

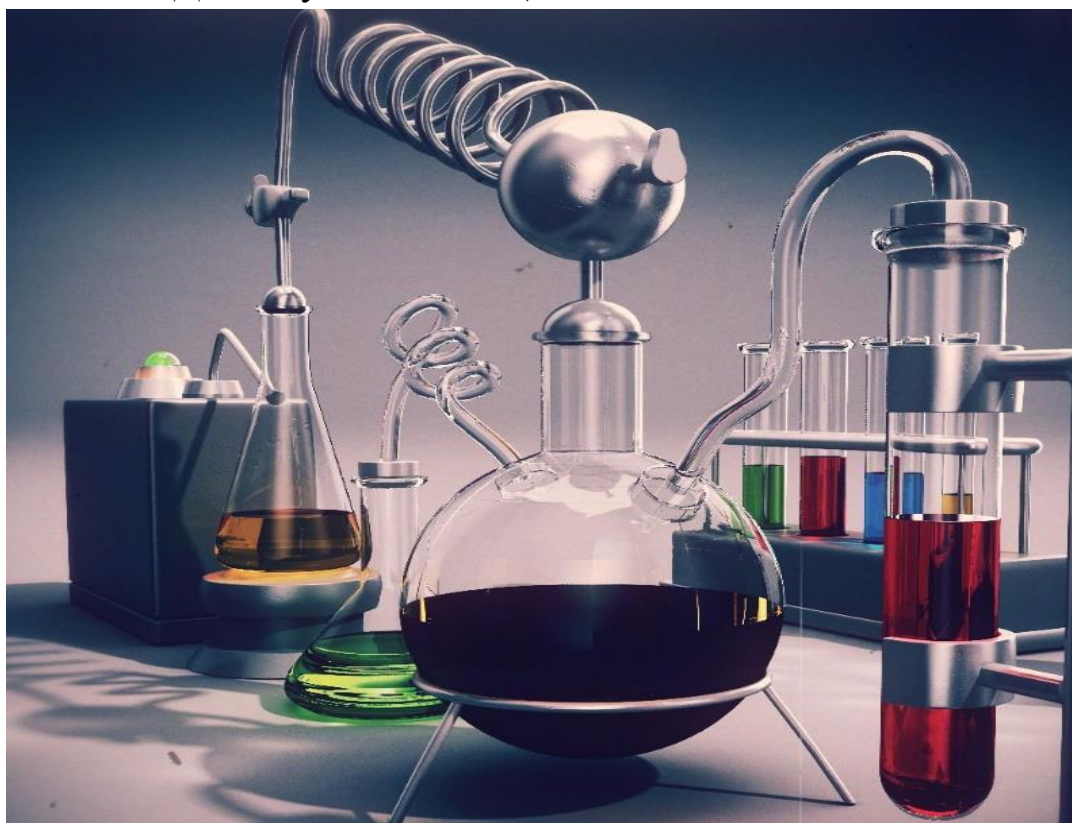
**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І  
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ**

**Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води**

***В.А. Копілевич, Т.І. Ущанівська, Н.М. Прокопчук,  
Л.М.Абарбарчук, Л.В.Войтенко***

***МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ВИКОНАННЯ  
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ДИСЦИПЛІНИ  
«НЕОРГАНІЧНА І АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ»  
ЧАСТИНА 2 (Хімія елементів)***

***Для студентів спеціальності «Екологія»***



***КИЇВ 2025***

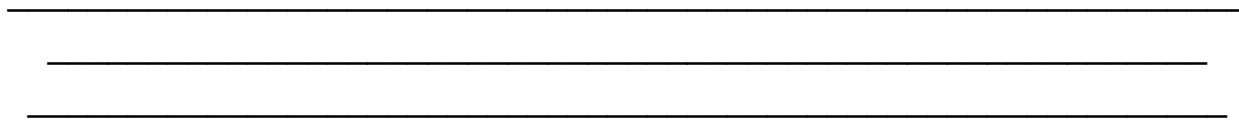
**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І  
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ**

**Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води**

***В.А. Копілевич, Т.І. Ущанівська, Н.М. Прокопчук,  
Л.М.Абарбарчук, Л.В.Войтенко***

***МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ВИКОНАННЯ  
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ДИСЦИПЛІНИ  
«НЕОРГАНІЧНА І АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ»  
ЧАСТИНА 2 (Хімія елементів)***

***Для студентів спеціальності «Екологія»***



***КИЇВ 2025***

УДК 546 (07)

Висвітлено найважливіші питання курсу неорганічної і аналітичної хімії, що мають практичне значення, з урахуванням проблемних навчальних ситуацій для активізації навчального процесу та загострення уваги студентів до актуальних питань біотехнології та екології.

Рекомендовано вченою радою Агробіологічного факультету для студентів спеціальності «Екологія», протокол № від 2025р.

Рецензенти : к.х.н., доцент Тамара ПАНЧУК (НУБіП України)  
к.х.н., доцент Вікторія КРОТЕНКО (НУБіП України)

***МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ ДО ВИКОНАННЯ  
ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМУ З ДИСЦИПЛІНИ  
« НЕОРГАНІЧНА І БІОНЕОРГАНІЧНА ХІМІЯ »***

Укладачі:

В.А. Копілевич

Т.І. Ущипівська

Н.М.Прокопчук

Л.М.Абарбарчук

Л.В. Войтенко

Відповідальний за випуск: д.х.н., професор Копілевич В.А.

# 1 ЗАВДАННЯ КУРСУ НЕОРГАНІЧНОЇ І АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Розвиток сучасного сільськогосподарського виробництва, агробіотехнології здійснюється в напрямі хімізації, що вимагає для ґрунтової підготовки висококваліфікованих спеціалістів біотехнологічного профілю глибокого освоєння хімічних дисциплін.

Неорганічна і аналітична хімія вивчається на I курсі, вона є одним з головних предметів навчального процесу. На її основі базується вивчення надалі неорганічної, аналітичної, органічної, біонеорганічної, фізичної, колоїдної та агрономічної хімії.

Основні завдання вивчення неорганічної і аналітичної хімії можна сформулювати так:

- *студент повинен засвоїти комплекс знань основних закономірностей хімії, зокрема, загальні поняття атомно-молекулярного вчення, будови атомів хімічних елементів, періодичного закону і періодичної системи елементів, будови молекул, хімічного зв'язку, будови речовини, закономірностей протікання реакцій в розчинах, класифікації неорганічних сполук і реакцій, деяких питань електрохімії;*
- *перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поводження з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів.*

Для активізації навчального процесу в даному практикумі використані різні варіанти створення проблемних ситуацій. Так, наприклад, для збільшення активності студентів до всіх основних розділів неорганічної і біонеорганічної хімії спеціальними блоками наводяться питання для самоперевірки. Для кращого засвоєння великого обсягу навчального матеріалу в практикумі до кожного заняття поставлені орієнтири трьох типів: 1) що треба знати; 2) що необхідно вміти; 3) про що треба мати уявлення.

## 2 ЗАГАЛЬНІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

З чого почати вивчення хімічних наук, зокрема неорганічної і аналітичної хімії. Насамперед студенту треба взяти рекомендований підручник і чітко впевнитись, чи добре він пам'ятає найважливіші розділи хімії, що вивчались в середній школі. Це особливо стосується студентів, що закінчували технікум.

Основні вимоги до студента I курсу такі:

- ✓ вміти безпомилково записувати хімічні формули оксидів, кислот, солей та гідроксидів;
- ✓ знати їх номенклатуру та хімічні властивості;
- ✓ складати рівняння типових хімічних реакцій.

### *Організація самостійної роботи студентів*

Основним змістом і найважливішим завданням будь-якого навчання є засвоєння певної системи знань та набуття комплексу навичок чи умінь. Для цього підручник з хімії треба вивчати (з олівцем та зошитом в руках). Зрозуміло, що студент відчуває значні труднощі на першому курсі через відсутність досвіду самостійної роботи. Набувається ж він завдяки настирній та систематичній роботі над підручником та з електронним навчальним курсом.

### *Методика самостійної роботи*

Основна форма домашньої роботи студентів при вивченні курсу неорганічної і біонеорганічної хімії – самостійна підготовка за підручником чи електронним навчальним курсом з дисципліни. Вивчати курс рекомендується в порядку проходження тем, притримуючись ось чого:

ознайомитись із змістом методичних порад до теми;

прочитати параграфи підручника, що належать до даної теми. При цьому необхідно лише мати загальне уявлення про основні питання до теми та відзначити особливо важкі, незнайомі чи незрозумілі положення;

перейти до детального вивчення навчального матеріалу, засвоїти теоретичні положення, математичні залежності, а також принципи складання рівнянь хімічних реакцій. Для кращого засвоєння треба скласти відповідний конспект у робочому зошиті. Особливу увагу звернути на формули та назви хімічних сполук, освоїти правила складання рівнянь хімічних реакцій.

## 3 МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

### 3.1 *Лабораторна робота 1: Основні правила техніки безпеки та експериментальних досліджень при роботі в хімічній лабораторії*

Всі роботи лабораторного практикуму з неорганічної і біонеорганічної хімії студент виконує в халаті.

З перших днів необхідно привчити себе:

- 1) працювати акуратно та уважно;
- 2) тримати робоче місце в чистоті;
- 3) не тримати на лабораторному столі сторонніх предметів.

При виконанні лабораторних робіт інколи необхідно користуватися розчинами кислот, лугів (особливо концентрованих), мати справу з хімічними сполуками, що належать частково до отруйних або токсичних речовин, а тому завжди треба суворо дотримуватись таких правил:

студентам дозволяється працювати в лабораторії лише в присутності викладача чи лаборанта;

вивчити правила техніки безпеки і під час роботи суворо їх дотримуватись. Порушення цих правил може призвести до нещасного випадку;

роботи з отруйними речовинами та з тими, що неприємно пахнуть виконувати лише у витяжній шафі;

при розведенні концентрованих кислот (особливо сірчаної) обережно вливати кислоту в воду, а не навпаки (берегти очі);

особливо уважним необхідно бути, працюючи з твердими лугами (берегти очі);

сухі реактиви брати лише чистим шпателем, спеціальною ложкою, сухою пробіркою;

працюючи з газовими пальниками, треба стежити за витоком газу (визначають за запахом);

лабораторні склянки з горючими та легко-займистими речовинами (етиловий спирт, ацетон, бензол, етиловий ефір та ін.) не можна тримати біля пальників та електронагрівальних приладів;

при спалаху спирту, бензолу та інших речовин треба негайно накрити полум'я азбестовим рядном чи засипати піском;

підігриваючи рідини чи тверді тіла, не спрямовувати отвір пробірки чи колби на себе і на тих, хто працює поряд. Не можна також нахилитися над посудиною, де відбувається реакція;

дбайливо поводитися з хімічним посудом та предметами лабораторного обладнання;

після закінчення дослідів треба ретельно вимити посуд та прибрати місце роботи.

не приймати їжу в лабораторії;

не пробувати реактиви на смак.

### ***Перша допомога при нещасних випадках***

1. При порізах склом вибрати його уламки з рани, змазати поріз 3%-м спиртовим розчином йоду або перекису водню і перев'язати.
2. При опіках полум'ям або гарячими предметами треба негайно покласти на обпечене місце вату чи марлю, добре змочену етиловим спиртом або 2 – 5%-м розчином перманганату калію.
3. При попаданні кислоти та лугів на шкіру необхідно обмити уражене місце спочатку великою кількістю води. Потім у випадку ураження кислотою промити 5%-м розчином гідрокарбонату натрію, а при ураженні лугами – 1-2%-м розчином оцтової чи борної кислоти і знову промити водою.
4. При попаданні в очі бризок кислоти чи лугу необхідно терміново промити їх великою кількістю водопровідної води, а потім 2%-м розчином гідрокарбонату натрію (якщо попала кислота) чи 2%-м розчином борної кислоти (якщо попав луг) і знову водою.
5. В усіх випадках отруєння, опіків та поранень після надання першої допомоги в лабораторії потерпілому терміново за телефоном 03 викликають швидку допомогу або відправляють у поліклініку.

