визначити, який газ виділяється.

**Запис даних дослід.** Описати явища, які спостерігаються, пояснити ці зміни. Написати рівняння реакцій та вказати, який елемент в молекулі  $\text{H}_2\text{SO}_4$  є окисником.

### **Дослід №6. Різна розчинність сульфіту та сульфату барію у кислоті.**

**Виконання роботи.** В двох пробірках одержати обмінною реакцією сульфід та сульфат Ва, для цього взяти по 3-4 краплі розчинів відповідних солей. Спостерігати утворення осадів в обох пробірках. Порівняти розчинність сульфіту та сульфату барію у кислоті, додавши в обидві пробірки по 1-2 краплі 2н  $\text{HNO}_3$ . Що спостерігається? Чи можна цією реакцією розпізнати іони  $\text{SO}_3^{2-}$  та  $\text{SO}_4^{2-}$ ?

**Запис даних дослід.** Написати рівняння реакцій одержання сульфату і сульфіту барію та розчинення останнього у кислоті.

### **Дослід №7. Тіосульфат натрію та його властивості. Нестійкість тіосульфату в кислому середовищі.**

**Виконання роботи.** Внести в пробірку 5-6 крапель розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  та 3-4 краплі  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

**Запис даних дослід.** Відмітити випадання сірки. По запаху визначити, який газ виділяється. Привести графічну формулу  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Написати рівняння реакції взаємодії тіосульфату натрію із сульфатною кислотою. Вказати окисник та відновник.

### **Дослід №8. Контрольний.**

Одержати у викладача суху сіль, розчинити її в дистильованій воді та розмішати скляною паличкою. Встановити відомими вам реакціями, чим є дана сіль: сульфатом, сульфідом чи сульфідом. Описати методику роботи та явища які спостерігали. На основі спостережень зробити висновок про присутність чи відсутність кожного іона. Записати рів-

няння реакцій.

### Контрольні питання та задачі.

1. Написати електронні формули селену та телуру в нормальному та збудженому стані та електронно-графічні схеми валентних рівнів цих елементів.
2. В якому ступені окиснення Сульфур може бути: а) лише відновником; б) лише окисником. Привести приклади реакцій та урівняти їх.
3. В якому ступені окиснення Сульфур може бути і окисником і відновником? Привести приклади відповідних реакцій.
4. Написати рівняння гідролізу сульфідів:  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{CuS}$  в молекулярному та іонному вигляді.
5. Написати рівняння гідролізу сульфіту  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  в молекулярному та іонному вигляді.
6. Написати графічну формулу тіосульфату натрію, вказати ступінь окиснення Сульфуру в цій сполуці. Пояснити його нестійкість в кислому середовищі.
7. Написати в іонному і молекулярному вигляді рівняння реакцій:  
 $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{FeCl}_3 = \dots$   
 $\text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_3 = \dots$   
 $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{ZnCl}_2 = \dots$
8. Дописати рівняння реакції та поставити коефіцієнти, урівняти методом електронного балансу:  
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \dots$   
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \dots$   
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Zn} + \text{HCl}_{(\text{розб.})} = \dots$

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2

### КАРБОН І СИЛІЦІЙ

#### Теоретична частина

Карбон і Силіцій належать до IV групи головної підгрупи періодичної системи елементів Д. І. Менделєєва. На зовнішньому енергетичному рівні атомів знаходиться по 4 електрони. Для них характерний ступінь окиснення +2; +4. Карбон і Силіцій – типові неметали, їх гідроксиди проявляють лише кислотні властивості ( $\text{H}_2\text{CO}_3$  – карбонатна кислота і  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  – силікатна кислота). Елементи утворюють газоподібні водневі сполуки:  $\text{CH}_4$  – метан,  $\text{SiH}_4$  – сілан; з киснем утворюють оксиди:  $\text{CO}$  – чадний газ (оксид карбону (II)),  $\text{CO}_2$  – вуглекислий газ (оксид карбону (IV)),  $\text{SiO}_2$  - оксид сіліцію (IV).

#### *Карбон (C)*

Карбон – основна складова частина всіх організмів; тринадцятий елемент за поширеністю на Землі. Зустрічається як у вільному вигляді (алмаз, графіт), так і в зв'язаному стані (диоксид карбону, карбонати, вугілля, нафта, природний газ).

#### *Мінерали:*

- магнезит –  $\text{MgCO}_3$ ,
- кальцит (вапняковий шпат, вапняк, крейда, мрамур) –  $\text{CaCO}_3$ ,
- доломіт –  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ,
- стронціаніт –  $\text{SrCO}_3$ ,
- вітерит –  $\text{BaCO}_3$ ,
- родохрозит (марганцевий шпат, малиновий шпат) –  $\text{MnCO}_3$ ,
- сидерит (залізний шпат) –  $\text{FeCO}_3$ ,
- малахіт –  $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ ,
- смітсоніт (цинковий шпат) –  $\text{ZnCO}_3$ ,
- церусит (біла свинцева руда) –  $\text{PbCO}_3$ .

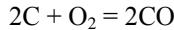
*Властивості.* Всі різновидності Карбону не мають смаку та запаху. При звичайних температурах хімічно інертні. При надлишку кисню Карбон згорає до диоксиду карбону ( $\text{CO}_2$ ) – повне згорання, а при недостатці кисню – до монооксиду карбону ( $\text{CO}$ ) – неповне згорання. При підвищених температурах Карбон реагує з різними металами і неметалами. Оксиди багатьох металів при взаємодії з Карбоном відновлю-

ються до металів.

### ***Оксид карбону (II) (CO, чадний газ)***

*Отримання.*

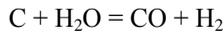
1. Спалювання Карбону у вільному вигляді або сполук Карбону (кокс, вугілля, бензин) при температурах вище 1000 °С і при недостатці кисню:



2. Відновлення диоксиду карбону при допомозі розпеченого коксу:



3. Відновлення водяної пари розпеченим коксом чи іншими носіями карбону:



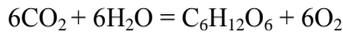
*Властивості.* Безбарвний газ без запаху. Важчий за повітря. На повітрі згорає блакитним полум'ям. Мало розчинний у воді.

Хімічно інертний, але в присутності каталізаторів реагує із кислотами з утворенням вуглеводів або спиртів.

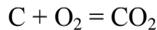
### ***Диоксид карбону (CO<sub>2</sub>, вуглекислий газ)***

*Отримання.*

1. Диоксид карбону асимілюється в процесі фотосинтезу зеленими рослинами:



2. Повне згорання коксу:



3. Нагрівання вапняку та інших карбонатів:



4. Обробка карбонатів (наприклад, мармуру) сильною кислотою:

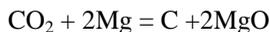


5. Спиртове бродіння:



*Властивості.* Безбарвний газ зі слабким кислим смаком і запахом, в 1,5 рази важчий за повітря. Досить добре розчинний в холодній воді, особливо під тиском.

Диоксид карбону з водою утворює карбонатну кислоту, з основними гідроксидами – карбонати і гідрокарбонати. Відновлюється Магнієм до Карбону:



### ***Карбонатна кислота (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) та її солі***

Карбонатна кислота в чистому вигляді не отримана. В водному роз-

чині має місце рівновага:



Солі карбонатної кислоти називаються *карбонатами*. Існують середні карбонати з аніоном  $\text{CO}_3^{2-}$  і кислі карбонати з аніоном  $\text{HCO}_3^-$  (гідрокарбонати).

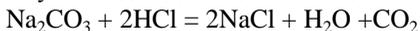
Найбільше практичне значення мають:

- карбонат натрію (кальцинована сода) –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,
- кристалогідрат карбонату натрію –  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ,
- гідрокарбонат натрію (питна сода) –  $\text{NaHCO}_3$ ,
- карбонат калію (поташ) –  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,
- гідроксид-карбонат свинцю (II) –  $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ .

Карбонати при нагріванні розкладаються на оксид металу і діоксид карбону, наприклад:

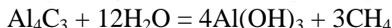


При підкисленні розчинів карбонатів, або при обробці твердих карбонатів сильними кислотами нестійка у вільному вигляді карбонатна кислота виділяється у вигляді відповідного оксида  $\text{CO}_2$ , наприклад:



### *Карбіди*

Карбіди – це сполуки Карбону з більш електропозитивними елементами. Існують карбіди, які при гідролізі чистою, або підкисленою водою утворюють вуглеводні. Так, карбід кальцію  $\text{CaC}_2$  виділяє ацетилен  $\text{C}_2\text{H}_2$ , а карбід алюмінію  $\text{Al}_4\text{C}_3$  – метан  $\text{CH}_4$ :



### *Силіцій*

Силіцій – це другий елемент за поширенням в літосфері Землі. Знаходиться лише у зв'язаному вигляді в різних гірських породах і продуктах їх вивітрювання.

*Властивості.* Темно-сірий зі слабким металевим блиском. Тверда крихка кристалічна речовина. Силіцій не реагує з кислотами. Взаємодіє з лугами в гарячому розчині, утворює силікати і водень:



### *Діоксид силіцію ( $\text{SiO}_2$ )*

Кристалічний  $\text{SiO}_2$  знаходиться у вигляді мінералів кварцу, які є основною складовою частиною гранітів, гнейсів, піщаників і морського піску. Кристали кварцу, часто з домішками, які його забарвлюють,

представляють собою наступні мінерали:

- гірський криштал (білий, прозорий),
- димчатий кварц, або раух-топаз (від сірого до коричневого),
- рожевий кварц,
- моріон (чорний),
- аметист (фіолетовий),
- цитрин (жовтий).

Крім того, до різновидів кварцу відносяться водовмісні мінерали: опал, халцедон і кремій. Кристали  $\text{SiO}_2$  містяться в деяких рослинних і тваринних організмах (злаки, бамбук, водорості).