### ***Основні прийоми лабораторних досліджень напівмікрометодом***

Майже всі досліді з курсу неорганічної хімії виконуються в скляних пробірках з допомогою реактивів, які вводяться в реакцію в кількостях не менше як 0,1 г твердої речовини чи 1 мл (20-30 крапель) розчину (мікрометод). Однак для економії реактивів та підвищення безпеки окремих експериментів застосовують напівмікрометод аналізу. Він відрізняється тим, що для проведення реакцій вимагається в 10-20 разів менше реагентів, тобто 4-7 крапель розчину:

1. дослідження методом напівмікроаналізу проводять у пробірках, на предметних скельцях, на спеціальних фарфорових чи пластмасових пластинках із заглиблен-

- нями, а також нанесенням реагентів на фільтрувальний папір. При цьому досліди виконують шляхом змішування кількох краплин реагентів;
2. розчини, необхідні для проведення дослідів, дозують тільки піпеткою, не витягуючи склянку з реактивом з гнізда штативу. Не можна торкатися піпеткою стінок пробірки, оскільки при цьому можна забруднити реагент у піпетці, а значить, і в склянці;
  3. при виконанні дослідів у пробірку наливати не більше як 5-10 крапель кожного реагенту з таким розрахунком, щоб загальний об'єм не перебільшував 1/5 частини об'єму пробірки;
  4. нагрівати суміш у пробірці можна лише на водяній бані;
  5. після закінчення дослідів з металами необхідно промити залишки останніх та здати їх лаборанту (забороняється викидати їх у раковину);
  6. після проведення дослідів з солями срібла необхідно злити продукти реакції в спеціальну склянку.

### *Хімічні реактиви та вимоги до них*

Основною вимогою до хімічних реактивів є їх чистота. За ступенем чистоти реактиви класифікують на:

- технічні (т.) – вміст домішок понад 2 % ;
- чисті (ч.) – вміст домішок до 2,0 % ;
- чисті для аналізу (ч.д.а.) – вміст домішок до 1 % ;
- хімічно чисті (х.ч.) – вміст домішок менше 0,1 % ;
- особливо чисті (ос.ч.) – вміст домішок 0,01 - 0,00001 % .

У хімічному аналізі не слід користуватись реактивами без етикеток або з тими, для яких не зазначено ступінь їх чистоти. Склянки з розчинами реактивів повинні мати етикетку, де вказується формула речовини, її точна або наближена концентрація та дата приготування. Склянки з розчинами реактивів повинні бути герметично закритими.

Зберігають розчини реактивів у шафах, на полицях лабораторних столів. Легкі та з сильним запахом речовини (аміак, органічні розчинники, концентровані кислоти, луги) слід зберігати у витяжній шафі. Деякі реактиви (KI, I<sub>2</sub>, KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, AgNO<sub>3</sub>, KSCN, K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>], тощо), що розкладаються під дією сонячного проміння, потрібно зберігати в склянках з темного скла.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9 : ХІМІЯ СПОЛУК ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ VII ГРУПИ (ХЛОР, БРОМ І ЙОД)

### *Методичні поради щодо самостійної підготовки*

#### ***Що треба знати:***

- 1) роль галогенів у біології. Йод як мікроелемент;
- 2) особливості електронної будови атомів галогенів;
- 3) типові ступені окислення галогенів у сполуках;
- 4) формули найважливіших кисневих і безкисневих кислот хлору і йоду;
- 5) хімічні властивості соляної та йодистоводневої кислоти;
- 6) оксиди і кисневі кислоти хлору, їх сила та окисно-відновні властивості.

#### ***Що треба вміти:***

- 1) складати електронні формули галогенів;
- 2) на основі графічного зображення зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення фтору, хлору та йоду в сполуках;
- 3) складати формули оксидів, кислот і солей галогенів;
- 4) писати рівняння реакцій, які характеризують властивості галогеноводневих кислот;
- 5) складати реакції одержання хлорного (білильного) вапна;
- 6) складати рівняння реакції, що характеризують зміни окисно-відновних властивостей ряду сполук хлору  $\text{HCl}$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ ;
- 7) способи одержання хлору, його кислот і солей у промисловості.

#### ***Про що треба мати уявлення:***

- 1) бром та його сполуки, як аналоги хлору;
- 2) роль хлоридів у засолюванні ґрунтів.

### ***Загальні питання***

У головній підгрупі VII групи знаходяться галогени: фтор, хлор, бром, йод та астат. Подібність їх властивостей зумовлена однотипною електронною конфігурацією їх атомів, де зовнішній енергетичний рівень описується електронною формулою  $ns^2np^5$ . До того ж тільки фтор не має  $d$  – підрівня і тому він виключно одновалентний. Враховуючи, що фтор найбільш електронегативний елемент, для нього характерні два ступеня окислення в сполуках (0 і 1-).

Елементи, які вивчаються відіграють велику біологічну роль і мають важливе значення в живленні рослин, тварин і людини. Будова та фізико-хімічні властивості більшості елементів міститься в основній літературі [1,2]. Знання хімічних властивостей і пояснює біологічну роль елементів.

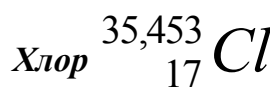
Хлор (*Cl*) в організмі входить до складу червоних кров'яних клітин (еритроцитів), хлороводневої кислоти шлункового соку (0,3 - 0,5% розчин HCl). Шлунковий сік містить багато неорганічних речовин - хлориди, сульфати, фосфати, карбонати натрію та калію, кальцію та магнію, амонію й органічні компоненти - сечовина, молочна кислота.

При втраті хлору організмом (до 20%) порушується секреція соляної кислоти залозами шлунка, спостерігається важкий стан, що супроводжується судомами.

Рослини засвоюють хлор із ґрунтових розчинів у вигляді хлорид-іонів. Хлорид-іони приймають участь у створенні мембранного потенціалу, який регулює процеси переносу неорганічних і органічних речовин крізь мембрани.

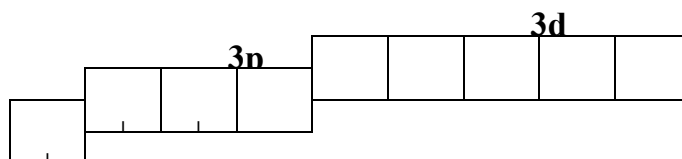
Бром (*Br*) незамінний мікроелемент, міститься в організмах тварин і людини, та в рослинах. NaBr - приймає участь в активації пепсину - ферменту шлункового соку й активізує діяльність інших ферментів. Броміди регулюють функцію центральної нервової системи.

Йод (*I*) - необхідний елемент для забезпечення нормального протікання життєвих процесів. 1/5 частина йоду в організмі людини міститься в щитовидній залозі, він є складовою частиною гормону тироксину. За добу людина потребує 0,15 - 0,3мг йоду. Головним чином, йод потрапляє в організм людини з водою й овочами. Йод здебільшого накопичується у тканинах таких водоростей, як бура водорість, морська капуста - ламінарія та ін. Нестача йоду призводить до захворювання - ендемічного зобу.

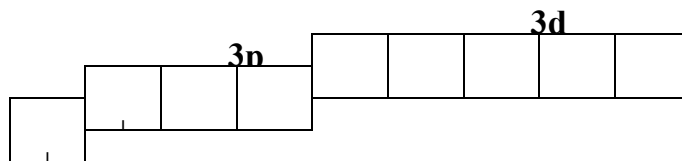


Являючись елементом третього періоду, хлор має таку електронну будову  $1s^22s^22p^63s^23p^5$ . На основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня ( $3s^23p^5$ ) для хлору можливі в сполуках такі ступіні окислення:

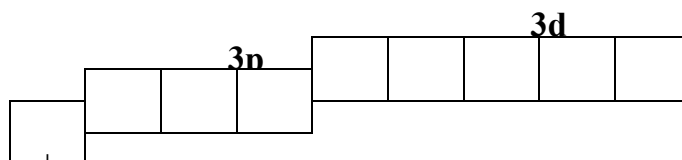
3) незбуджений стан (ступені окислення 1-, 0, 1+, наприклад, в сполуках HCl, Cl<sub>2</sub>, HClO):



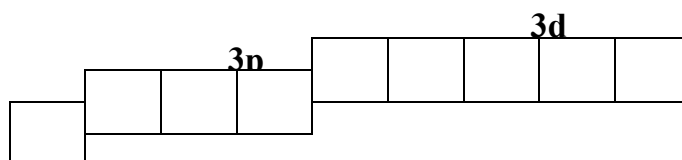
4) перший збуджений стан (ступінь окислення 3+, наприклад в сполуці HClO2):



5) другий збуджений стан (ступінь окислення 5+, наприклад, в сполуці HClO3):



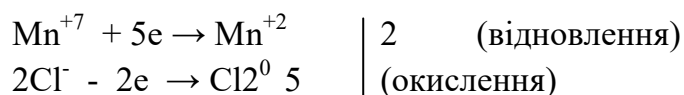
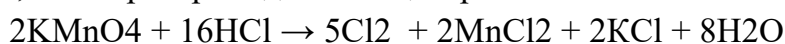
6) третій збуджений стан (ступінь окислення 7+, наприклад, в сполуці HClO4):



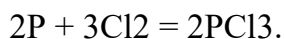
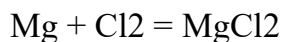
Характеристика найважливіших сполук хлору наведена в табл. 1

Хлор (Cl<sub>2</sub>) – типовий неметал з яскраво вираженими властивостями окисника (електронегативністю він поступається тільки фтору і кисню). Внаслідок високої активності хлор у природі знаходиться лише в зв'язаному стані у вигляді хлоридів: NaCl – галіт або кам'яна сіль, NaCl · KCl – сильвініт, KCl · MgCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O – карналіт, MgCl<sub>2</sub> · 5H<sub>2</sub>O – бішофіт та ін.

У промисловості хлор одержують електролізом водного розчину хлориду натрію, в лабораторії – дією концентрованої HCl на MnO<sub>2</sub> або KMnO<sub>4</sub> :



Хлор активно взаємодіє майже з усіма елементами періодичної системи. З металами він утворює солі, а неметалами – галогеноангідриди:



Галогеноангідриди гідролізують з утворенням кислот обох неметалів з відповідними ступенями окислення :  $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$  .

З киснем, вуглецем і азотом хлор безпосередньо не реагує.

Практичне значення має соляна кислота, тобто розчин хлористого водню у воді. В реакціях сполучення галогенів з воднем виявляється тенденція ослаблення окисної активності від фтору до йоду: фтор взаємодіє з воднем у темряві з вибухом,

хлор - на світлі або при нагріванні з вибухом, бром і йод – при значному нагріванні.

Наприклад,  $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$ .

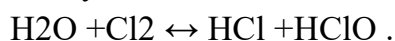
Сила кислот у ряду  $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$  зростає.

Галогени утворюють також кисневмісні сполуки: оксиди, кислоти та солі (див. табл.1).

Таблиця 1. Характеристика найважливіших сполук хлору

Ступені окислення хлору в сполуках	1-	0	1+	3+	5+	7+
Сполуки	$\text{HCl}$ , $\text{NaCl}$	$\text{Cl}_2$	$\text{Cl}_2\text{O}$ , $\text{HClO}$ , $\text{KClO}$	$\text{HClO}_2$ , $\text{NaClO}_2$	$\text{HClO}_3$ , $\text{KClO}_3$	$\text{Cl}_2\text{O}_7$ , $\text{HClO}_4$ , $\text{NaClO}_4$
Назви кислот та солей	Хлоридна кислота, Хлориди	-	Хлорнува-тиста кислота, гіпохлорити	Хлориста кислота, хлорити	Хлорнува-та кислота, хлорати	Хлорна кислота, перхлорати

Основою одержання кисневих сполук галогенів є їх взаємодія з водою та лугами. На холоді реакція протікає з установанням динамічної рівноваги:



При нагріванні така суміш реагує з утворенням хлоратів (йодатів):



Серед кисневих кислот хлору та інших галогенів найменш стійкі та найбільш слабкі такі електроліти:  $\text{HClO}$ ,  $\text{HBrO}$ ,  $\text{HIO}$ .

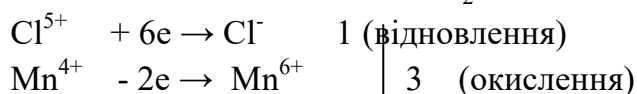
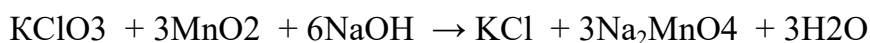
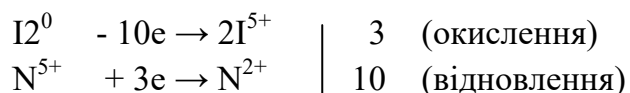
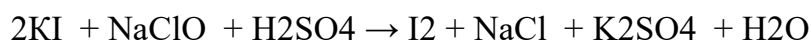
Так, під дією світла відбувається розпад  $\text{HClO}$  з виділенням активного (атомарного) кисню:  $\text{HClO} = \text{HCl} + \text{O}$ .

Активний кисень знебарвлює багато барвників, тому солі хлорнуватистої кислоти і одержали назву білильних:  $\text{NaClO}$  входить до складу засобів, що вибілюють і миють; суміш  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$  і  $\text{CaCl}_2$ , яка відома під назвою хлорного або білильного вапна, застосовується в сільському господарстві для дезинфекції і знезараження приміщень, складів, трупів тварин.

Для сільськогосподарської практики мають значення хлорати натрію, магнію та кальцію -  $\text{NaClO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$ , які використовуються як гербіциди суцільної дії для боротьби з бур'янами. В окисно-відновних реакціях  $\text{Cl}$  (1-) є виключно відновником, а  $\text{Cl}$  (7+) - тільки окисником. Галогени з проміжними ступенями окислення ( $\text{Cl}^0$ ,  $\text{Cl}$  (+),  $\text{Cl}$  (3+),  $\text{Cl}$  (5+)) можуть бути окисниками

(головним чином) і відновниками. Окислювальна активність сполук зростає від Cl (7+) до Cl (1+).

Наприклад:



### *Досліди до лабораторної роботи*

**Дослід 1. Добування хлору** (дослід виконується під тягою!)

**А.** Помістити у пробірку 2-3 кристали перманганату калію і поставити її у штатив. Обережно додати декілька крапель концентрованої соляної кислоти. Який газ виділяється (визначити по запаху і по кольору)? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** У пробірку насипати трохи дихромату калію і додати 5-8 крапель концентрованої соляної кислоти. Суміш легко підігріти. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 2. Окисні властивості хлорної води**

А. Налити у дві пробірки по 1 мл розчинів броміду калію та йодиду калію. У кожен пробірку додати 0,3 - 0,5 см<sup>3</sup> бензолу. Збовтати. Звернути увагу на колір бензольного шару. Додати у кожен пробірку по 0,5 мл хлорної води. Енергійно збовтати. Чи змінився колір бензольного шару? Написати відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. До 1 см<sup>3</sup> розчину сульфідру натрію долити 0,5 см<sup>3</sup> хлорної води. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 3. Якісна реакція на йон хлору

У три пробірки налити по 3-4 краплі розчинів наступних хлоридів: у першу - хлориду калію, у другу - хлориду барію, у третю - хлориду заліза (III). В кожен пробірку додати по 2 краплини розчину нітрату срібла. Порівняти результати спостережень у всіх трьох пробірках. Що між ними спільного? Скласти рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

У всі пробірки додати по 2-4 краплі концентрованого розчину аміаку і розмішати. Що відбувається з осадом? Чому осад у третій пробірці не розчинився? Що сталося з його кольором?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Додати у кожен пробірці по 2-3 краплі концентрованої азотної кислоти. Які зміни відбуваються? Що можна сказати про поведінку хлориду срібла в аміаку і кислому середовищі?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4. Взаємодія соляної кислоти з металами**

У три пробірки помістити: у першу - 1-2 гранули цинку, у другу - трохи залізних стружок, у третю - мідних стружок. В кожен пробірку додати розведеної соляної кислоти і спостерігати, які з цих металів взаємодіють із соляною кислотою. Скласти рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5. Окисні властивості хлорного вапна**

А. До 1 см<sup>3</sup> підкисленого розчину йодиду калію додати краплинами насичений розчин хлорного вапна і спостерігати за виділенням вільного йоду.

Додати кілька краплин розчину крохмалю. Що при цьому спостерігається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б. Налити у пробірку 1 см<sup>3</sup> розчину сульфату заліза (II). Додати такий же об'єм луку. Відмітити колір осаду, що утворився. Скласти рівняння реакції. Одержаний розчин з осадом збовтати і додати 0,5-1 см<sup>3</sup> насиченого розчину хлорного вапна. Чому змінився колір осаду? Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

#### Дослід 6. Окисні властивості хлоратної кислоти

А. У дві пробірки налити рівні об'єми розчинів КСlO<sub>3</sub> і КI (по 1 см<sup>3</sup>). В одну з пробірок додати трохи розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Що відбувається? Порівняти колір розчинів в обох пробірках. Написати рівняння реакцій і пояснити результати досліду, враховуючи, що окислювальні властивості у розчині характерні лише для HClO<sub>3</sub>, а не для її солей.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 7. Добування йоду

**А.** В сухій пробірці змішати декілька кристалів йодиду калію з невеликою кількістю  $MnO_2$ , додати до суміші 2-3 краплі концентрованої сірчаної кислоти. Якщо реакція відбувається повільно, пробірку трохи підігріти. Спостерігати виділення газоподібного йоду у вигляді фіолетової пари.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**В.** У дві пробірки з розчином йодиду натрію або калію додати по 4-5 крапель бензолу. В одну з пробірок прилити 3-5 крапель хлорної води, в другу - таку ж кількість бромної води. Розчини збовтати. Відмітити забарвлення, якого набув шар органічного розчинника.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 8. Йод-крохмальна реакція, її чутливість до нагрівання

У пробірку налити 8-10 крапель йодної води і додати 1-2 краплі розчину крохмалю. Відмітити забарвлення розчину. Нагріти пробірку на водяній бані до  $80^{\circ}C$ . Як змінилося забарвлення? Розчин охолодити до кімнатної температури. Що відбувається із забарвленням розчину після охолодження?

Пояснити синє забарвлення йодної води при додаванні розчину крохмалю. Чому із зміною температури забарвлення зникає і знову з'являється ? Зробити висновок.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 9. Взаємодія йоду з металами**

**А.** У дві пробірки внести окремо по 5-8 крапель йодної води. Додати по 1 мікрошпателю порошку цинку та магнію. Спостерігати знебарвлення розчинів. Написати відповідні рівняння реакцій, вказати окисник і відновник.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 10. Відновні властивості йодид-іонів**

**А.** Внести у пробірку 2-3 краплі розчину хлориду заліза (III) і додати 2-3 краплі бензолу. Додати 1-2 краплі розчину йодиду калію або натрію, збовтати. Спостерігати забарвлення бензольного шару. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** Помістити у пробірку 2-3 краплі розчину  $K_2Cr_2O_7$ , додати таку ж кількість розведеної сірчаної кислоти і 3-4 краплі бензолу. До цієї суміші додати 2-3 краплі йодиду натрію або калію, суміш збовтати. Пояснити забарвлення бензольного шару

у малиново-фіолетовий (фіалковий) колір. Скласти рівняння реакції, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 11.** *Окисні властивості йодат-іонів*

В пробірку налити 5-7 крапель розчину йодиду калію і 2-3 краплі сірчаної кислоти. Розчин збавити і додавати по краплям розчин йодату калію до появи темно-бурого кольору йоду, наявність якого можна підтвердити внесенням 1-2 крапель розчину крохмалю. Скласти рівняння реакції йодиду калію з йодатом калію з утворенням вільного йоду. Дати окисно-відновну характеристику йодатам.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 12.** *Відновні властивості йоду*

До 2-3 крапель йодної води додати 1 краплю розчину крохмалю і 2-3 краплі свіжої хлорної води. Чи зникає синє забарвлення розчину? Написати рівняння реакції. Які властивості проявляють у даній реакції хлор та йод ?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 13.** *Реакції виявлення йодид-іонів*

**А.** У пробірку налити 3-4 краплі розчину йодиду калію або натрію і додати 1-2 краплі розчину нітрату срібла. Визначити колір та структуру осаду йодиду срібла. Скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Одержаний осад розділити на дві пробірки і в одну з них додати 1-2 краплі розчину азотної кислоти, в другу - розчин амоніаку. Зробити висновок про відношення йодиду срібла до азотної кислоти та амоніаку.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** Налити у пробірку 2-3 краплі розчину йодиду калію або натрію і додати таку ж кількість розчину нітрату свинцю. Спостерігати утворення  $PbI_2$  яскраво-жовтого кольору. Далі додати у пробірку 8-10 крапель дистильованої води і декілька крапель оцтової кислоти та підігріти до розчинення осаду. Поступово розчин охолоджувати і спостерігати появу осаду  $PbI_2$  у крупнокристалічній формі (блискучі золотисто-жовті лусочки).

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Завдання для самостійної роботи

*Скласти рівняння наступних реакцій:*

- 1)  $F_2 + H_2O \rightarrow$
- 2)  $NH_3 + F_2 \rightarrow$
- 3)  $HI + O_2 \rightarrow$
- 4)  $NaBr + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow$

- 5)  $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- 6)  $\text{MnSO}_4 + \text{HClO} + \text{NaOH} \rightarrow$
- 7)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{HClO} + \text{KOH} \rightarrow$
- 8)  $\text{I}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 9)  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 10)  $\text{HClO}_3 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 11)  $\text{KClO}_3 + \text{P} \rightarrow$
- 12)  $\text{Cl}_2 + \text{KBr} + \text{KOH} \rightarrow$
- 13)  $\text{NaBrO}_3 + \text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
- 14)  $\text{HCl} + \text{HClO}_4 \rightarrow$
- 15)  $\text{KNO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 16)  $\text{KI} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$
- 17)  $\text{PH}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 18)  $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
- 19)  $\text{CuI}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 20)  $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$

### *Питання для самоперевірки*

1. Скільки атомів містять молекули галогенів?
2. Охарактеризуйте тип хімічного зв'язку в молекулі Хлору.
3. Хлор розміщений у VII групі періодичної системи. Чому ж він виявляє валентність 1, 3 і 5?
4. Скільки електронів у атома Хлору на зовнішньому енергетичному рівні і скільки із них валентних?
5. Які ступені окиснення може мати Хлор і чи може він бути у збудженому стані?
6. Виходячи із положення Хлору у періодичній системі і будови атома, охарактеризуйте його окисні і відновні властивості.
7. У чому принципова сутність добування вільного Хлору з його сполук? Навести приклади відповідних реакцій.
8. Чому атомарний Хлор має більшу окисну здатність, ніж молекулярний?
9. Які хімічні властивості притаманні для Хлору?
10. Чи може Хлор бути відновником?
11. Як змінюється окисна та відновна активність галогенів у групі?
12. Які ступені окислення характерні для фтору і чим відрізняються від нього інші галогени?

13. Напишіть формули чотирьох кисневмісних кислот хлору і вкажіть серед них найсильнішу кислоту і найсильніший окисник.
14. Які хімічні реакції необхідно провести, щоб одержати хлорне вапно, маючи  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CaO}$  і  $\text{H}_2\text{O}$  ?
15. Скласти рівняння реакцій, які характеризують перетворення речовин у ряду:  
 $\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{HClO}_3 \rightarrow \text{HCl}$
16. Написати рівняння реакцій і назвати продукти взаємодії Хлору з водою, з лугами на холоді та при нагріванні.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 10 : ХІМІЯ СПОЛУК ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ VI ГРУПИ ( КИСЕНЬ І СІРКА )

### *Методичні поради щодо самостійної підготовки*

#### ***Що треба знати:***

- 1) роль кисню та сірки в життєдіяльності рослин і тварин;
- 2) особливості електронної будови атомів елементів VI групи, типові ступені окислення і характер зв'язків у молекулах;
- 3) алотропія елементних станів кисню та сірки;
- 4) реакції одержання кисню та сірки;
- 5) пероксид водню, його кислотні та окисно-відновні властивості;
- 6) склад і будова найважливіших оксидів, кисневих і безкисневих кислот сірки;
- 7) використання сірчаної кислоти у виробництві добрив.

#### ***Що треба вміти:***

- 1) складати електронні формули елементів підгрупи кисню;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначати валентність і ступені окислення кисню і сірки в сполуках;
- 3) складати формули оксидів, кислот і солей сірки;
- 4) записувати рівняння реакцій, які характеризують окисно-відновні властивості кисню і пероксиду водню;
- 5) складати реакції одержання сірчаної кислоти, враховуючи етапи промислового виробництва;
- 6) складати реакції, що характеризують зміни окисно-відновних властивостей у сполуках сірки  $H_2S$ ,  $S$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $H_2SO_4$

#### ***Про що треба мати уявлення:***

- 1) тіосірчані сполуки, їх будова і властивості;
- 2) селен як аналог сірки. Його застосування в електронній техніці;
- 3) озон та захисну дію озонового шару атмосфери.

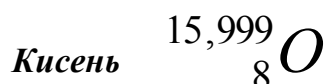
### ***Загальні питання***

Елементи головної підгрупи VI групи прийнято поділяти на типові (кисень, сірка) і підгрупу селену (селен, телур, полоній). Їх загальна назва халькогени, тобто рудоутворювачі.