*Властивості.* Білий порошок, або білі кристали. Розплавлений  $\text{SiO}_2$  затвердіває в аморфну склоподібну масу (кварцове скло). Руйнується тільки фтороводновою кислотою. З розплавленими лугами і карбонатами лужних металів при нагріванні діоксид кремнію утворює різні силікати.

### *Інші сполуки кремнію*

*Сілани* – це гідрогенні сполуки силіцію, наприклад моносилан  $\text{SiH}_4$ , дисілани  $\text{Si}_2\text{H}_6$ . Майже всі сілани малостійкі і самозаймаються на повітрі.

*Силіциди* – сполуки кремнію з металами. *Силіцид магнія*  $\text{Mg}_2\text{Si}$  утворюється при нагріванні  $\text{SiO}_2$  з порошкоподібним магнієм. При обробці хлоридною кислотою утворюються сілани.

*Силікатна кислота* ( $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ) не утворюється при безпосередній взаємодії  $\text{SiO}_2$  і  $\text{H}_2\text{O}$ . Вона випадає в осад при підкисленні водних розчинів силікатів.

*Силікати* – це особливий клас неорганічних сполук основною структурною одиницею яких є ізольовані чи зв'язані один з одним силіційоксигенні тетраедри  $[\text{SiO}_4]^{4-}$ .

Структура силікатів з ізольованими одиничними тетраедрами  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  (острівні структури). В даних структурах мотиви – тетраедри  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  не зв'язані безпосередньо з іншими подібними тетраедрами через атоми кисню, а сполучаються через катіони металів, які входять до структури силікатів. Чотири вільні валентності має іон  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  і їх він використовує для приєднання 1, 2, 3, 4 багатовалентних металів. Представниками острівних (ортосилікатів) силікатів є:

- фенакіт –  $\text{Be}_2[\text{SiO}_4]$  – кристалічна структура складається із відособлених силіційоксигенних тетраедрів, зв'язаних між собою іонами берилію таким чином, що утворюються в свою чергу берилієвоок-

сигенні тетраедри; безбарвні, інколи червоні чи коричневі кристали; рідкі, зустрічаються в пегматитових жилах,

- вілеміт –  $Zn_2[SiO_4]$  – кристалічна структура подібна до фенакіту; колір білий, зеленувато-жовтий, червонуватий; зустрічається в родовищах цинкових руд а також на поверхні; використовується для одержання цинку,

- форстерит –  $Mg_2[SiO_4]$  – мінерал групи олівінів,
- олівін –  $(Mg, Fe)_2[SiO_4]$  – олівін,
- група гранату –  $Fe_3Al_2[SiO_4]_3$  – альмандін.

До складу групи силікатів кінцевих розмірів входять силікати, в структурі яких містяться групи кінцевих розмірів із тетраедрів  $[SiO_4]^{4-}$ , які зв'язані між собою через загальні (місткові) атоми кисню. Валентності не загальних атомів кисню нейтралізуються катіонами металів, які зв'язують силіційоксигенні радикали між собою.

Величина заряду кожного окремого радикалу визначається числом атомів кисню, які містяться в ньому і зв'язані лише з одним атомом силіцію.

До силікатів кінцевих розмірів відносять диортосилікати, які відрізняються від ізольованих тим, що в їх структурі спостерігаються відособлені пари силіційоксигенних тетраедрів, що мають по одному спільному атому кисню  $[Si_2O_7]^{6-}$ . Представниками цього підкласу є:

група тортвейтита – каламіна:

- тортвейтит –  $(Sc, Y)_2[Si_2O_7]$ ,
- каламін –  $Zn_4(OH)_2[Si_2O_7] \cdot H_2O$ ;

група епідота:

- епідот –  $Ca_2(Al, Fe)_3O(OH)[SiO_4][Si_2O_7]$ ,
- ортит –  $(CeCa)_2(Al, Fe)_3O(OH)[SiO_4][Si_2O_7]$ .

І, нарешті, до силікатів кінцевих розмірів відносять силікати з кільцевими аніонами, які утворюються шляхом сполучення декількох силіційоксигенних мотивів в кільце. Можуть утворюватись одинарні трьох, чотирьох, п'яти, шести членні кільця із тетраедрів, кожний з яких має два спільні атоми кисню з сусідніми тетраедрами. Їх радикали відповідно мають склад:  $[Si_3O_9]^{6-}$ ,  $[Si_4O_9]^{8-}$ ,  $[Si_5O_{10}]^{10-}$ ,  $[Si_6O_{18}]^{12-}$ . Можливі здвоєні шестичленні кільця  $[Si_{12}O_{30}]^{12-}$ , (тоді між тетраедрами три спільні кисні). Представники:

- аширит –  $Cu_6[Si_6O_{18}] \cdot H_2O$ ,
- берил –  $Be_3Al_2[Si_6O_{18}]$ ,
- кордієрит –  $(Mg, Fe)_2Al_3[AlSi_5O_{18}]$ ,
- турмалін –  $(Na, Ca)(Li, Mg, Al)_3(Al, Fe, Mn)_6(OH)_4[BO_3]_3[Si_6O_{18}]$ .

Структури з одномірними нескінченними ланцюжками чи стрічка-

ми із тетраедрів  $[\text{SiO}_4]^{4-}$ . Тетраедри з'єднуються між собою вершинами можуть утворювати одинарні ланцюжки нескінченні в одному напрямку. Кожний тетраедр в ланцюжку буде мати два спільних атоми кисню з двома сусідніми тетраедрами і дві вільні валентності через які катіони металів будуть з'єднувати ланцюжки в ґратку. Склад силіційокисненого тетраедру записують в квадратних дужках, період ідентичності,  $[\text{SiO}_3]^{2-}$ , тобто того структурного елемента, який нескінченно повторюючись утворює силіційокиснений мотив.

Якщо два нескінченні ланцюжки сполучаються через вершини тетраедрів разом утворивши нескінченні в одному напрямку стрічки (стрічкові структури). При цьому можуть утворюватись різні за складом та конфігурацією мотивів стрічки: здвоєний ланцюжок у вигляді чотирьохчленних кілець  $[\text{Si}_2\text{O}_5]^{2-}$ .

Мінерали з ланцюговими структурами складають велику групу мінералів – піроксенів:

- енстатит –  $\text{Mg}_2[\text{Si}_2\text{O}_6]$ ,
- гіперстен –  $(\text{Fe},\text{Mg})_2[\text{Si}_2\text{O}_6]$ ,
- діопсид –  $\text{Ca},\text{Mg}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ ,
- жадеїт –  $\text{Na},\text{Al}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ ,
- егірин –  $\text{NaFe}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ ,
- родоніт –  $\text{CaMn}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ .

До стрічкових силіційокиснених силікатів відносять мінерали групи амфіболів, сполуки складного складу, схожі з піроксенами, проте на відміну від них мають групу  $\text{OH}^-$ .

Представники:

- тремоліт –  $\text{Ca}_2\text{Mg}_5[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2(\text{OH})_2$ ,
- актиноліт –  $\text{Ca}_2(\text{Mg},\text{Fe})_5[\text{Si}_4\text{O}_{11}]_2(\text{OH})_2$ .

Структури з двомірними шарами із тетраедрів  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  – шаруваті силікати. Якщо тетраедри  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  сполучаються трьома своїми вершинами з сусідніми тетраедрами, то можуть утворюватись нескінченні в двох вимірах шари (листи, сітки). Кожний тетраедр має одну вільну валентність за допомогою якої шарисполучаються між собою, тому силікати легко розшаровуються по площині. Це спостерігається у великій групі силікатів, які називаються слюди. До них також відносяться групи тальку, каолініту, хлориту, серпентину, галлауазиту.

Окремі представники:

група тальку:

- тальк –  $\text{Mg}_3[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2$ ,
- пірофіліт –  $\text{Al}_2[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_2$ ;

група слюд:

- мусковіт –  $\text{KAl}[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH})_2$ ,
- біетит –  $\text{K}(\text{Fe},\text{Mg})_3[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}](\text{OH},\text{F})_2$ ;

група хлоритів:

- пенін –  $(\text{Mg},\text{Fe})_5\text{Al}(\text{OH})_8[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}]$ ;

група серпентину – каолініту:

- серпентин –  $\text{Mg}_6[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_8$ ,
- каолініт –  $\text{Al}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_8$ ;

група галауазита:

- галауазит –  $\text{Al}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_8 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ,
- гарнієрит –  $\text{Ni}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ ;

група монтморилоніту:

- монтморилоніт –  $\text{Mg}[\text{Si}_4\text{O}_8(\text{OH})_2](\text{OH})_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

Вони легко розколюються по площинах паралельним площинам силіційокисневих шарів. Для шаруватих силікатів характерне ізоморфне заміщення силіцію на алюміній, інколи воно досягає 25 – 50 %. Склад шаруватих силікатів досить складний, завдяки різноманітним заміщенням.

Структури з трьохмірним неперервним каркасом із тетраєдрів  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  - каркасні структури.

В таких силікатах всі чотири атоми кисню кожного тетраєдру є загальними спільними для чотирьох сусідніх тетраєдрів. В результаті такого усупільнення всіх чотирьох вершин тетраєдра утворюється нескінченний в трьох вимірах трьохмірний каркас. Так як атом кисню зв'язаний з сусідніми двома атомами силіцію, то вільних валентностей не лишається, тобто такий каркас є валентно насиченим або електро-нейтральним. Оскільки на кожний атом силіцію припадає два атоми кисню, то склад радикалу виражається формулою  $[\text{SiO}_2]$ . Такий радикал мають різні модифікації кремнезему (кварц, триміт, кристоболіт).