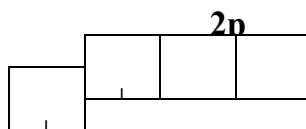
Кисень і сірка – активні неметали, до того ж кисень за своєю електронегативністю стоїть на другому місці після фтору. Зверху вниз у групі простежується чіткий перехід від неметалів до металів (полоній), оскільки в атомах елементів Se, Te і Po електрони зовнішнього рівня екрануються від ядра десятьма d – електронами передзовнішнього рівня, що послаблює їх зв'язок з ядром і сприяє проявленню металічних властивостей у характері цих елементів. На зовнішньому енергетичному рівні атомів цих елементів міститься по шість електронів.

Оксиген (O) - входить до складу повітря, води, ґрунту, живих організмів, продуктів харчування, одягу та ін. Кисень - основа процесу горіння, сировина для енергетики, металургії, тощо.

Сірка (сульфур, S) важливий елемент, який добувають із піриту FeS<sub>2</sub> і використовують для виробництва сульфатної кислоти. Сірка міститься у складі деяких білкових речовин тваринного й рослинного походження. Гострий смак і запах часнику, цибулі, хрону й гірчиці обумовлений органічними сполуками сірки.



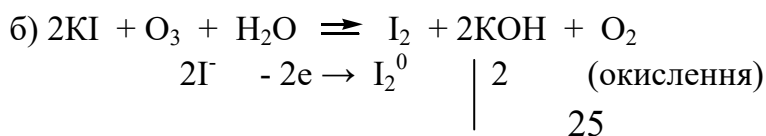
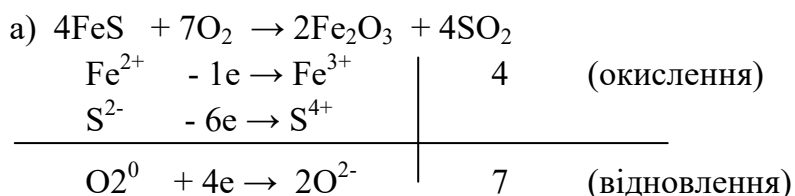
Елемент другого періоду, його електронна формула має вигляд  $1s^2 2s^2 2p^4$



Виходячи з будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня і електронегативності кисню, для нього найхарактернішим ступенем окислення буде 2-, крім того; у сполуці з фтором ступінь окислення кисню 2+ (наприклад, OF<sub>2</sub>), а в пероксидах 1- (наприклад, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).

Кисень, як і фтор, утворює сполуки з усіма елементами, крім гелію, неону і аргону. Атомарний кисень дуже активний і легко утворює молекули O<sub>2</sub> або алотропну модифікацію кисню – озон O<sub>3</sub>.

Для кисню в елементному стані найбільш характерна роль окисника в реакціях:

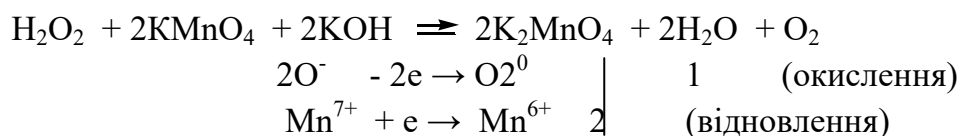




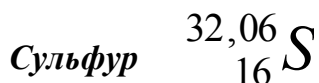
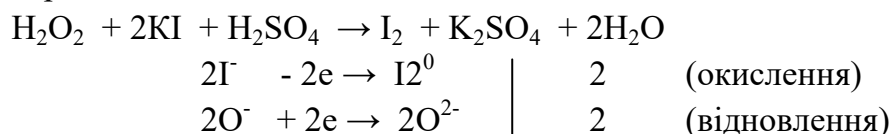
Сполуки кисню, в яких ступінь його окислення дорівнює 1-, називають пероксидами. Прикладом може бути пероксид водню  $H_2O_2$ , у молекулі якого два атоми кисню зв'язані між собою ковалентним неполярним зв'язком.

Водневий розчин пероксиду водню (пергідроль) являє собою слабку двохосновну кислоту.

Проміжний ступінь окислення кисню в пероксидах зумовлює його окисно-відновну двоїстість у реакціях. У присутності сильного окисника  $H_2O_2$  є відновником:



У реакціях з сильним відновником  $H_2O_2$  виявляє властивості окисника:



На відміну від кисню атом сульфуру має в зовнішньому електронному шарі вільний d підрівень:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 3d^0$

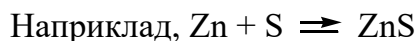
Відповідно до цього сірка може утворювати сполуки за рахунок двох, чотирьох і шести неспарених електронів, тобто виявляти такі ступені окислення: 2-, 0, 2+, 4+, 6+.

Характеристика найважливіших сполук сірки наведена в табл. 2.

Сірка типовий неметал, який поступається електронегативністю тільки галогенам, кисню та азоту і тому окислюється ними:




Як окисник сірка при підвищеній температурі взаємодіє з металами і воднем.



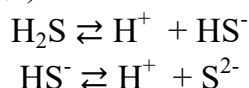
Таблиця 2. Характеристика найважливіших сполук сірки

Ступені окислення сульфуру	2-	0	2+	4+	6+
----------------------------	----	---	----	----	----

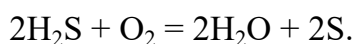
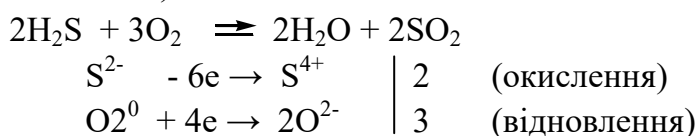
Сполуки	H <sub>2</sub> S, CuS	S	SO	SO <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	SO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Назва відповідних кислот і солей	Сірко- воднева кислота, Сульфіди	-	-	Сірчиста кислота, сульфіти	Сірчана кислота, сульфати
Хімічні властивості	Тільки Відновник	Властивості окисника і відновника	Нестійкий	Переважають відновні властивості над окисними	Тільки окисник
					 Посилення кислотних властивостей

Сірководень (H<sub>2</sub>S) – газ, утворюється в природі при дії гнильних бактерій на сірковмісні білки, тому його запах асоціюється з запахом тухлих яєць. Вдихання чистого сірководню може призвести до миттєвої смерті; навіть його 0,01%-й вміст у повітрі небезпечний для людини.

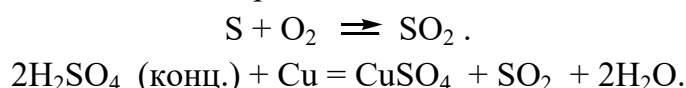
Водний розчин H<sub>2</sub>S – це слабка двоосновна кислота, тому існують кислі й середні солі (сульфіди і гідросульфіди):



H<sub>2</sub>S – сильний відновник. На повітрі горить з утворенням SO<sub>2</sub> або S (при недостатчі кисню):



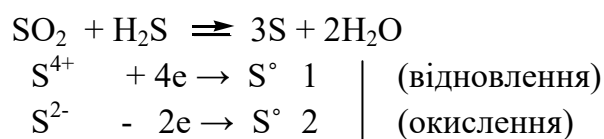
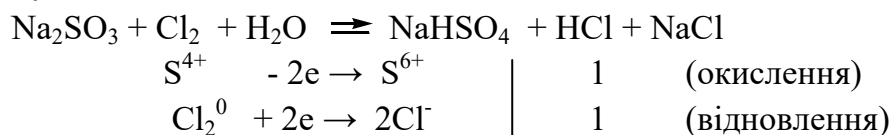
Діоксид сірки (SO<sub>2</sub>) – сірчистий газ, який одержують при горінні сірки, обпалюванні сульфідів і відновленні сірчаної кислоти:



Водний розчин SO<sub>2</sub> називається сірчистою кислотою, яка в безводному стані невідома. Розчин H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> є кислотою середньої сили і може утворювати кислі й

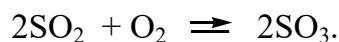
середні солі. Солі сірчистої кислоти при дії на них сильних кислот розпадаються з виділенням  $\text{SO}_2$ , на цьому засноване одержання діоксиду сірки в лабораторії:  
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

Проміжний ступінь окислення в сполуках сірки (IV) зумовлює їх окисно-відновну двоїстість:



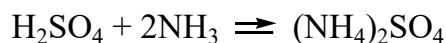
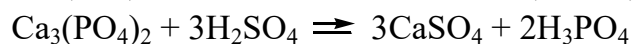
$\text{SO}_2$  застосовується для обкурювання підвалів, погребів з метою боротьби з плісневими грибами. Гідросульфит кальцію  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$  разом з сірчистою кислотою використовується для сульфитації – одного із способів консервування ніжних плодів і овочів.

Триоксид сірки ( $\text{SO}_3$ ) – сірчаний ангідрид. У промисловості одержують окисленням  $\text{SO}_2$  в присутності каталізатора (Pt):

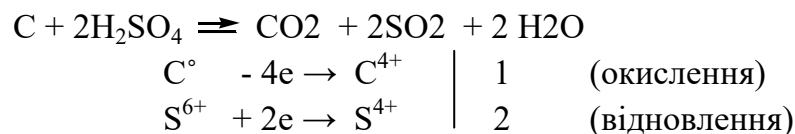


За рахунок взаємодії  $\text{SO}_3$  з водою або розведеною сірчаною кислотою одержують сірчану кислоту:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_4$ .

Сильні кислотні властивості розчинів  $\text{H}_2\text{SO}_4$  є основою для її використання у виробництві мінеральних добрив (суперфосфату простого і подвійного, сульфату амонію):



Концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - сильний окисник. Неметали окислюються нею до своїх оксидів, а сама  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відновлюється до  $\text{SO}_2$ :



## *Досліди до лабораторної роботи*

### *Дослід 1. Добування кисню*

У суху пробірку насипати приблизно 0,5 г кристалічного  $\text{KMnO}_4$ . Закріпити пробірку вертикально в лапці штатива, обережно нагріти у полум'ї пальника. Як виявити виділення кисню? Написати рівняння реакції розкладу  $\text{KMnO}_4$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### *Дослід 2. Добування кисню*

Провести аналогічний до попередніх дослід з бертолетовою сіллю. Коли сіль при нагріванні розплавиться, зробити пробу на виділення  $\text{O}_2$  тліючою скіпкою. Чи інтенсивно виділяється кисень? Відставити пальник, вкинути у пробірку з  $\text{KClO}_3$  маленьку шіпку  $\text{MnO}_2$ . Швидко зробити пробу на виділення кисню. Порівняти інтенсивність виділення  $\text{O}_2$  до і після додавання  $\text{MnO}_2$ . Яку роль відіграє в цій реакції  $\text{MnO}_2$ ?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### *Дослід 3. Окисні властивості $\text{H}_2\text{O}_2$*

У пробірку внести 5 крапель розчину  $\text{KI}$  і 3 краплі розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Чи змінився колір розчину? Яка відбулася реакція? Випробувати розчин на наявність йоду за допомогою 1-2 крапель розчину крохмалю.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### *Дослід 4. Окисні властивості $\text{H}_2\text{O}_2$ .*

У пробірку з 3-5 краплями розчину  $Pb(NO_3)_2$  додати 2-3 краплі розчину  $Na_2S$ . Чорний осад  $PbS$  що утворився обробити 3 краплями 3% розчину  $H_2O_2$ . Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5. Відновні властивості  $H_2O_2$**

У пробірку взяти 1-2 краплі розчину  $KMnO_4$ , підкислити його  $H_2SO_4$ , додати 5-6 крапель розчину  $H_2O_2$ . Чи змінився колір розчину? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 6. Окиснення сірки азотною кислотою. (Під тягою!)**

Налити у пробірку 0,5÷1,0 мл концентрованої  $HNO_3$  і додати невелику кількість порошку сірки. Пробірку помістити на водяну баню і нагріти до кипіння. Спостерігати поступове розчинення сірки. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 7. Відновні властивості  $H_2S$ . (Під тягою!)**

Налити у 3 пробірки по 1÷2 мл сірководневої води і додати по краплям: у першу пробірку хлорної води, у другу - бромної води, у третю - концентрованої азотної кислоти. У всіх трьох пробірках утворюється вільна сірка у вигляді білої каламуті. Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 8. Добування і розчинність оксиду сірки (IV). (Під тягою!)**

Насипати у пробірку біля 2 г кристалічного  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , долити 3-5 мл 40% розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і закрити пробірку пробкою з газовідвідною трубкою. Якщо реакція відбувається повільно, пробірку треба трохи підігріти. Сірчистий газ що виділяється пропускати в другу пробірку з водою. Одержаний розчин сірчистої кислоти використати у послідуючих дослідах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 9.** Відновні властивості сірчистої кислоти та її солей. (Під тягою!)