Каркасні структури типу не підпорядковуються принципу щільних структур і представляють собою “рихлі” структури, які містять великі структурні пустоти. Проте якщо чотирьох валентний силіцій замістити ізоморфно в такому каркасі на трьох валентний алюміній, то каркас приймає відемний заряд, для компенсації якого пустоти заповнюють катіони. Подібна структура буде складатись  $[\text{SiO}_4]^{4-}$  та  $[\text{AlO}_4]^{5-}$ , причому всі тетраєдри будуть мати спільні вершини, такий склад виражається загальною формулою  $[(\text{SiAl}_n)\text{O}_2]^{n-}$ . Таким чином утворюються каркасні структури багатьох поширених мінералів.

Основні представники:

польові шпати

- альбіт –  $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ ,
- анортит –  $\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$ ,
- ортоклаз –  $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ ;

фельдшпати:

- анальцим –  $\text{Na}[\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- нефелін –  $\text{KNa}_3 [\text{AlSiO}_4]_4$ ;

цеоліти:

- натроліт –  $\text{Na}_2[\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10}] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- сколецит –  $\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_3\text{O}_{10}] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,
- десмін –  $(\text{Na}_2, \text{Ca})[\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{16}] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .

## Експериментальна частина

**Прилади і реактиви:** прилад для одержання оксиду карбону (IV), фільтрувальний папір, активоване вугілля, фуксин, оксид купруму (II), малахіт, крейда, вапняна вода, лакмус нейтральний розчин, порошок силікагелю прокалений, кварцевий пісок.

Розчини:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (0,01н),  $\text{KI}$  (0,1н),  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (0,1н),  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{SnCl}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

*Приготування силікагелю:* змішати в фарфоровій чашці рівні об'єми (по 50 мл) рідкого скла та  $\text{HCl}$  (37 %-ної концентрації) ( $\rho = 1,79\text{г/см}^3$ ). Суміш залишити відстоюватись на добу. Утворений гель розрізати на куски і промити в стакані декантацією до повного видалення іонів хлору (проба на  $\text{AgNO}_3$ ). Злити воду і промитий гель сушити при температурі  $40 - 50^\circ\text{C}$  на протязі 24 годин, потім при  $50^\circ - 100^\circ\text{C}$  на протязі 10-12 годин.

### Дослід №1. Адсорбційні властивості вугілля.

#### А) Адсорбція кольорових речовин із розчину.

**Виконання роботи.** В пробірку до половини її об'єму налити світло-рожевого фуксину. Внести в розчин активоване вугілля. Щільно закрити пробірку та енергійно потрясти її 2-3 хвилини. Дати розчину постояти, спостерігайте зміни.

**Запис даних досліду.** Пояснити зміни, що спостерігались.

## **Б) Адсорбція іонів із розчину.**

**Виконання роботи.** В пробірку внести 2-3 краплини 0,01н розчину  $Pb(NO_3)_2$ . Додати до нього одну краплю 0,1н розчину KI. Що спостерігаєте? В іншу пробірку до того ж розчину  $Pb(NO_3)_2$  внести невелику кількість активованого вугілля (аналогічно першому досліді), потрясти пробірку. Потім додати одну краплю 0,1н розчину KI. Порівняти кількості одержаних осадів у першому та другому випадках. Чим пояснити відмінності?

**Запис даних досліді.** Описати, що спостерігається. Скласти рівняння реакції, зробити висновки.

## **Дослід №2. Відновні властивості Карбону. Відновлення вугіллям оксиду купруму (II).**

**Виконання роботи.** На листку фільтрованого паперу змішати одну частину порошку оксиду купруму (II) з двома частинами порошку вугілля. Приготовлену суміш помістити в циліндричну пробірку, яку закріпити в штативі горизонтально. Нагрівати суміш на протязі 10-12 хвилин на сильному полум'ї. Після охолодження пробірки, висипати її вміст на лист білого паперу. Спостерігайте колір одержаного продукту. Зверніть увагу на колір нальоту на стінках пробірки.

**Запис даних досліді.** Поясніть спостереження. Напишіть рівняння реакції.

## **Дослід №3. Одержання оксиду карбону (IV) та його розчинення у воді.**

**Виконання роботи.** Приготувати пробірку з нейтральним розчином лакмусу (5 – 6 крапель). Через приготовлений розчин пропустити  $CO_2$ , одержаний в апараті Кіппа. Або в пробірку покласти шматочок крейди. Закріпити пробірку в штативі, внести до неї 5 крапель води та 10 крапель концентрованої  $HCl$ . Швидко закрити колбу пробкою з газовідвідною трубкою. Кінець трубки опустити в пробірку з нейтральним розчином лакмусу і пропускати газ 2-3 хвилини. Відмітити зміну кольору лакмусу.

**Запис даних досліді.** Написати схему рівноваги, яка встановилась у водному розчині оксиду карбону (IV). Як зміститься ця рівновага при додаванні в розчин луку? Кислоти? Вказати причину зміщення рівноваги в кожному випадку.

#### **Дослід №4. Гідроліз карбонату натрію.**

**Виконання роботи.** В пробірці внести 3-4 краплі нейтрального розчину лакмусу, додати 1-2 краплі розчину карбонату натрію. Відмітити колір лакмусу.

**Запис даних дослід.** Написати в молекулярному та іонному вигляді рівняння реакції гідролізу. Вказати рН середовища.

#### **Дослід №5. Вплив іону $\text{CO}_3^{2-}$ на гідроліз деяких солей.**

**Виконання роботи.** До розчинів солей хлориду феруму (III) та хлориду стануму (IV) (3-4 краплі) додати по 3-5 крапель розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

**Запис даних дослід.** Відмітити виділення газу та утворення осадів при гідролізу солей феруму та стануму. Написати рівняння реакції гідролізу вказаних солей в молекулярному та іонному вигляді при додаванні до них  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Чому в присутності йонів  $\text{CO}_3^{2-}$  гідроліз практично протікає до кінця?

#### **Дослід №6. Термічний розклад карбонатів.**

**Виконання роботи.** В дві пробірки внести окремо невеликі кількості сухих солей (1/8 пробірки)  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$ . Пробірку з  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$  закріпити в штативі під кутом, закрити її корком з газовідвідною трубкою, кінець якої опустити у вапняну воду. Пробірку обережно нагріти невеличким полум'ям. Що відбувається з вапняною водою. Аналогічний дослід повторити з  $\text{CaCO}_3$ . Прокалювання  $\text{CaCO}_3$  вести більш енергійно.

**Запис даних дослід.** Описати і пояснити спостереження, відмітити відмінність в термічній стійкості солей. Написати рівняння реакцій.

#### **Дослід №7. Одержання геля та золя силікатної кислоти.**

**Виконання роботи.** В дві пробірки внести по 4-5 крапель в одну - силікату натрію, в другу - концентрованої соляної кислоти ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ). Додати в першу пробірку 6-7 крапель 2н розчину  $\text{HCl}$ , а в другу - 1-2 краплі насиченого розчину  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Закрити пробірку та потрусити. Спостерігати утворення геля силікатної кислоти в першій пробірці і золя - в другій. Одержаний золь  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  нагріти невеликим полум'ям до переходу в гель. Як називається процес переходу золя в

гель? Яке значення має нагрівання? Увага! З концентрованою кислотою працювати під витяжною шафою.

**Запис даних дослід.** Описати пророблену роботу. Написати рівняння реакції одержання  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (дана формула умовна, в дійсності склад кремнієвої кислоти більш складний і може бути виражений загальною формулою  $\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ).

### **Дослід №8. Адсорбційні властивості силікагелю.**

**Виконання роботи.** Помістити в пробірку 5-7 крапель розчину гексаціаноферату (III) калію. В розчин всипати дрібний силікагель. Закрити пробірку пальцем і енергійно потрясти, перемішати розчин. Спостерігати забарвлення силікагелю та послаблення кольору розчину внаслідок адсорбції силікагелем іонів  $\text{K}_3^+[\text{Fe}(\text{CN}_6)]^-$ . Дати розчину постояти, злити його із силікагелю. Силікагель промити 2-3 рази дистильованою водою. Додати 5-10 крапель соляної кислоти. Спостерігати забарвлення силікагелю внаслідок руйнування забарвлених іонів соляною кислотою:



**Запис даних дослід.** Описати пророблену роботу і зробити висновки.

### **Дослід №9. Гідроліз силікату натрію.**

**Виконання роботи.** В дві пробірки внести по 5-6 крапель розчину силікату натрію, в одну з них додати краплю фенолфталеїну. Відмітити появу червоного кольору. На надлишок якого іону це вказує? В другу пробірку додати 4-5 крапель  $\text{NH}_4\text{Cl}$  розчину.

**Запис даних дослід.** Відмітити явища, які спостерігали і пояснити відмінності в ступені гідролізу  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  в чистій воді і в присутності хлориду амонію. Написати молекулярні та іонні рівняння обох випадків гідролізу. Присутність якого іону збільшує ступінь гідролізу у другому випадку? Як сповільнити гідроліз силікату натрію?

### **Контрольні питання за задачі.**

1. Написати рівняння реакцій одержання оксиду карбону (IV) трьома різними способами.
2. Пояснити утворення зв'язків в молекулі  $\text{CO}_2$  методом ВЗ. Яка кратність зв'язку в молекулі  $\text{CO}_2$ ?

3. Який тип гібридизації атомних орбіталей атома Карбону має місце при утворенні молекули CO<sub>2</sub>? Яку геометричну форму має ця молекула? Привести відповідну схему.
4. Більше, чи менше семи значення рН в розчині карбонатів лужних металів? Відповідь обгрунтуйте, написавши відповідні рівняння.
5. Закінчити рівняння реакцій:
 
$$\text{Si} + \text{HF} + \text{HNO}_3 = \text{NO} + \text{H}_2\text{SiF}_6 +$$

$$\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$$

$$\text{Mg}_2\text{Si} + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{SiH}_4 + \text{NH}_3 +$$

$$\text{SiO}_2 + \text{HF} =$$

$$\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} =$$
6. Як одержати із кварцевого піску: а) силіцій; б) SiF<sub>4</sub>; в) Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>. Написати рівняння відповідних реакцій.
7. Хімічний склад ортоклазу виражається формулою – K<sub>2</sub>O·Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·6SiO<sub>2</sub>. Написати рівняння процесу вивітрювання ортоклазу під впливом CO<sub>2</sub> та H<sub>2</sub>O.
8. Після пропускання 1 м<sup>3</sup> повітря через розчин Ва(ОН)<sub>2</sub> утворилося 2,64 г. карбонату барію. Обчислити масову частку CO<sub>2</sub> в повітрі.
9. Описати хімічний склад звичайного, кварцевого та рідкого скла?
10. Скільки потрібно взяти магнію, щоб добути у вільному стані силіцій з 0,3 г чистого кварцу?
11. Склад звичайного скла можна подати формулою Na<sub>2</sub>O · CaO · 6SiO<sub>2</sub>. Обчислити теоретичну витрату сировини (соди, вапняку, кремнезему) на виготовлення однієї тонни скла.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №3

### МЕТАЛИ ГОЛОВНИХ ТА ПОБІЧНИХ ПІДГРУП. ФЕРУМ, КОБАЛЬТ, НІКОЛ.

#### Теоретична частина

В головних підгрупах періодичної системи знаходяться елементи, у яких заповнюються електронами *s*, або *p*-підрівні зовнішніх електронних рівнів. Передостанні підрівні заповнені 8, або 18 електронами, а тому є стійкими. Валентні електрони знаходяться тільки на зовнішньому рівні. Їх кількість визначається номером групи періодичної системи.

Якщо атоми мають незначне число (1-4) валентних електронів, то для них є характерною тенденція до їх віддачі і вони проявляють відновні (металічні) властивості.

В періодах із збільшенням зарядів ядра і числа валентних електронів, а також із зменшенням радіусу атомів металічні властивості слабшають.

В групах зверху вниз металічні властивості збільшуються, оскільки збільшується число рівнів і зростає об'єм атому елемента.

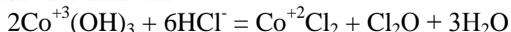
Ферум (Fe), Кобальт (Co) і Нікол (Ni) відносяться до перехідних металів VIII групи 4 періоду. Атоми на зовнішніх електронних рівнях мають по два *s*-електрони ( $4s^2$ ) та на *3d*-підрівнях передостаннього рівня – відповідно 6, 7, 8 електронів.

При переході від Феруму до Кобальту і Ніколя добавляється лише по одному електрону на *3d* – підрівнях. Тому всі три метали за властивостями схожі один з одним. Це досить тверді, тугоплавкі речовини. В ряді активності вони стоять лівіше за Гідроген і реагують з кислотами із виділенням водню. На повітрі Кобальт і Нікол стійкі в наслідок покриття поверхні щільними оксидами, а залізо ржавіє, оскільки його оксиди рихлі.

В хімічних сполуках Ферум проявляє ступені окиснення +2, +3, +6. Кобальт і Нікол – +2 і +3.

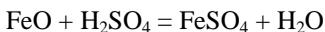
Найбільш характерною для Феруму є ступінь +3, тому сполуки  $Fe^{+2}$  є відновниками, а  $Fe^{+6}$  – дуже сильними окисниками.

У Кобальту і Ніколя характерною є ступінь +2. Тому сполуки  $Co^{+3}$  і  $Ni^{+3}$  є сильними окисниками:

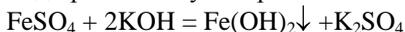


Ферум, Кобальт і Нікол утворюють оксиди (FeO, CoO, NiO) і гідроксиди (Fe(OH)<sub>2</sub>, Co(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>), які мають слабкі основні властиво-

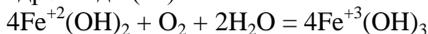
сті:



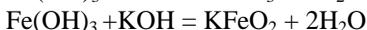
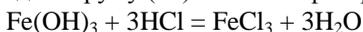
Майже всі солі сильних кислот і гідроксидів даних елементів зі ступенем +2 розчинні у воді і забарвлені в зеленуватий ( $\text{Fe}^{2+}$ ), рожевий ( $\text{Co}^{2+}$ ) і зелений ( $\text{Ni}^{2+}$ ) кольори. Гідроксиди нерозчинні у воді і утворюються при взаємодії розчинів лугів з розчинами солей:



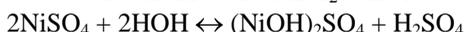
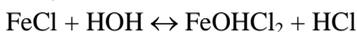
Кисень повітря, а також інші окисники гідроксиди (II) перетворюють в гідроксиди (III):



Оксиди і гідроксиди Феруму (III) мають амфотерні властивості:



Солі Феруму, Кобальту, Ніколю в водних розчинах гідролізують і змінюють рН середовища:

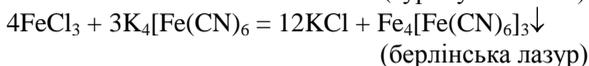
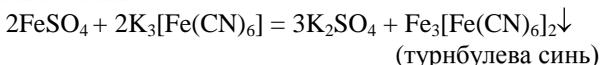


Солі, особливо з аніонами слабких кислот, можуть піддаватися повному гідролізу.

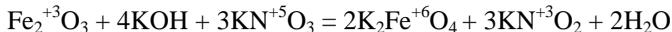
Катіони Fe, Co, Ni, як іони перехідних металів – комплексоутворювачі. Координаційні числа в комплексах рівні 6:



Комплексні сполуки мають забарвлення, тому їх використовують для відкриття катіонів:



При взаємодії оксиду феруму (III) з лугами в присутності окисників утворюються солі феррати, в яких Ферум знаходиться в ступені окиснення +6:



Проте фератна кислота ( $\text{H}_2\text{FeO}_4$ ) і фератний ангідрид ( $\text{FeO}_3$ ) невідомі.

## Ферум.

Ферум – це четвертий елемент за поширеністю на Землі. В природі

знаходиться у зв'язаному вигляді: входить до складу гірських порід, а також міститься в живих організмах. До складу мінеральних джерел входять сульфат  $\text{FeSO}_4$  і гідрогенкарбонат ферум (II)  $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$ .

*Мінерали:*

оксиди

- магнетит (магнітний залізняк)  $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ ,
- гематит (червоний залізняк)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ,
- лимоніт (бурий залізняк)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ;

карбонати

- сидерит (залізний шпат)  $\text{FeCO}_3$ ;

сульфіди

- пірит (залізний колчедан, сірчаний колчедан)  $\text{FeS}_2$ ,
- піротин (магнітний колчедан)  $\text{Fe}_{0,877}\text{S}$ ;

силікати

- оливін  $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$ .

### **Кобальт.**

Зустрічається лише у зв'язаному вигляді разом із Ніколем.

*Мінерали:*

- смалтин  $\text{CoAs}_2$ ,
- кобальтин (кобальтовий блиск)  $\text{CoAsS}$ ,
- лінеїт (кобальто-ніколевий колчедан)  $(\text{Co}, \text{Ni})_3\text{S}_4$ .

### **Нікол.**

В земній корі зустрічається тільки в зв'язаному вигляді (його супутники: Co, As, Sb).

*Мінерали:*

- нікелін (червоний ніколевий колчедан, купфернікель)  $\text{NiAs}$ ;
- хлоантит (білий ніколевий колчедан)  $(\text{Ni}, \text{Co}, \text{Fe})\text{As}_2$ ;
- гарнієрит  $(\text{Mg}, \text{Ni})_6(\text{Si}_4\text{O}_{11})(\text{OH})_6 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ;
- магнітний колчедан  $(\text{Fe}, \text{Ni}, \text{Cu})\text{S}$ .

### **Експериментальна частина**

**Прилади та реактиви:** пробірки циліндричні, фільтрувальний папір, лакмусовий папір.

**Розчини:**  $\text{NaOH}$  (2н), кислота (2н),  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NiCl}_2$ ,  $\text{CoCl}_2$ ,  $\text{KJ}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

### **Дослід №1. Отримання і гідроксидів феруму (II) і ніколю (II).**

**Виконання роботи.** В дві пробірки помістити по дві краплі розчинів солей феруму (II) і ніколю (II). Додати надлишок (4 краплі) розчину лугу. Чи спостерігається розчинення осадів в надлишку лугу? Зробити висновок про окиснювально-відновні властивості гідроксидів феруму і ніколю.

До отриманих осадів додати по стінках пробірок по 2 краплі бромної води. Спостерігати за зміною кольору осаду в результаті окиснення.

**Запис даних дослід.** Написати рівняння реакції отримання і окиснення гідроксидів. Зробити висновок про окиснювально-відновні властивості гідроксидів (II).

### **Дослід №2. Окиснювальні властивості $Fe^{3+}$ .**

**Виконання роботи:** До двох крапель хлориду феруму (III) додати 2 краплі розчину йодиду калію.

**Запис даних дослід.** Пояснити зміну кольору написанням рівняння реакції. Зробити висновки про окислювально-відновні властивості феруму (III).

### **Дослід № 3. Гідроліз солей.**

**Виконання роботи.** За допомогою універсального індикаторного паперу визначити рН середовища розчинів солей феруму (II і III).

**Запис даних дослід.** Зробити висновки про вплив заряду катіону на ступінь гідролізу солі. Написати рівняння реакції гідролізу.

### **Дослід №4. Отримання комплексної сполуки кобальту.**

**Виконання роботи.** До 2 крапель розчину кобальту (II) додати стільки ж розчину хлориду амонію і надлишок (4 краплі) розчину аміаку. Спостерігати утворення комплексу фіолетового кольору.