Помістити у п'ять пробірок по 5-8 крапель розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  і додати по 5-8 крапель розчину сірчаної кислоти, а далі по 3-5 крапель: у 1 пробірку - бромної води, у 2 - йодної води, у 3 - розчину  $\text{KMnO}_4$ , у 4 - розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , у 5 - 1÷2 краплі  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Що спостерігається? Теж саме виконати, взявши замість сірчистої кислоти розчин сульфату натрію.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 10.** Окисні властивості сірчистої кислоти. (Під тягою!)

Помістити у пробірку 5÷8 крапель сірчистої кислоти і додати таку ж кількість сірководневої води. Спостерігати утворення каламуті вільної сірки. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 11.** Нестійкість тіосірчаної кислоти.

До 5 краплин розчину тіосульфату натрію додати рівний об'єм розчину хлористоводневої кислоти. Чим пояснити появу каламуті? Зобразити графічну формулу тіосульфату натрію. Написати рівняння реакції, для якої потрібно скласти електронний баланс.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 12.** Відновні властивості тіосульфату натрію. (Під тягою!)

Налити у пробірку 2-3 мл дистильованої води, розчинити в ній невелику кількість тіосульфату натрію. Розчин розділити на 2 пробірки. Додати в одну з них декілька краплин хлорної води і переконатися в тому, що запах хлору зник. Довести наявність іонів  $\text{SO}_4^{2-}$  у розчині за допомогою розчину  $\text{BaCl}_2$ .

До розчину у 2-й пробірці додати 2-3 краплини розчину крохмалю, а далі 3÷5 краплин йодної води і спостерігати за знебарвленням розчину йоду. Написати рівняння реакцій, враховуючи, що йод окислює  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до тетратіонату натрію  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 13.** *Взаємодія сірчаної кислоти з цинком. (Під тягою!)*

Помістити у дві пробірки по одному шматочку металічного цинку, далі додати у 1 пробірку декілька краплин розведеної, а у 2 - концентрованої сірчаної кислоти. У 1-й пробірці реакція відбувається енергійно з виділенням газу. Чи має запах цей газ? Зверніть увагу на те, що у концентрованій сірчаній кислоті цинк майже не розчиняється. Трохи підігрійте пробірку і спостерігайте за перебігом реакції. Чи має запах газ що виділяється? (Обережно!) Підігріти пробірку сильніше і спостерігати за утворенням у розчині каламуті сірки.

Написати рівняння реакцій, враховуючи, що концентрована сірчана кислота в залежності від температури може відновлюватися цинком до оксиду сірки (IV), вільної сірки та сірководню.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Завдання для самостійної роботи:**

- $\text{H}_2\text{Se} + \text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{PbO}_2 \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$
- $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
- $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$
- $\text{Hg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (конц)} \rightarrow$

9.  $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
10.  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
11.  $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
12.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
13.  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
14.  $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
15.  $\text{KI} + \text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
16.  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
17.  $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
18.  $\text{H}_2\text{SeO}_3 + \text{HClO}_3 \rightarrow$
19.  $\text{O}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
20.  $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{CrO}_4 \rightarrow$

### *Питання для самоперевірки*

1. Скільки електронів у атома Сульфуру на зовнішньому енергетичному рівні і скільки із них валентних?
2. Показати всі можливі ступені окиснення сірки в сполуках. При яких ступенях окиснення сірка має двоякі окисні та відновні властивості?
3. Чи можна для одержання сірководню використати реакції взаємодії сульфідів з азотною кислотою; оцтовою кислотою?
4. Скласти рівняння реакцій одержання сульфідів двома різними способами.
5. Чи можна для осушення сірчастого газу використати концентровану сірчану кислоту, луг?
6. Пояснити різницю в окисних властивостях розчинів сірчаної кислоти концентрованої і розведеної. Порівняти продукти взаємодії розведеної і концентрованої сірчаної кислоти з цинком.
7. Визначити ступені окислення кисню і сірки в таких сполуках:  
 $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{CaO}$ ,  $\text{BaO}$ ,  $\text{OF}_2$ ,  $\text{S}_8$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{S}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
8. В яких випадках кисень виявляє властивості відновника?
9. Чому сірководень не може бути окисником?
10. Скласти рівняння реакцій одержання сірчаної кислоти, дотримуючись такого ряду перетворень:  
 $\text{FeS}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
11. Скласти рівняння реакцій відповідно до ряду перетворень:  
 $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4$ .

**Лабораторна робота 11** : Хімія сполук елементів головної підгрупи V групи (азот і фосфор)

**Методичні поради щодо самостійної підготовки**

**Що треба знати:**

- 1) значення азоту і фосфору як біогенних елементів;
- 2) кругообіг азоту в природі (мінеральні добрива – ґрунт – амінокислоти, білки, нуклеїнові кислоти рослин – тварини – ґрунт);
- 3) особливості будови атомів елементів V групи;
- 4) типи хімічних зв'язків у сполуках азоту і фосфору;
- 5) формули оксидів азоту і фосфору та їх найважливіших кислот;
- 6) аміак, його властивості, одержання і застосування;
- 7) хімічні властивості азотної та фосфорної кислот.

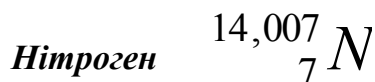
**Що треба вміти:**

- 1) складати електронні формули азоту і фосфору;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення азоту і фосфору;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують кислотні властивості оксидів;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших азотних і фосфорних добрив;
- 5) складати рівняння, які підтверджують сильні окисні властивості азотної кислоти.

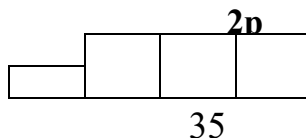
**Про що треба мати уявлення:**

- 1) поліфосфати і циклофосфати, їх будову і перспективи використання;

**Загальні питання**



Елемент другого періоду головної підгрупи V групи періодичної системи Д.І. Менделєєва. Електронна формула  $1s^2 2s^2 2p^3$ . На основі графічного зображення зовнішнього енергетичного рівня ( $2s^2 2p^3$ ) для азоту можливі такі валентні стани і ступені окислення:

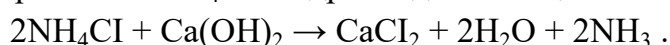




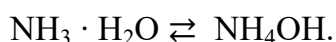
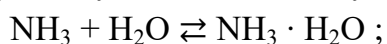
Валентність III (за рахунок трьох неспарених електронів 2p-підрівня). Валентність IV (три – за рахунок неспарених 2p-електронів, четвертий зв'язок – за донорно-акцепторним механізмом з використанням 2s-електронів.) Ступені окислення 3-, 2-, 1-, 0, 1+, 2+, 3+, 4+, 5+.

Азот – типовий неметал, електронегативністю (3, 0) поступається лише фтору і кисню. В табл.9 наведені найпоширеніші сполуки азоту різних ступенів окислення (від 3- до 5+).

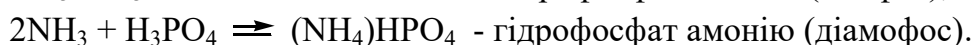
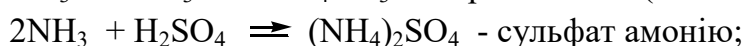
Амоніак (NH<sub>3</sub>) – безбарвний газ з різким запахом. У лабораторії можна одержати нагріванням NH<sub>4</sub>Cl з гідроксидом кальцію



Проявляючи в реакціях основні властивості, аміак може реагувати з водою і з кислотами. Добре розчиняючись у воді (31% при 20°C), він практично не утворює гідроксиду NH<sub>4</sub>OH, а з'єднується з H<sub>2</sub>O за допомогою водневого зв'язку:



Взаємодією аміаку з кислотами одержують такі цінні добрива:

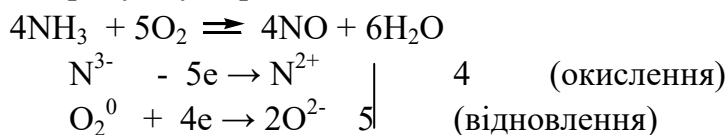


Таблиця 3. Характеристика найважливіших сполук азоту

Ступені окислення азоту в сполуках	-	-	-	1	0	+	+	2	+	+	+
Сполуки нітрогену	NH <sub>3</sub> (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	NH <sub>2</sub> OH	N <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O	NO (N <sub>2</sub> O <sub>2</sub> )	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	NO <sub>2</sub> (N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> )	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
Властивості в реакціях, які відбуваються без зміни ступеня окислення	Основні; прото-ноакцептор	Основні; прото-ноакцептор	Слабка основа	Мало-активний	Індиферентні оксиди	Кислотні оксиди					
						HNO <sub>2</sub>	HNO <sub>2</sub> <sup>+</sup> HNO <sub>3</sub>	HNO <sub>3</sub>			

Властивості в реакціях, які відбуваються зі зміною ступеня окислення	Тільки відновник	Переважають відновні властивості над окисними	Окисник; по відношенню до F <sub>2</sub> і O <sub>2</sub> відновник	Окисники та відновники (залежно від умов реакції)	Тільки окисник
----------------------------------------------------------------------	------------------	-----------------------------------------------	---------------------------------------------------------------------	---------------------------------------------------	----------------

Окислюючи аміак, одержують оксид азоту (NO), який використовують як проміжний продукт у виробництві HNO<sub>3</sub>:

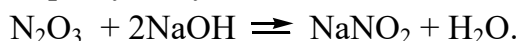


Оксид азоту (III) і азотиста кислота.

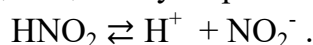
Оксид азоту (III) є ангідридом азотистої кислоти:



Як кислотний оксид він реагує з лугами:



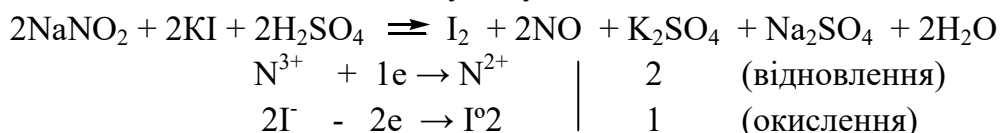
Азотиста кислота (HNO<sub>2</sub>) дисоціює з утворенням іонів водню



При її нагріванні, а також дії сильних кислот відбувається процес диспропорціонування

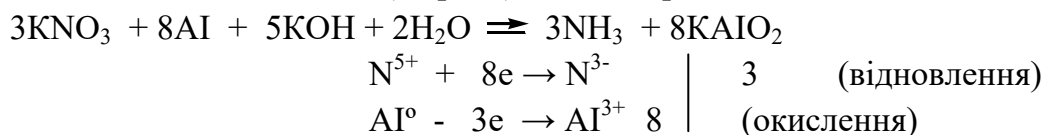


Азотиста кислота та її солі можуть бути відновниками і окисниками:



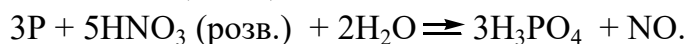
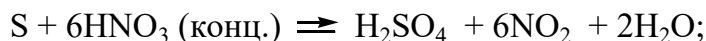
Оксид азоту (V) і азотна кислота.

Азотна кислота та її солі (нітрати) мають виражені окисні властивості:



Особливість азотної кислоти полягає в тому, що вона взаємодіє з багатьма металами і неметалами, окислюючи їх. При цьому завжди відбувається відновлення N (5+) , а не H (1+). Як правило, серед продуктів відновлення переважають NO і NO<sub>2</sub> . Активні метали (Mg , Zn , Ca та інші) відновлюють розведену HNO<sub>3</sub> до N<sub>2</sub> і до NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>.

При цьому одночасно може виділятися кілька продуктів відновлення N (5+). Проте запис рівнянь таких реакцій, як правило, умовний і в продуктах указують одну сполуку (NO<sub>2</sub>, NO, N<sub>2</sub> або NH<sub>3</sub>), яка утворюється в більшій кількості:



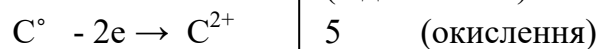
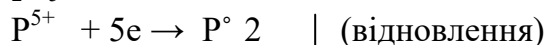
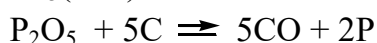
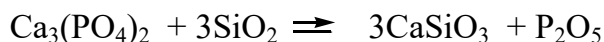
Найбільше практичне значення мають солі азотної кислоти – нітрати натрію, калію, амонію, кальцію. Їх називають селітрами і у великих кількостях використовують як добрива. Азот (нітроген, N) входить до складу найважливіших неорганічних сполук - амоніаку, нітратної кислоти, мінеральних добрив - KNO<sub>3</sub>, NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.