**Запис даних дослід.** Написати рівняння реакції.

### **Дослід №5. Відкриття катіонів $Fe^{2+}$ і $Fe^{3+}$ .**

**Виконання роботи.** В дві пробірки взяти по дві краплі розчинів солей феруму (II і III). В розчин з сіллю  $Fe^{2+}$  додати краплю розчину чер-

воної кров'яної солі  $K_3[Fe(CN)_6]$  до  $Fe^{3+}$  - краплю жовтої кров'яної солі –  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

**Запис даних досліду.** Написати рівняння реакції утворення осадів. Вказати як вони називаються.

### **Дослід №6. Зміна забарвлення солей кобальту.**

**Виконання роботи.** На білому листку паперу написати декілька знаків розчином солі кобальту. Папір обережно нагріти над полум'ям спиртівки (просушити).

**Запис даних досліду.** Пояснити явище, що спостерігали.

### **Контрольні питання та задачі.**

1. Написати електронні формули катіонів  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ .
2. Написати рівняння реакцій розчинення феруму в соляній, розбавленій і концентрованій сульфатній кислотах, розбавленій нітратній кислоті.
3. Написати рівняння реакцій взаємодії гідроксидів  $Fe(III)$ ,  $Co(III)$ ,  $Ni(III)$  з соляною кислотою із врахуванням окиснювальних властивостей катіонів металів (III).
4. Написати формули кінцевих продуктів і розставити коефіцієнти в наступних рівняннях на основі електронного балансу:  
 $FeSO_4 + KMnO_4 + H_2SO_4 =$   
 $Fe_2(SO_4)_3 + KNO_2 + H_2SO_4 =$
5. Написати рівняння гідролізу солі  $Fe_2(SO_4)_3$  в молекулярній та іонній формах, вказати рН середовища.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №4

### ЕЛЕМЕНТИ ДРУГОЇ ГРУПИ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).

#### Теоретична частина

До другої групи головної підгрупи відносяться хімічні елементи Берилій (Be), Магній (Mg), Кальцій (Ca), Стронцій (Sr), Барій (Ba), Радій (Ra). На зовнішньому енергетичному рівні (на  $s$  - підрівні) атомів цих елементів знаходиться по 2 електрони, які вони легко віддають, проявляючи ступінь окиснення +2. Із зростанням порядкового номера елементів головної підгрупи та із зменшенням іонізаційного потенціалу активність металів зростає. У природі вони зустрічаються тільки в сполуках. З киснем всі елементи головної підгрупи утворюють оксиди типу  $MeO$ . Оксид берилію амфотерний, а інші мають основні властивості, які посилюються при переході від  $MgO$  до  $BaO$ . Оксиди цієї групи взаємодіють з водою утворюючи гідроксиди складу  $Me(OH)_2$ . Сила основ збільшується від магнію до барію.  $Be(OH)_2$  – амфотерний. Гідроксиди лужноземельних металів (Ca, Sr, Ba) добре розчиняються у воді. Багато солей цих металів на, відміну від металів I-ї групи, у воді важко розчинні. Сполуки цих металів і самі метали забарвлюють полум'я газового пальника в характерні кольори: сполуки кальцію в помаранчево-червоний, стронцію – темно-червоний, барій – світло-зелений. Сполуки магнію не забарвлюють полум'я пальника.

Електронні структури зовнішніх енергетичних рівнів атомів елементів другої групи головної підгрупи періодичної системи, величини радіусів та іонізаційних потенціалів подано в таблиці 1.

*Таблиця 1*

Елемент	Порядковий номер	Атомна маса	Електронна будова	Радіус атома	Потенціал іонізації
Берилій	4	9,01	... $2S^2$	1,5	9.32
Магній	12	24,32	... $3S^2$	1.62	7.64
Кальцій	20	40,08	... $4S^2$	1.97	6.61
Стронцій	38	87,63	... $5S^2$	2.13	5.7
Барій	56	137,36	... $5S^2$	2.17	5.2
Радій	88	226,05	... $7S^2$	2.45	—

## Берилій (Be)

Рідкісний елемент, зустрічається лише у зв'язаному вигляді.

*Мінерали:*

- берил –  $\text{Be}_3\text{Al}_2(\text{Si}_6\text{O}_{18})$ ,
- смарагд – зелений різновид берила (0,3 %  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ),
- аквамарин – зелено-блакитний різновид берила (домішки Fe),
- фенакіт –  $\text{Be}_2\text{SiO}_4$ ,
- хризоберил –  $(\text{BeAl}_2)\text{O}_4$ ,
- олександрит – зелений різновид хризоберила (домішки Cr).

Всі сполуки берилію отруйні. Гідроксид берилію ( $\text{Be}(\text{OH})_2$ ) амфотерний. Оксид берилію ( $\text{BeO}$ ) при спіканні з графітом переходить в карбід берилу ( $\text{Be}_2\text{C}$ ).

## Магній (Mg)

Магній – восьмий за поширеністю елемент в літосфері Землі. Хімічно зв'язаний магній входить до складу багатьох мінералів. Наявність іонів  $\text{Mg}^{2+}$  в прісній воді обумовлює її жорсткість.

*Мінерали:*

оксиди

- шпінель (благородна)  $(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$ ,
- магнезіохроміт  $(\text{MgCr})\text{O}_4$ ,
- магнезіоферит  $(\text{MgFe}_2)\text{O}_4$ ;

карбонати

- доломіт  $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ ,
- магнезит  $\text{MgCO}_3$ ;

хлориди

- бішофіт  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,
- карналіт  $\text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;

сульфати

- кізерит  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,
- каїніт  $\text{KMg}(\text{SO}_4)\text{Cl} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,
- шеніт  $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,
- епсоміт  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ;

силікати

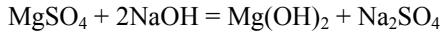
- олівін  $(\text{Mg, Fe})_2\text{SiO}_4$ ,
- сепіоліт  $\text{Mg}_4(\text{Si}_6\text{O}_{15})(\text{OH})_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,

- серпентин (хризотил-асбест)  $Mg_6(Si_4O_{11})(OH)_6 \cdot H_2O$ ,
- енстатит  $Mg_2Si_2O_6$ .

*Оксид магнію (MgO)* – білий порошок. Отримується прокалюванням карбонату магнію.



*Гідроксид магнію (Mg(OH)<sub>2</sub>)*. В воді мало розчинний. Випадає у вигляді осаду із розчинів солей магнію при добавленні лугів:



*Карбонат магнію (MgCO<sub>3</sub>)* зустрічається в природі у вигляді мінералу магнезиту. При нагріванні утворює MgO.

## Кальцій (Ca)

Кальцій – п'ятий за поширеністю елемент у літосфері. Входить до складу гірських порід і мінералів. Міститься в ґрунтах, живих організмах і природних водах.

*Мінерали:*

карбонати

- кальцит (вапняковий шпат, вапняк, мармур, крейда) –  $CaCO_3$ ,
- доломіт –  $CaMg(CO_3)_2$ ;

сульфати

- ангідрит –  $CaSO_4$ ,
- гіпс –  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ ;

фториди

- флюорит (плавиковий шпат) –  $CaF_2$ ;

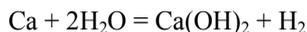
силікати

- анортит (вапняковий польовий шпат) –  $CaAl_2Si_2O_8$ ;

фосфати

- апатити. Різновиди: гідроксилапатит (фосфорит) –  $Ca_5(PO_4)_3(OH)$  і фторхлорапатит –  $Ca_5(PO_4)_3(Cl, F)$ .

*Властивості.* Сріблясто-білий в'язкий метал, ножом не ріжеться. При нагріванні на повітрі горить світло-червоним полум'ям і переходить у суміш оксиду (CaO) і нітриду кальцію (Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>). З водою вступає в інтенсивну реакцію:



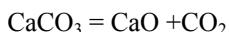
Прозорий ненасичений розчин гідроксиду кальцію (вапняна вода) – швидко мутніє через насичення розчину і випадання малорозчинного гідроксиду Ca(OH)<sub>2</sub>.

*Карбонат кальцію (CaCO<sub>3</sub>)*. Це поширена в природі речовина. Вона

утворює ряд мінералів і осадових гірських порід:

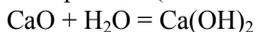
- кальцит (вапняний шпат) – мінерал, який містить майже чистий  $\text{CaCO}_3$ ,
- ісландський шпат – чистий і прозорий різновид кальциту,
- вапняк – осадова гірська порода,  $\text{CaCO}_3$  з домішкою глини,
- мрамур – різновид вапняку, кристалічна гірська порода,
- вапняковий туф (травертин) – порода, яка утворюється в результаті осадження  $\text{CaCO}_3$  із гарячих вуглекислотних джерел в присутності органічних залишків рослин,
- мергель – осадова гірська порода,  $\text{CaCO}_3$  з домішками глини (до 50-70%), різновид вапняку.

Карбонат кальцію при  $900^\circ\text{C}$  розкладається на оксид кальцію і діоксид карбону:

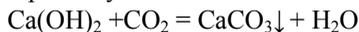


Реагує з кислотами із виділенням  $\text{CO}_2$  і утворенням відповідних солей кальцію.

*Оксид кальцію (CaO, негашене вапно).* Білий порошок. З водою протікає сильна екзотермічна реакція (гасіння вапна):



*Гідроксид кальцію (Ca(OH)<sub>2</sub>, гашене вапно).* Білий порошок. Мало розчинний у воді. Прозорий водний розчин (вапняна вода) має лужну реакцію і мутніє на повітрі в результаті взаємодії з діоксидом карбону з випаданням осаду карбонату кальцію:



*Сульфат кальцію (CaSO<sub>4</sub>).* В земній корі міститься у вигляді мінералів:

- ангідрит – безводний  $\text{CaSO}_4$ ,
- гіпс –  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,
- алебастр – інтенсивно-білий дрібнодисперсний різновид гіпсу,
- марієнглас – прозорий різновид гіпсу,
- селеніт – тонковолокнистий різновид гіпсу.

### Стронцій (Sr) та Барий (Ba)

Карбонати і сульфати обох елементів знаходяться в природі у вигляді мінералів.

*Мінерали:*

- стронціаніт –  $\text{SrCO}_3$ ,
- целестин –  $\text{SrSO}_4$ ,

- вітерит –  $\text{BaCO}_3$ ,
- барит (важкий шпат) –  $\text{BaSO}_4$ .

## Експериментальна частина

**Реактиви і матеріали:** щипці, фарфорова чашка, газовий пальник, стружка металічного магнію, індикаторний папір, скляна паличка, апарат Кіппа,  $\text{CaO}$  (порошок).

**Розчини:**  $\text{BaCl}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCl}$  (2н),  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ .

### Дослід №1: Добування і властивості магній оксиду.

**Порядок виконання роботи.** Взяти щипцями кілька кусочків магнієвої стружки і запалити їх у полум'ї газового пальника. Утворений оксид магнію (білий порошок) зібрати у фарфорову чашку і змочити водою. Випробувати червоним лакмусовим папірцем або фенолфталеїном реакцію водного розчину .

**Запис даних досліду.** Скласти рівняння реакції і зробити висновки.

### Дослід №2. Властивості кальцій оксиду.

**Порядок виконання роботи.** Невелику кількість кальцій оксиду обережно змочити у фарфоровій чашці кількома краплями води. Звернути увагу на характер реакції. Як вона називається у техніці? Додати води і випробувати реакцію розчину фенолфталеїном .

**Запис даних досліду.** Написати рівняння реакції, дати відповіді на поставлені питання, зробити висновки.

### Дослід №3. Забарвлення полум'я солями лужноземельних металів.

**Порядок виконання роботи.** Ознайомитись в який колір забарвлюють полум'я газового пальника леткі сполуки лужноземельних металів. Взяти ніхромову дротинку, змочити потрібним розчином солі і внести в полум'я газового пальника

**Запис даних досліду.** Одержати у викладача контрольні розчини солей і за забарвленням полум'я встановити їх. Опишіть пророблену роботу.

#### **Дослід №4. Добування карбонатів лужноземельних металів.**

**Порядок виконання роботи.** До розчину солі барію долити 1-2 мл розчину натрій карбонату. Утворений осад розділити на дві пробірки. До однієї частини обережно додати 2н розчин соляної кислоти, а другу частину залишити для наступного досліді.

**Запис даних досліді.** Написати рівняння проведених реакцій в молекулярному та іонному вигляді.

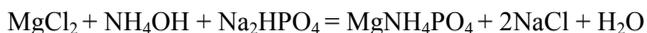
#### **Дослід №5. Добування гідрогенкарбонатів лужноземельних металів.**

**Порядок виконання роботи.** До карбонату барію, добутого у попередньому досліді, долити 2–3 мл води і пропустити з апарату Кіппа вуглекислий газ до утворення прозорого розчину. Цей прозорий розчин поділити пополам. Одну частину нагріти в полум'ї газового пальника, а другу залиште для порівняння.

**Запис даних досліді.** Написати рівняння реакції і зробити відповідні висновки.

#### **Дослід №6. Якісні реакції на елементи другої групи.**

**Порядок виконання роботи.** У пробірку налити 1-2 мл розчину солі магнію додайте 1-2 краплі розчину амоній хлориду і 1-2 краплі натрій дигідрогенфосфату. Ретельно перемішати скляною паличкою. До утвореного прозорого розчину додати розчин 1-2 краплі гідроксиду амонію до утворення осаду



Налити в пробірку 1-2 мл розчину солі кальцію і долити стільки ж розчину амоній оксалату.

Налити в пробірку 1-2 мл розчину солі барію і додати 1-2 мл розчину калій хромату.

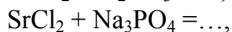
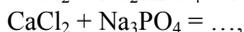
**Запис даних досліді.** Вказати який склад і характер утворених осадів. Написати рівняння реакцій і зробити відповідні висновки.

### **Контрольні запитання і задачі**

1. В якій послідовності зменшується розчинність сульфатів лужнозе-

мельних металів у воді?

2. Як відбувається перетворення карбонатів у гідрокарбонати і навпаки?
3. Який об'єм водню можна добути при взаємодії 24 г кальцію з водою при тискові 728 мм.рт.ст. і температурі 15 °C?
4. Які властивості MgO використовуються, при застосуванні його для виробництва вогнетривких матеріалів?
5. Як добувають металічний магній, кальцій, стронцій і барій?
6. Які процеси відбуваються на аноді і катоді при електролізі розчинів MgCl<sub>2</sub>, CaCl<sub>2</sub>, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?
7. Закінчіть рівняння реакцій і назвіть утворені продукти:

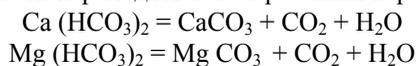


## ЛАБАРАТОРНА РОБОТА № 5

### ВИЗНАЧЕННЯ ЖОРСТКОСТІ ВОДИ

#### Теоретична частина

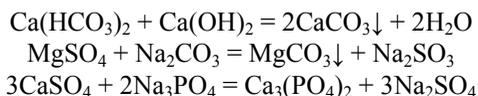
Жорсткість води обумовлена вмістом в ній розчинних солей Ca та Mg, гідрогенкарбонатів, хлоридів і сульфатів. Розрізняють тимчасову та постійну жорсткість води. Тимчасова жорсткість визначається вмістом у воді розчинних гідрогенкарбонатів Ca та Mg. При кип'ятінні води гідрогенкарбонати переходять в малорозчинні карбонати:



Таким чином тимчасова жорсткість ліквідується. Сума тимчасової та постійної жорсткості обумовлює загальну жорсткість. Виражається жорсткість води в міліграм-еквівалентах іонів  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  на один літр води (мг-екв/л). Вода з жорсткістю менше 4 мг-екв/л називається м'якою, від 4 до 8 – середньою; від 8 до 12 – називається твердою.

*Пом'якшення води.* Зменшення жорсткості води полягає у видаленні із неї іонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ . Кип'ятінням води ліквідується лише тимчасова жорсткість.

При введенні у воду реагентів зменшується вся жорсткість, наприклад:



Сучасний метод пом'якшення води оснований на використанні іонно-обмінних смол – іонітів (катіонів і аніонів). Через трубчатий обмінник, заповнений смолою в  $\text{Na}^+$ -формі пропускають жорстку воду, при цьому іони  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  заміщають іони  $\text{Na}^+$  в смолі.

*Повне знесолення води.* Для цього воду піддають перегонці (дистиляції). Інший спосіб знесолення – послідовна обробка води за допомогою катіоніту і аніоніту. При пропусканні води через катіонний фільтр катіони металів замінюються на іони  $\text{H}^+$ , а при пропусканні води через аніонний фільтр аніони кислот у воді замінюються на іони  $\text{OH}^-$ . Таким чином, в цілому із води видаляються солі, а іони, які перейшли в воду взаємно нейтралізуються ( $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$ ).

## Експериментальна частина

**Реактиви і матеріали:** бюретки ємністю 25 мл, піпетки ємністю 100-50 мл, конічні колби ємністю 250 мл, лійки для бюреток.

**Індикатори:** метиловий оранжевий, еріхром чорний (0,2%-ний розчин в спирті).

**Розчини:** соляна кислота –  $\text{HCl}$  (0,1 м розчин), буферний розчин (20 г х. ч. амоній хлориду розчинити в дистильованій воді, додати 100 мл 25%-ного розчину аміаку і дистильованої води до мітки в мірній колбі ємністю 1 л); трилон Б (ЕДТА) (0,02 м) (3,7224 г ЕДТА розчинити в мірній колбі ємністю 1 л в дистильованій воді, розчин довести до мітки); вода для аналізу.

### Дослід №1. Визначення тимчасової жорсткості.

**Порядок виконання роботи.** Оскільки вода, яка містить гідрогенкарбонати кальцію та магнію має лужну реакцію (чому?), визначення карбонатної жорсткості проводиться безпосереднім титруванням води соляною кислотою в присутності індикатора метилового оранжевого. Відміряти піпеткою вказаний викладачем об'єм досліджуваної води (100-50 мл) і перенести її в конічну колбу для титрування. Додати 2–3 краплини індикатора метилового оранжевого. В приготувану раніше бюретку налити 0,1м титрований розчин соляної кислоти. Встановити рівень рідини на нульову поділку і по краплях приливати соляну кислоту в воду до зміни кольору розчину від жовтого до помаранчево-рожевого. Визначити об'єм витраченої на титрування  $\text{HCl}$  і записати його в таблицю. Титрування повторити ще два рази, кожного разу доливаючи в бюретку кислоту до нульової поділки і миючи колбу для титрування. Відхилення в об'ємі кислоти при титруванні не повинно перевищувати 0,05 мл.

*Запис даних дослідів. Результати дослідів записати в таблицю:*

№ титрування	Об'єм піпетки, об'єм $\text{H}_2\text{O}$ , $V_1$ мл	Об'єм розчину $\text{HCl}$ , який пішов на титрування	Середній об'єм розчину $\text{HCl}$ , $V_2$ мл	Нормальність розчину $\text{HCl}$ , $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,
--------------	--	---	--	--

Тимчасову жорсткість води в мг-екв/л розраховують за формулою:

$$Ж_k = \frac{N_{HCl} \cdot V_{2HCl} \cdot 1000}{V_{1H_2O}},$$

де  $Ж_k$  – жорсткість тимчасова (карбонатна);

$N_{HCl}$  – нормальність соляної кислоти;

$V_{2HCl}$  – об'єм витраченої на титрування соляної кислоти;

$V_{1H_2O}$  – об'єм досліджуваної води.