### Фосфор $\begin{matrix} 30,974 \\ 15 \end{matrix} P$

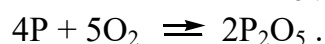
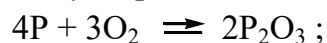
Електронна формула фосфору 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>2p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>3d<sup>0</sup>. Конфігурація зовнішнього електронного шару атома фосфору: 3s<sup>2</sup>3p<sup>3</sup>3d<sup>0</sup>. На відміну від атома азоту атом фосфору має вакантні d-орбіталі, що дає змогу йому переходити в збуджений стан при “розпаровуванні” 3s-електронів. Відповідно до сучасних уявлень для атома фосфору типові такі ступені окислення: 3-, 0, 3+, 5+. У табл.4 наведені найпоширеніші сполуки фосфору.

Фосфор (P) також елемент-органоген. 90% його в організмі людини міститься у кістках, зубах. Величезне значення фосфор має для живлення рослин у складі мінеральних добрив.

Фосфор одержують з природних фосфатів відновленням вугіллям парів P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, які виділяються з розплаву (при 1500 °C) за реакцією:



За хімічними властивостями фосфор поводить себе як типовий неметал. Він реагує з киснем, утворюючи кислотні оксиди:

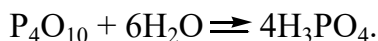


Таблиця 4. Характеристика найважливіших сполук фосфору

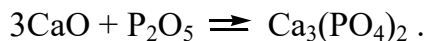
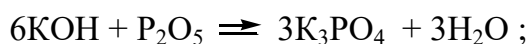
Ступені окислення фосфору в сполуках	3-	0	1+	3+	5+
Сполуки фосфору	$\text{PH}_3$	$\text{P}$ ( $\text{P}_2, \text{P}_4, \text{P}_n$ )	$\text{H}_3\text{PO}_2$	$\text{P}_2\text{O}_3, \text{H}_3\text{PO}_3$	$\text{P}_2\text{O}_5,$ $\text{H}_3\text{PO}_4,$ $\text{HPO}_3,$ $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
Хімічні властивості	Тільки відновник	Окисник і відновник	Фосфорнуватиста кислота, сильний відновник	Фосфориста кислота, відновник	Фосфорний ангідрид і фосфорні кислоти, тільки окисники

Оксид фосфору (V), фосфорна кислота, фосфати.

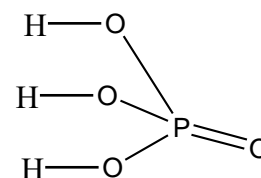
$\text{P}_2\text{O}_5$  ( $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ) – білий порошок, дуже гігроскопічний, є найефективнішим агентом для висушування. При взаємодії з водою утворює фосфорну кислоту:



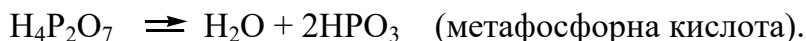
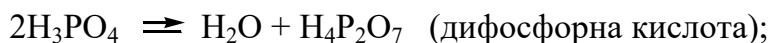
Кислотні властивості  $\text{P}_2\text{O}_5$  виявляються у здатності його взаємодіяти з гідроксидами і основними оксидами:



Ортофосфорна кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – триосновна:

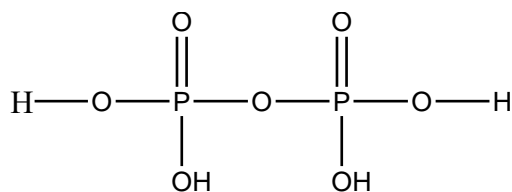


При нагріванні відбувається зневоднення ортофосфорної кислоти і утворення циклічних або лінійних поліфосфорних кислот, серед яких найбільше значення мають дифосфорна і метафосфорна:

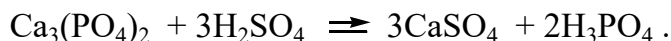


Метафосфорна кислота в дійсності являє собою неорганічний полімер циклічної будови, найчастіше з три- і чотириланцюжковими кільцями:  $(\text{HPO}_3)_3$  і  $(\text{HPO}_3)_4$ .

Дифосфорна кислота та інші конденсовані фосфорні кислоти такої ж структури є лінійними неорганічними полімерами:

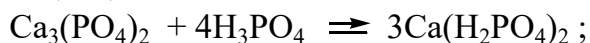


В умовах виробництва фосфорних добрив екстракційну фосфорну кислоту одержують дією сірчаної кислоти на  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , який входить до складу природних фосфоритів і апатитів:



Фосфорна кислота утворює одно-, дво- і тризаміщені солі. Наприклад,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  - дигідрофосфат натрію,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  - гідрофосфат натрію,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  - фосфат натрію.

Здатність фосфорної кислоти взаємодіяти з металами, основними оксидами, гідроксидами і солями слабких кислот використовується в промисловості для одержання мінеральних добрив:



(реально одержують  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  – подвійний суперфосфат.)

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$  - одержання простого суперфосфату. Реальний склад простого суперфосфату:  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2[\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]$ .

### *Досліди до лабораторної роботи*

#### *Дослід 1. Добування азоту*

У пробірку помістити приблизно 1 г кристалічного  $\text{NaNO}_2$  і додати 3-4 мл насиченого розчину  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Пробірку закрити пробкою з газовідвідною трубкою і обережно нагріти. Описати, що відбувається і скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

#### *Дослід 2. Добування амоніаку і вивчення його властивостей*

**А.** У суху пробірку з газовідвідною трубкою внести приблизно 3 г розтертої суміші (1:1) кристалічного хлориду амонію і сухого гідроксиду кальцію. На другий кінець трубки надіти суху пробірку і нагріти пробірку з сумішшю. Піднести до кінця газовідвідної трубки рожевий лакмусовий папірець, змочений водою і пояснити зміну його забарвлення

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** У пробірку внести 10 крапель розчину солі амонію і додати 10 крапель розчину луку NaOH або KOH. Нагріти суміш у пробірці на водяній бані. Встановити за запахом який газ виділяється. Піднести до отвору пробірки лакмусовий папірець, змочений дистильованою водою і пояснити чому змінюється колір індикатору.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 3. Властивості водного розчину амоніаку**

**А.** На предметне скло нанести 2-3 краплі водного розчину амоніаку, додати 1 краплю розчину фенолфталеїну. Про які властивості розчину амоніаку свідчить забарвлення індикатора.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** У пробірку внести 2-3 краплі водного розчину амоніаку і додати таку ж кількість розчину сульфату заліза (II). Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4. Якісна реакція на йон амонію**

Внести у пробірку 5-6 крапель розчину хлориду амонію, додати 3-4 краплі розчину гідроксиду натрію і підігріти. Над пробіркою не торкаючись її стінок, потримати змочений водою рожевий лакмусовий папірець. Що спостерігається? Який газ виділяється? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

ЕФЕКТ	
-------	--

**Дослід 5. Одержання оксиду азоту (II) і вивчення його властивостей**

У пробірку насипати дрібку мідних стружок і налити 1-2 мл розведеної азотної кислоти. Пробірку закрити пробкою з газовідвідною трубкою і обережно підігріти. Зібрати газ що виділився над водою у другу пробірку. Наповнену газом пробірку закрити пальцем і вийняти із води. Звернути увагу на колір газу. Написати рівняння реакції. Відкрити пробірку і спостерігати зміну забарвлення газу. В ту ж пробірку налити води, збовтати. Середовище розчину випробувати лакмусом. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 6. Одержання оксиду азоту (IV) і вивчення його властивостей (під тягою!).**

У пробірку внести дрібку мідних стружок і додати невелику кількість концентрованої азотної кислоти. Зібрати газ, що виділяється, у пробірку. У пробірку з оксидом азоту (IV) налити 1 мл води і збовтати. Випробувати розчин лакмусом. Написати рівняння реакції оксиду азоту (IV) з водою.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 7. Одержання азотистої кислоти**

У пробірку внести щіпку кристалічного нітриту натрію або калію, додати 1-2 мл води і 5-10 крапель розведеної сірчаної кислоти. Відмітити колір розчину і колір газу над ним. Пояснити яка речовина надає забарвлення розчину, який склад газу ? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 8.** Окисні і відновні властивості азотистої кислоти (нітритів).

**А.** Налити у пробірку 3-5 крапель розчину KI, підкислити його 1-2 краплями розведеної  $H_2SO_4$  і далі додати 2-3 краплі розчину  $NaNO_2$ . Пояснити зміну забарвлення розчину. Які властивості виявляє  $NaNO_2$  у цій реакції? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** Налити у пробірку 1-2 краплі розчину  $KMnO_4$ , підкислити його 1-2 краплями розчину  $H_2SO_4$  і додати 5-7 крапель розчину  $NaNO_2$ . Які властивості виявляє у цій реакції  $NaNO_2$ ? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 9.** Окисні властивості азотної кислоти. (під тягою).

**А.** Дія концентрованої азотної кислоти на метали. В одну пробірку помістити гранулу цинку, у другу шматок стружки міді, додати у кожен з них по декілька крапель концентрованої азотної кислоти. Який виділяється газ? Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** Дія розведеної азотної кислоти на метали. Помістити у пробірку дрібку магнію і додати декілька краплин сильно розведеної азотної кислоти, збовтати на протязі декількох хвилин, далі злити розчин і довести наявність у ньому іонів  $\text{NH}_4^+$ . Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 10.** *Розкладання нітратів при нагріванні*

Взяти дві пробірки, у одну з них помістити декілька кристаликів нітрату натрію ( $\text{NaNO}_3$ ), у другу - нітрату міді ( $\text{Cu(NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ). По черзі сильно нагріти кожен із пробірок. У кожен пробірку внести тліючу скіпку. Що спостерігається? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 11.** *Вивчення якісних реакцій на йони фосфорних кислот*

**А.** До 3-5 крапель розчину молібденової рідини додати 5-6 крапель розчину  $\text{H}_3\text{PO}_4$  або її солі. Суміш нагріти на водяній бані. Що спостерігається, який вид і колір має осад?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** До 3-5 крапель розчину гідрофосфату натрію додати 2-3 краплі  $\text{AgNO}_3$ . Який вид і колір осаду, що утворився? Як відноситься цей осад до дії  $\text{HNO}_3$ ? Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**В.** До декількох крапель розчинів мета- і пірофосфатів натрію в окремих пробірках додати по декілька крапель розчину  $\text{AgNO}_3$ . Випробувати відношення осадів до розчину  $\text{HNO}_3$ . Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Г.** Взяти по декілька крапель розчину яєчного білка у воді в двох пробірках і додати: у першу пробірку декілька крапель розчину метафосфату натрію, у другу - стільки ж пірофосфату натрію, далі у кожен пробірку додати декілька крапель розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . У пробірці із метафосфатом натрію спостерігається скіпання білка. На підставі виконаних дослідів зробити висновок про те, як можна відрізнити між собою іони фосфорних кислот  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ ,  $\text{PO}_3^-$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 12. Одержання фосфорних кислот (Під тягою!)**

**А. Одержання фосфорних кислот із оксиду фосфору (V).** Дрібку порошку  $P_2O_5$  внести у пробірку, додати 2-3 мл холодної дистильованої води. Коли розчин стане прозорим, відлити 1-1,5 мл у другу пробірку, нейтралізувати цю частину розчину до слабокислої реакції (контроль по лакмусовому папірцю) додаючи по краплям розчин соди. Довести яка кислота утворилася в результаті досліді. Написати рівняння реакцій що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

До частини розчину кислоти, що залишився у першій пробірці, додати 3-4 мл води і 0,5-1 мл концентрованої  $HNO_3$  і суміш нагрівати 10 хвилин на водяній бані. Відлити половину цього розчину у вільну пробірку, додати 5-6 крапель молібденової рідини і нагрівати ще 5 хвилин на водяній бані. Записати спостереження, дати пояснення реакціям, які відбулися, і скласти необхідні рівняння.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б. Одержання ортофосфорної кислоти окисненням червоного фосфору.** Крихту червоного фосфору нагріти у фарфоровій чашці з 4-5 мл концентрованої  $HNO_3$ . Якщо фосфор прореагував не весь, додати ще трошки  $HNO_3$ . Частину розчину, що утворився, відлити в окрему пробірку, додати туди 5-6 крапель молібденової рідини і нагріти на водяній бані на протязі 5 хвилин. Яка кислота утворилася в результаті досліді. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 13.** *Гідроліз солей ортофосфорної кислоти*