## Дослід №2. Визначення загальної жорсткості.

Загальну жорсткість води визначають комплексонометричним методом із застосуванням розчину трилону Б – дигідрату динатрієвої солі етилендіамінтетраацетатної кислоти (ЕДТА).

**Порядок виконання роботи.** Заповнити бюретку титрованим розчином ЕДТА (0,02 м). Відміряти піпеткою вказаний викладачем об'єм досліджуваної води і перенести її в конічну колбу для титрування. Долити дистильованою водою до загального об'єму 100 мл (воду відміряти мензуркою). Додати 5 мл (буферного розчину для підтримання  $pH$  в інтервалі 9-10 і 2-3 краплини індикатора еріхрома чорного, при якому розчин забарвлюється в червоний колір. Перемішати розчин і відразу титрувати із бюретки розчином ЕДТА до переходу червоного кольору в синій. Титрування повторити три рази.

**Запис даних досліді.** Результати записати в таблицю (як в досліді №1). Загальну жорсткість води (мгг-екв/л) розрахувати за формулою:

$$Ж_{II} = \frac{N_{EDTA} \cdot V_{2EDTA} \cdot 1000}{V_{1H_2O}},$$

де  $Ж_{II}$  – постійна жорсткість;

$N_{EDTA}$  – нормальність розчину трилону Б;

$V_{2EDTA}$  – об'єм розчину ЕДТА, що витратився на титрування;

$V_{1H_2O}$  – об'єм досліджуваної води.

Обчислити постійну жорсткість виразом:

Жорсткість постійна = Жорсткість загальна – Жорсткість карбонатна  
( $Ж_{II} = Ж_{III} - Ж_k$ )

До якого типу жорсткості відноситься досліджувана вода?

## Контрольні запитання і задачі.

1. Що таке тимчасова (карбонатна), постійна жорсткість води? В яких одиницях її вимірюють?
2. Якими методами можна усунути тимчасову жорсткість води?
3. Чому в тепловому господарстві не можна застосовувати жорстку воду?
4. Чому застосування жорсткої води для прання білизни збільшує витрату мила?
5. Скільки грамів гашеного вапна потрібно додати до  $2 \text{ м}^3$  води, щоб усунути її тимчасову жорсткість, яка дорівнює  $3,0 \text{ мг-екв/л}$ ?
6. У літрі води міститься  $0,32 \text{ г}$  кальцій гідрогенкарбонату. Яка жорсткість цієї води?
7. Вода з тимчасовою жорсткістю, що дорівнює  $2 \text{ мг-екв/л}$ , містить тільки магній гідрогенкарбонат. Яка кількість цієї солі міститься в  $5 \text{ м}^3$  води?
8. На титрування  $100 \text{ мл}$   $\text{H}_2\text{O}$  витрачається  $2 \text{ мл}$   $0,1 \text{ м}$  розчину соляної кислоти. Визначити карбонатну жорсткість води?
9. У чому полягає процес знесолювання води? Які синтетичні смоли застосовуються для цього?
10. Визначити тимчасову жорсткість води, знаючи, що на реакцію з магній гідрогенкарбонатом, який міститься в  $100 \text{ мл}$  цієї води, потрібно  $5 \text{ мл}$   $0,1 \text{ м}$  розчину соляної кислоти.
11. Скільки динатрій карбонату потрібно додати до  $5 \text{ л}$  води, щоб усунути загальну жорсткість, що дорівнює  $4,6 \text{ мг-екв/л}$ ?
12. При кип'ятінні  $250 \text{ мл}$  води, яка містить кальцій гідрогенкарбонат, випав осад масою  $3,5 \text{ мг}$ . Чому дорівнює жорсткість води?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 6

### СПЕЦІАЛЬНІ ВИПРОБУВАННЯ ТА РЕАКЦІЇ НА ОКРЕМІ ЕЛЕМЕНТИ ПРИ ДІАГНОСТИЦІ МІНЕРАЛІВ

#### Теоретична частина

Тільки хімічний аналіз, який руйнує молекули мінералу, здатний дати найбільш повну уяву про сукупність атомів та їх співвідношення в кристалічній структурі мінералу. Тому заключним етапом вивчення мінералу є його повний хімічний аналіз.

В теперішній час хімічний аналіз виконує хімік, проте відбір чистої проби мінералу робить мінеролог. Тому хімік і мінеролог несуть повну відповідальність за результати дослідження. Для діагностики часто достатньо встановити тільки характерний елемент, щоб точно ідентифікувати мінерал.

Хімічні реакції, які використовуються при вивченні мінералів, можна розділити на дві групи: реакції в розчинах та сухі реакції переважно в полум'я паяльної трубки. Як особливий метод дослідження можна відмітити плівчасті реакції та метод відтисків. Суть плівчатої реакції зводиться до утворення на зерні мінералу плівки, по якій визначають речовину чи матеріал.

Прикладом такої плівчатої реакції може бути одержання олов'яного дзеркала на каситериті. Каситерит в кислому розчині відновлюється воднем до олова. Ця властивість мінералу використовується для одержання на його зернах тонких плівок губчатого олова.

Не менш ефективна плівчата реакція на тесліті. Цей мінерал розчиняється в соляній кислоті з виділенням важкого порошкового осаду  $WO_3$  жовтого кольору. Дана сполука відновлюється воднем до  $WO_3 \cdot WO_2$  і до  $WO_2$ . Перша з них має яскравий синій колір, друга – брудно-зелений.

Метод відтисків нагадує крапельну реакцію на фільтрувальному папері, тільки реакція здійснюється на примірнику породи, а кольорові сполуки знімаються на фільтрувальний папір. Дуже чутлива реакція на іон уранілу  $[UO_2]^{+2}$  з реактивом –  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

Якщо при визначенні мінералу можна зробити спектральний аналіз, то його необхідно виконати. Це допоможе значно скоротити час на визначення мінералу. Однак виконання спектрального аналізу не виключає випробування на окремі елементи.

## Експериментальна частина

**Прилади та реактиви:** пластинка із цинку чи алюмінію, спиртівка, годинникове скло, мідна дротинка, червоний лакмусовий папірець, примірники мінералів. Бура, гідроортофосфат натрію амонію, платинова дротинка.

**Розчини:** 10%-ний розчин HCl, нітрат кобальту.

### Дослід №1. Плівчата реакція на каситерит.

**Порядок виконання роботи.** Зерна каситериту помістити на пластинку із цинку чи алюмінію та залити 10%-ним розчином HCl. Потім пробу дещо підігріти.

**Запис даних дослід.** Описати спостереження та написати рівняння реакцій, які при цьому протікають (каситерит – SnO<sub>2</sub>).

### Дослід №2. Плівчата реакція на шесліт (CaWO<sub>4</sub>).

**Порядок виконання роботи.** Зерна мінералу помістити на часове скло та залити соляною кислотою. Потім мідною чи залізною дротинкою доторкнутися до них. Що при цьому спостерігається в місцях доторкування?

**Запис даних дослід.** Описати спостереження явищ, які відбуваються та хімічні реакції, які при цьому відбуваються, зробити висновки.

### Дослід №3. Спеціальні реакції на лужні та лужно-земельні метали.

#### А) Термічний розклад мінералів.

**Порядок виконання роботи.** Мінерал кальцит прокалити в окисному полум'ї. Прокалювання проводиться з метою утворення окислів в результаті розкладання кальциту.

Після прокалювання мінерал помістити на червоний лакмусовий папірець, змочений водою. Він зафарбує лакмусовий папірець в синій колір.

**Запис даних дослід.** Описати спостереження та пояснити їх, написавши рівняння реакції.

## Б) забарвлення полум'я.

**Порядок виконання роботи.** Мінерал у вигляді кусочка пінцетом ввести в полум'я спиртівки. При цьому полум'я набуває певного кольору в залежності від того який лужний чи лужно-земельний елемент входить до складу мінералу.

**Запис даних досліду.** Описати спостереження та скласти таблицю, в якій відобразити відповідність певного кольору полум'я хімічному елементу, що містився в мінералі.

### **Дослід №4. Одержання кольорового скла бури та солі фосфатної кислоти.**

Розплавлена бура та сіль ортофосфатної кислоти, розчиняючи сполуки, які містять хромофори, приймають характерний для даних хромофор колір.

Бура  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  при нагріванні, вспінюється, втрачаючи кристалізаційну воду і перетворюється в зовсім безбарвну сполуку  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ .

Мінерали, які містять хромофори, розчиняючись в цій сполуці дають забарвлені сплави – скло (перли). Забарвлення обумовлюється утворенням кольорових метаборатів. Колір скла залежить також від того, в якому стані воно знаходиться – в холодному чи в гарячому.

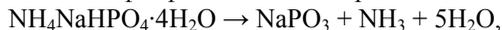
У відновному полум'ї  $\text{Fe}(\text{BO}_2)_2$  пляшково-зеленого кольору:



В окисному полум'ї  $\text{Fe}(\text{BO}_2)_3$  жовтого кольору:



Кисла сіль ортофосфатної кислоти  $\text{NH}_4\text{NaHPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  при нагріванні переходить в метафосфатнокислий натрій:



який розчиняє окисли металів з утворенням ортофосфатних солей.

**Порядок виконання роботи.** Скло одержують у вушкові платинової дротинки, впаяної одним кінцем в скляну трубку. Довжина дротинки 2 – 2,5 см, розріз – 0,3 мм, діаметр вушка – 2 мм. Вушко накалити в окисному полум'ї (у відновному полум'ї утворюються крихкі карбіди) і доторкнутися ним до бури чи ортофосфатної солі, внести в окисне полум'я паяльної трубки і нагріти до одержання зовсім прозорої безбарвної кульки. Якщо кулька буде маленькою, то операцію повторити декілька разів. Особливу увагу необхідно звернути на колір кульки в холодному і гарячому стані. Потім кульку змочити водою і знову нагріти до рідкого стану і доторкнутися ним до порошку досліджуваного мінера-

лу. Після цього його знову нагріти у полум'ї паяльної трубки. Мінерал розчиняється в склі. Якщо в мінералі є хромофор, то скло приймає характерне забарвлення.