У 3 пробірки налити по 1-1,5 мл дистильованої води. Розчинити по декілька кристаликів: у першій пробірці - фосфату натрію  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , у другій - гідрофосфату натрію  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , у третій - дигідрофосфату натрію  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ . За допомогою універсальних індикаторних папірців виміряти рН розчинів у кожній пробірці. Пояснити характер зміни рН у всіх випадках. Написати відповідні реакції у молекулярному та іонному вигляді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 14.** *Розчинність кальцієвих солей ортофосфорної кислоти*

У три пробірки з 5-6 краплями розчину  $\text{CaCl}_2$  додати таку ж кількість розчинів: у першу -  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , у другу -  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , у третю -  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ . Спостерігати утворення осадів у перших двох пробірках. Пояснити, чому у третій пробірці осад не утворився. Додати у першу та другу пробірки по 5-6 крапель розчину  $\text{HCl}$  і слідкувати за розчиненням осадів. В якій пробірці осад розчиняється швидше і чому? Написати рівняння всіх реакцій що відбулися.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Завдання для самостійної роботи:**

1.  $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t}$
2.  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t}$
3.  $\text{NH}_3 + \text{CuO} \rightarrow$
4.  $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
5.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{N}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
6.  $\text{NH}_3 + \text{Na} \rightarrow$
7.  $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
8.  $\text{FeSO}_4 + \text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
9.  $\text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
10.  $\text{NO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
11.  $\text{FeSO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
12.  $\text{HNO}_3 + \text{P} \rightarrow$
13.  $\text{HNO}_{3(\text{конц.})} + \text{Ag} \rightarrow$
14.  $\text{HNO}_{3(\text{розв.})} + \text{Ca} \rightarrow$
15.  $\text{PH}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
16.  $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
17.  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
18.  $\text{PH}_3 + \text{HClO}_4 \rightarrow$

19.  $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$   
20.  $\text{CuSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

### *Питання для самоперевірки*

1. Чи можна вважати азот поширеним елементом на Землі? Які природні сполуки азоту вам відомі?
2. Охарактеризувати положення азоту в періодичній системі Д.І.Менделєєва та будову його атома.
3. Скласти електронну формулу атома азоту. З точки зору електронної будови атома розглянути можливі валентні стани та ступені окиснення азоту. Як можна пояснити невисоку реакційну здатність азоту?
4. Чому кількість азоту і кисню в повітрі залишаються незмінними, хоча ці речовини можуть реагувати одна з одною?
5. Скласти рівняння реакції одержання азоту шляхом відновлення нітратів; шляхом окиснення аміаку.
6. Навести приклади реакцій, у яких  $\text{NH}_3$  виявляє відновні властивості.
7. Чому під час реакції нітроген(IV) оксиду утворюється дві кислоти? Складіть відповідне рівняння реакції.
8. Навести приклади рівнянь реакцій, що характеризують властивості азотистої кислоти і нітритів.
9. Написати рівняння реакцій, що характеризують взаємодію  $\text{HNO}_3$  з металами. Як змінюється окисна активність азотної кислоти в залежності від її концентрації?
10. Складіть щонайменше чотири неоднотипні рівняння реакцій добування нітрату магнію.
11. Чи можна шляхом взаємодії нітратної кислоти з металами одержати будь який один оксид азоту?
12. Чому нітрат амонію вважають добривом, яке підкислює ґрунт? Доведіть це за допомогою реакції гідролізу солі.
13. У якій селітрі міститься найбільше азоту: чилійській, індійській, норвезькій чи аміачній? Відповідь мотивуйте.
14. Чи можна вважати фосфор поширеним елементом на Землі? Чи зустрічається він в природі у вільному стані?
15. Які природні сполуки фосфору вам відомі?
16. Охарактеризувати положення фосфору в періодичній системі Д.І.Менделєєва та будову його атома.

17. Скласти електронну формулу атома фосфору. З точки зору електронної будови атома розглянути можливі валентні стани та ступені окиснення фосфору. У чому різниця між атомами фосфору і азоту?
18. Зобразити графічні формули оксидів фосфору (III) і (V). Які їх хімічні властивості?
19. Скласти рівняння гідролізу середнього та гідрофосфатів калію. Пояснити чому у цих двох випадках продуктами є різні сполуки.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 12 : ХІМІЯ СПОЛУК ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ IV ГРУПИ (ВУГЛЕЦЬ, КРЕМНІЙ, ОЛОВО І СВИНЕЦЬ)

### Методичні поради щодо самостійної підготовки

#### Що треба знати:

- 1) значення вуглецю і кремнію як біогенних елементів;
- 2) особливості будови атомів елементів IV групи;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках вуглецю і кремнію;
- 4) формули оксидів вуглецю і кремнію та їх найважливіших кислот;
- 5) хімічні властивості сполук вуглецю, кремнію, олова і свинцю.

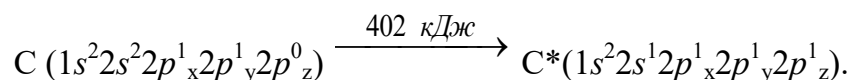
#### Що треба вміти:

- 1) складати електронні формули вуглецю, кремнію, олова і свинцю;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення C, Si, Sn, Pb;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук вуглецю, кремнію, олова і свинцю;
- 5) складати рівняння, які підтверджують амфотерні властивості сполук олова і свинцю.

### Загальні питання

**Вуглець** у нормальному не збудженому стані має таку електронну будову атома:  $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1 2p^0$ . Наявність двох неспарених електронів обумовлює їх участь в утворенні ковалентних зв'язків і ступінь його окислення  $2+$ .

Але валентність  $2$  для вуглецю не характерна оскільки легко відбувається перехід атома у збуджений стан, де його валентність дорівнює чотирьом, а ступінь окислення зростає до  $4-$  і  $4+$  :



Енергія збудження атома вуглецю компенсується енергією утворення більшого числа хімічних зв'язків.

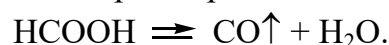
Атом вуглецю у збудженому стані має чотири непарних електрони і у зовнішньому електронному шарі відсутні як вільні орбіталі, так і неподільні електронні пари (лише для водню характерний стан атома, що має аналогічні особливості).

У переважній більшості сполук вуглець чотиривалентний. Його можливі ступені окислення 4–; 2+; 4+.

У звичайних умовах вуглець надто інертний і вступає в реакції тільки з дуже сильними окисниками. При нагріванні його хімічна активність зростає.

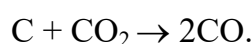
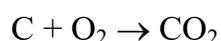
Для вуглецю відомо декілька кисневих сполук серед яких найважливіші CO і CO<sub>2</sub>.

В лабораторних умовах CO одержують з мурашиної кислоти, діючи на неї концентрованою сірчаною кислотою при нагріванні:



Сірчана кислота в цій реакції виконує роль водовідбираючого засобу.

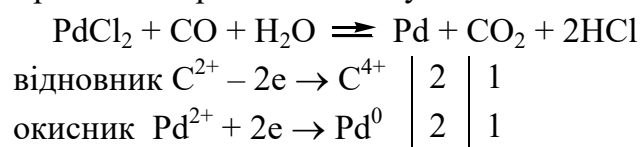
Оксид вуглецю(II) утворюється також в результаті згоряння вугілля при нестачі кисню і дуже високій температурі у спеціальних генераторних печах:



Кінцевим продуктом цього процесу є суміш CO з азотом повітря, яка має назву *генераторний газ*.

Оксид вуглецю(II) — несолетворний оксид, не взаємодіє з водою, лугами, кислотами.

У лабораторній практиці CO використовують для відновлення малоактивних металів навіть у водних розчинах при звичайних умовах:



Оксид вуглецю(II) дуже отруйна речовина. Повітря, де міститься 0,1% CO, — смертельно небезпечне. Отруйна дія CO обумовлена тим, що подібно кисню він з'єднується з гемоглобіном крові, перетворюючи його в карбоксигемоглобін. При цьому гемоглобін втрачає здатність поглинати кисень і людина гине від кисневої нестачі. Основною протиотрутою є свіже повітря.

Оксид вуглецю(IV) — при звичайних умовах безбарвний газ, у 1,5 рази важчий за повітря, а тому його можна переливати як рідину з однієї посудини у другу. Маса 1 дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> при нормальних умовах — 1,98 г, розчинність у воді невелика — 1 об'єм води при 20 °C розчиняє 0,88 об'єму CO<sub>2</sub>.

При охолодженні під тиском  $\text{CO}_2$  переходить у рідкий стан. Випаровування рідкого  $\text{CO}_2$  призводить до охолодження і утворення твердого оксиду вуглецю(IV), відомого під назвою "сухий лід". При  $-78\text{ }^\circ\text{C}$  твердий  $\text{CO}_2$  сублімується, не переходячи у рідкий стан.

$\text{CO}_2$  — постійно утворюється в природі при окисленні органічних речовин (гниття рослинних і тваринних залишків, дихання, спалювання палива). У великих кількостях він виділяється із вулканічних тріщин та з вод мінеральних джерел.

В лабораторних умовах  $\text{CO}_2$  добувають дією на мармур соляною кислотою:  
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ .

У промисловості великі кількості оксиду вуглецю(IV) одержують при обпалюванні вапняку:  
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^0} \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow$ .

$\text{CO}_2$  — кислотний оксид, ангідрид вугільної кислоти, взаємодіє з водою, основними оксидами, лугами, аміаком. Розчин  $\text{CO}_2$  у воді кислуватий на смак, має слабокислу реакцію. Взаємодія з водою, тобто кислотоутворююча здатність, у  $\text{CO}_2$  виражена слабо і рівновага:  $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ , сильно зміщена уліво. Тільки одна молекула з 600 перетворюється у водних розчинах на  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . Основна маса розчиненого у воді  $\text{CO}_2$  залишається у молекулярному стані. Вугільна кислота  $\text{H}_2\text{CO}_3$  може існувати тільки у розчинах. При нагріванні такого розчину  $\text{CO}_2$  легко випаровується, рівновага утворення  $\text{H}_2\text{CO}_3$  зміщується уліво і у кінці залишається чиста вода.

*Вугільна кислота* дуже слабка. В розчинах вона дисоціює двоступінчасто, головним чином на  $\text{H}^+$  і  $\text{HCO}_3^-$  (I ступінь) і зовсім незначна кількість утворюється іонів  $\text{CO}_3^{2-}$  (II ступінь):



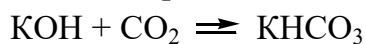
Константа дисоціації вугільної кислоти з урахуванням всієї кількості  $\text{CO}_2$  у розчині за першим ступенем має таке значення:

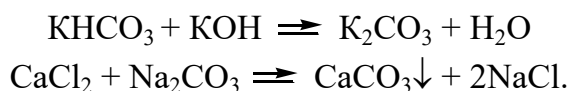
$$K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

за другим ступенем  $K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,7 \cdot 10^{-11}$ .

Вугільна кислота є двоосновною і тому утворює два типи солей — середні та кислі. Середні солі називаються *карбонатами*, кислі — *гідрокарбонатами*.

Солі вугільної кислоти можуть бути одержані при дії  $\text{CO}_2$  на луги, або шляхом обмінних реакцій між розчинами солей вугільної кислоти і солями інших кислот:



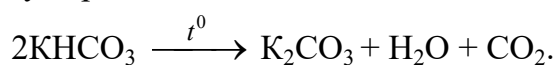


Гідрокарбонати утворюються також при дії на карбонати вугільною кислотою (водним розчином  $\text{CO}_2$ ):  $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

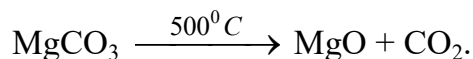
При взаємодії із слабкими основами вугільна кислота у більшості випадків утворює основні солі:  $2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
 $2\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH}$ .

Добре розчинними у воді є карбонати та гідрокарбонати лужних металів і амонію. Деякі гідрокарбонати інших металів помірно розчинні у воді.