Після випробування із вушка платинової дротинки потрібно видалити скло. В нагрітому стані, його легко вибивають із вушка, постукавши пальцем.

**Запис даних дослідів.** Проробити описані дослідження, описати спостереження і за таблицею по кольору скла бури та ортофосфатної солі для деяких хромофорів, вказати які мінерали досліджували.

**Таблиця**  
**Забарвлення хромофорами скла бури та ортофосфатної солі**

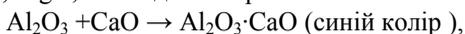
Елемент	Ортофосфатна сіль		Бура	
	Окиснювальне полум'я	Відновне полум'я	Окиснювальне полум'я	Відновне полум'я
Fe	Жовте (гаряче) Безбарвне (холодне)	Бліде жовтувато-зелене (гаряче) Безбарвне (холодне)	жовте	Пляшково-зелене
Mn	Фіолетове	Майже безбарвне	Червонувато-фіолетове	Безбарвне
Cr	Зелене	Зелене	Жовтувато-зелене	Зелене
Co	Синє	Синє	Синє	Синє
Cu	Голубе	Червоне, непрозоре	Зелене (гаряче) Голубе (холодне)	Червоне непрозоре
U	Зеленувато-жовте	зелене	Жовте	Блідо-зелене до безбарвного

**Дослід №5. Відкриття в мінералах Al, Mg, Zn (водним розчином  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ ).**

Мінерали не повинні бути плавкими, так як в цьому випадку одержують синій кобальтовміщуючий сплав.

**Порядок виконання роботи.** Мінерали у вигляді тонкого осколку взяти пінцетом і сильно прокалити до обезбарвлення. При цьому мінерал частково руйнується з утворенням окислів. Потім зерно мінералу змочити краплею розчину  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  і знову прокалити в окиснювальному полум'ї до появи відповідного кольору. Суть дослідження поля-

гає в тому, що  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  при нагріванні розкладається з утворенням оксиду  $\text{CoO}$  та оксидів нітрогену. Кобальт оксид вступає в реакцію з  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{ZnO}$  і дає забарвлені комплексні сполуки:



Реакцію з  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$  можна також проводити на вугіллі, мінерал при цьому розтирають в порошок.

**Запис даних досліду.** Провести дослідження з виданими мінералами на відкриття в них  $\text{Al}$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Zn}$ . Записати спостереження і рівняння реакцій.

### **Дослід 6. Аналіз мінералів на присутність в них окремих елементів методом розчеплення.**

При розчепленні мінералів в соляній кислоті можуть спостерігатись наступні явища.

1. Карбонати розчиняються з виділенням  $\text{CO}_2$  на холоді чи при кип'ятінні. Про наявність  $\text{CO}_2$  в цьому випадку судять по відсутності забарвлення та запаху газу, що виділяється.
2. Мінерали розкладаються спокійно.
3. Мінерали розкладаються з утворенням драглистого кремнезема.
4. Мінерали розкладаються з утворенням білого порошкового осаду.
5. Мінерали розчиняються, забарвлюючи розчин в різні кольори.
6. Мінерали не розчиняються. В цьому випадку порошок мінералів змішують з потрійним об'ємом плавню і плавлять. Сплав розчиняють в  $\text{HCl}$  і одержаний розчин досліджують на аніони та катіони.

Розчинення мінералів слід проводити на годинниковому та предметному склі, використовуючи крапельний метод – зерно мінералу на склі змочується краплями розчинника. В лупу спостерігається взаємодія мінералу з розчином. Якщо реакція не протікає на холоді то пробу дещо підігрівають. Якщо в цьому випадку реакція не спостерігається, тоді розчинення проводять в пробірці. Взагалі при розчиненні мінералів мокрі реакції рекомендується проводити методами мікроаналізу. Це дозволяє економити мінерал, час та реактиви.

При наявності посуду на який не діє гідрогенфторидна кислота ( $\text{HF}$ ), розчинення мінералу можна проводити в цій кислоті. При цьому  $\text{Si}$  утворює леткі сполуки  $\text{SiF}_4$ . Фториди лужних металів розчиняються

у воді, а всі інші в  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Цей спосіб дозволяє не тільки перевести в розчин катіони, які входять до складу силікатів, але й частково розділити їх.

Після спеціальних випробувань проводяться реакції на окремі елементи.

**Вісмут.** В солянокислих розчинах сполук Ві в результаті гідролізу від надлишку води випадає білий осад  $\text{BiOCl}$ . При нагріванні порошку мінералу Ві в суміші з (KI+S) на вугіллі утворюється наліт шоколадного кольору.

**Вольфрам.** Мінерал, що розкладається  $\text{HCl}$ , утворює при кип'ятінні жовтий осад  $\text{WO}_3$  який при додаванні олова (Sn) і подальшому кип'ятінні приймає сине забарвлення. Якщо мінерал не розчиняється в кислоті, то його сплавляють з содою.

**Ферум.** Мінерали, які містять Fe стають магнітними після прокалювання в окиснювальному та відновлювальному полум'ї. Скло бури в відновлювальному полум'ї плямово-зеленого кольору. При додаванні  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до розчину солі феруму утворюється темно синій колір. Осад майже такого ж кольору одержують при додаванні  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CO})_6]$  до розчину солі феруму.

**Титан.** Мінерали розчиняються в концентрованій сульфатній кислоті, після чого розчин охолоджують, розводять водою і додають 2-3%-ний розчин дигідроген пероксиду. При наявності титану в мінералі розчин приймає жовтий або оранжевий колір. Мінерали в суміші з содою чи бурою сплавляють на вугіллі, потім сплав розчиняють в соляній кислоті і кип'ятять з оловом. При наявності титану розчин приймає фіолетовий колір.

**Фосфор.** В розчин молібденовокислого амонію додають декілька крапель азотнокислого розчину досліджуваного мінералу. При наявності фосфору випадає жовтий осад. Таку саму реакцію можна проводити на годинниковому склі.

**Силіцій.** Деякі силікати розкладаються соляною та сірчаною кислотами з утворенням студенистого кремнезему. Мінерал необхідно розтерти в порошок та розчинення проводити при кип'ятінні. Інші силікати при розчиненні в кислотах дають білий осад порошкового кремнезиту. В склі фосфорної солі крупинка силікату залишає зберігаючи її форму. Нерозчинені силікати потрібно сплавляти з потрібним об'ємом соди. Сплав потрібно розчинити в  $\text{HCl}$ . Силікатна кислота при цьому випадає у вигляді студенистого осаду.

**Порядок виконання роботи.** Одержати у вигляді зразки мінералів, подрібнити їх і провести дослідження на присутність в них хімічних

елементів, використовуючи реакції приведені вище.

Записати дані досліду. Описати порядок виконання дослідження, спостереження, рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді. Зробити висновки, щодо присутності хімічних елементів в досліджуваних примірниках.

### **Контрольні запитання і задачі**

1. На які групи діляться хімічні реакції , які використовуються при вивченні мінералів.
2. Привести приклади плівчатих реакцій з написанням р-ня реакції
3. В чому суть досліджень мінералів з використанням бури та фосфорної солі.
4. Написати якісні реакції молекулярному та іонному вигляді на слідуєчі елементи Fe, Ba, S, Ti, W, Ni, Pb, Sn, Bi, Ca, K, Na.

## ДОДАТКИ

### Константи дисоціації слабких кислот

Електроліт	Рівняння дисоціації	K
Нітратна кислота	$\text{HNO}_2 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	
Амонія гідроксиду	$\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	
Боратна кислота (I ступінь)	$\text{H}_3\text{BO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	
Вода	$\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$	
Силікатна кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$ $\text{HSiO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$	
Форміатна кислота	$\text{HCOOH} \leftrightarrow$	
Сульфітна кислота		
Сульфідна кислота		
Карбонатна кислота		
Фторидна кислота		
Ацетатна кислота		
Фосфатна кислота		
Ціанідна кислота		
Оксалатна кислота		

	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		ПЕРИОДИЧНА СИСТЕМА ЕЛЕМЕНТІВ Д.І.МЕНДЕЛ'ЄВА			
1	H		He																	
2	Li		Be		B		C		N		O		F		Ne					
3	Na		Mg		Al		Si		P		S		Cl		Ar					
4	K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co			
5	Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh			
6	Cs		Ba		La*		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir			
7	Fr		Ra		Ac**		Ku													
<b>* ЛАНТАНОЇДИ</b>																				
8	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu						
9	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
10	Pr	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
11	Nd	Pr	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
12	Pm	Nd	Pr	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
13	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu										
14	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu											
15	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu												
16	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu													
17	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu														
18	Ho	Er	Tm	Yb	Lu															
19	Er	Tm	Yb	Lu																
20	Tm	Yb	Lu																	
21	Yb	Lu																		
22	Lu																			
<b>** А К Т И Н О І Д И</b>																				
88	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
89	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
90	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
91	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
92	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
93	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
94	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
95	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
96	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
97	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
98	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
99	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
100	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
101	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
102	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						
103	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	(No)	(Lr)						

Символ елемента  
Атомна маса  
Назва елемента  
Розподіл електронів по рівнях, що забудовуються

U  
238,02891  
5f<sup>6</sup>6d<sup>7</sup>7s<sup>2</sup>

УРАН

Атомний номер  
Розподіл електронів по рівнях, що забудовуються