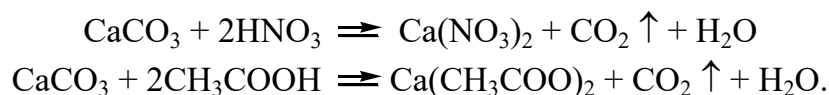
Карбонати та гідрокарбонати термічно нестійкі. При нагріванні гідрокарбонати переходять у карбонати:



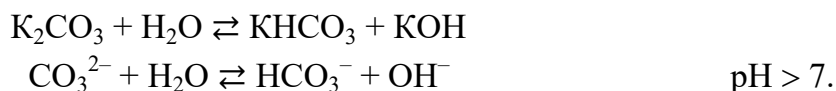
Розкладання карбонатів потребує більш високої температури:



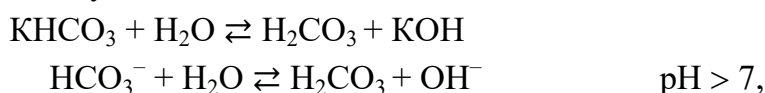
Розкладання карбонатів відбувається також під дією мінеральних і навіть слабких органічних кислот:



Розчини карбонатів лужних металів внаслідок гідролізу солей мають лужне середовище:



Гідроліз гідрокарбонатів відбувається слабкіше:



а тому значення рН їх водних розчинів менше, ніж для відповідних карбонатів, але все одно більше 7.

Одним із головних продуктів основної хімічної промисловості є *карбонат натрію* або *сода*  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . У вигляді кристалогідрату сода відповідає формулі  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , але кристалізаційна вода легко вивітрюється.

Окрім водневих і кисневих сполук вуглець утворює сполуки з сіркою, азотом, галогенами, металами.

Вуглець (карбон, С) - життєво важливий макроелемент. Білки, жири, вуглеводи, гормони, ферменти, вітаміни - є сполуки вуглецю. Тільки  $\text{CO}_2$  при взаємодії з водою в зеленому листі рослин під дією хлорофілу і сонячного світла призводить до утворення органічних сполук, які є перехідним містком із неживої до живої природи.

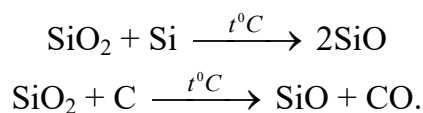
**Кремній** — повний електронний аналог вуглецю. Його електронна формула  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2 3d^0$ , а тому у кремнію в утворенні зв'язків можуть приймати участь не лише  $3s$ - і  $3p$ -електрони, а й  $3d$ -орбіталі. В цьому своєрідність властивостей кремнію у порівнянні з вуглецем у його здатності виявляти координаційне число 6 ( $sp^3 d^2$ -гібридизація за рахунок двох  $3d$ -орбіталей).

Найтиповіші ступені окислення кремнію  $4+$  у сполуках з неметалами і  $4-$  у сполуках з найактивнішими металами.

**Сполуки кремнію.** До типових бінарних сполук кремнію відносяться його сполуки з воднем, галогенами, киснем, вуглецем, сіркою, металами, а також кремнієві кислоти та їх численні солі.

**Кисневі сполуки кремнію.** До кисневих сполук кремнію відносяться оксиди кремнію  $\text{SiO}$  і  $\text{SiO}_2$ , кислоти  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  і  $\text{H}_4\text{SiO}_4$  та їх численні солі.

**Оксид кремнію(II)  $\text{SiO}$**  в природі не зустрічається, але його можна одержати за реакціями відновлення оксиду кремнію(IV):



$\text{SiO}$  — нестійка сполука, яка при кімнатній температурі розкладається:

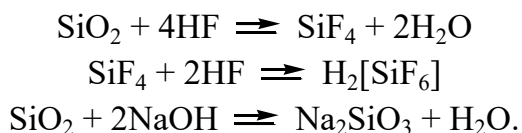


В хімічному відношенні цей оксид відноситься до індиферентних. В окисно-відновних реакціях він виявляє відновні властивості. Наприклад, взаємодіє з розчинами лугів з витісненням водню:  $\text{SiO} + 2\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$ .

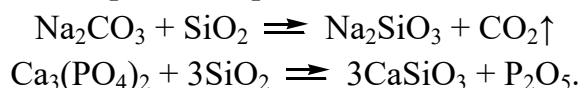
**Оксид кремнію(IV)  $\text{SiO}_2$**  у природі трапляється у двох формах: кристалічній (кварц) та аморфній.

За звичайних умов полімерний  $\text{SiO}_2$  хімічно інертний, майже нерозчинний у воді, але якщо воду нагріти під тиском до температури понад  $100^\circ\text{C}$ , то його можна розчинити і з розчину одержати штучні монокристали.

$\text{SiO}_2$  розчиняється лише у плавиковій кислоті, з розчинами лугів реагує повільно, а з їх розплавами досить швидко:

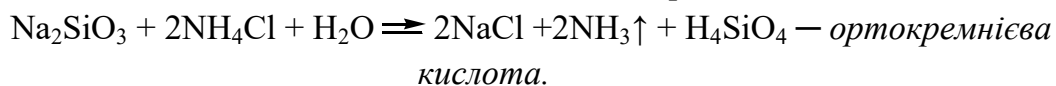


Як нелеткий кислотний оксид,  $\text{SiO}_2$  за високої температури здатний із солей витискати інші більш леткі ангідриди, наприклад:



Цю здатність  $\text{SiO}_2$  використовують, наприклад, у скловарінні для одержання звичайного скла шляхом сплавленням кварцового піску з вапняком та содою:  $6\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2 + 2\text{CO}_2\uparrow$ .

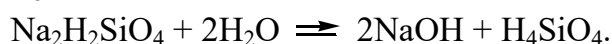
$\text{SiO}_2$  — ангідрид кремнієвих кислот, які за звичайних умов добувають з їхніх солей:  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightleftharpoons 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$  — *метакремнієва кислота*



Метакремнієва кислота відноситься до надзвичайно слабких електролітів ( $K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$ ,  $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$ ). В розчині вона утворює золі або гелі з полімеризованими молекулами  $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_x$ , тобто полікремнієву кислоту. Більшість природних силікатів, крім ортосилікатів з поодинокими аніонами  $[\text{SiO}_4]^{4-}$ , є похідними складних полікремнієвих кислот.

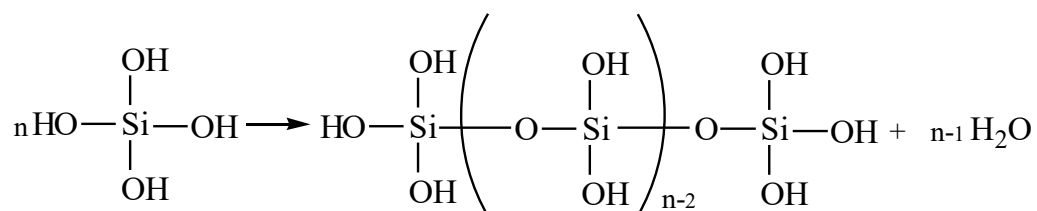
Переважає більшість солей метасилікатної кислоти не розчинна у воді за виключенням силікату натрію  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Цю сіль називають *розчинним склом*, а її водні розчини — *рідким склом*.

Водні розчини силікату натрію внаслідок гідролізу мають дуже лужну реакцію і підвищену в'язкість через утворення полімерних форм *орткремнієвої кислоти* (силікатний клей):  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{H}_2\text{SiO}_4$



Ортокремнієва кислота може існувати у дуже розведених розчинах, достатньо розчинна у воді, але відноситься до дуже слабких електролітів ( $K_1 = 1,3 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$ ;  $K_3 = 2 \cdot 10^{-14}$ ).

У разі підвищення її концентрації або під час стояння — полімеризується:



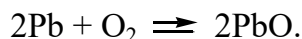
У такому ланцюговому полімері елементарною ланкою є  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ . Однак внаслідок подальшої конденсації за рахунок решти  $\text{OH}$ -груп можливе утворення розгалужених, сітчастих та об'ємних полімерів, і нарешті — полімеру  $\text{SiO}_2$ . Ці полімери нерозчинні, драгледоподібні, не мають сталого складу і певної основності; їх позначають загальною формулою  $(\text{SiO}_2)_x \cdot (\text{H}_2\text{O})_y$ . При  $x > 1$ , їм відповідають полісилікатні кислоти, похідними яких за хімічним складом можна вважати різноманітні природні силікатні мінерали — найпоширеніші складові земної кори.

Кремній (*Si*) міститься у ґрунті у великих кількостях (33% мас.), але не утворює розчинних сполук, тому в живих організмах його дуже мало. Відноситься до мікроелементів. Біологічна роль кремнію в організмі людини й тварин

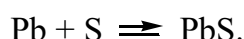
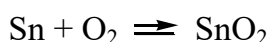
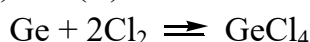
визначається у підвищенні міцності епітеліальної тканини й тканини з'єднання. В рослинних, злакових і тваринних організмах  $\text{SiO}_2$  грає опорну роль, особливо для морських нищих тварин (кремнієвий скелет). При надлишку  $\text{SiO}_2$ , який потрапляє в легені з пилом, розвивається захворювання - силікоз (у гірників, робітників, які працюють у запиленому середовищі).

**Германій, олово, свинець** — елементи підгрупи германію, повні електронні аналоги з валентними  $ns^2np^2$  електронами. Тому можна передбачити для них ступені окислення  $-4, 0, +2, +4$ . На відміну від вуглецю і кремнію на валентні підрівні Ge, Sn, Pb має вплив той факт, що вони формуються або після  $(n-1)d^{10}$ -підрівня (Ge, Sn), або після  $4f^{14}5d^{10}$ -підрівня у свинцю. Це спричиняє значне стиснення електронних орбіталей в атомах, екранування валентних електронів і як наслідок збільшення електронегативності германію у порівнянні з кремнієм. В свою чергу це утруднює перехід у збуджений стан  $ns^2np^2 \rightarrow ns^1np^3$  і зменшує участь  $ns$ -електронів в утворенні хімічних зв'язків. Внаслідок цього в ряду Ge — Sn — Pb спостерігається зменшення стійкості сполук з вищим ступенем окислення  $+4$  і зростання її для сполук із ступенем окислення  $+2$ . Для германію більш характерна ступінь окислення  $+4$ , для свинцю —  $+2$ , а для олова ступені окислення  $+2$  і  $+4$  характерні приблизно однаково.

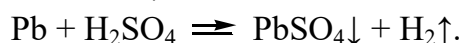
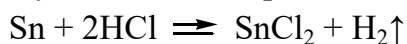
Посилення металічних ознак для простих речовин ряду Ge — Sn — Pb чітко спостерігається і у характері зміни їх хімічних властивостей. Так, в звичайних умовах Ge і Sn стійкі по відношенню до повітря і води, а свинець на повітрі окислюється:



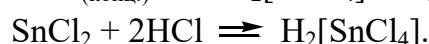
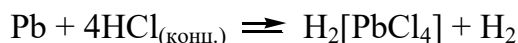
При підвищенні температури Ge, Sn і Pb взаємодіють з більшістю неметалів, утворюючи сполуки Ge(IV), Sn(IV) і Pb(II):



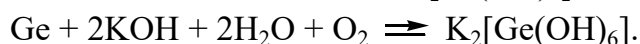
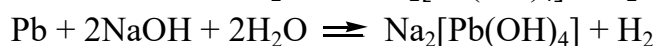
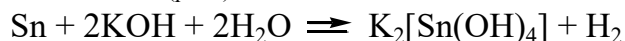
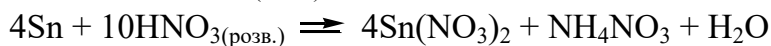
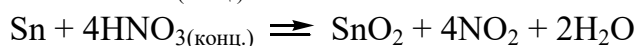
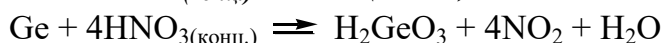
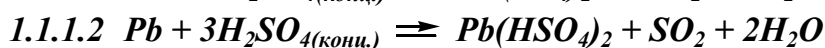
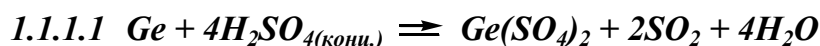
В ряду напруг Ge розміщується після водню, а Sn і Pb — безпосередньо перед ним, а тому Ge з розведеними кислотами типу HCl та  $\text{H}_2\text{SO}_4$  не взаємодіє в той час як Sn і Pb вступають в такі реакції з утворення солей двовалентних елементів:



З концентрованою HCl свинець і олово реагують з утворенням розчинних хлорокомплексів:



Різниця в хімічній природі простих речовин ще в більшій мірі виявляється у їх відношенні до кислот-окислювачів ( $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ ) та лугів:



1.1.1.2.1.1.1.1.1 Свинець у концентрованих  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та  $\text{HNO}_3$  може погано розчинятися внаслідок утворення малорозчинних середніх солей. Германій з розчинами лугів реагує лише при наявності окислювача.

З активними металами (лужними, лужноземельними, магнієм) Ge, Sn і Pb утворюють інтерметалідні сполуки — *германіди, станіди, плюмбіди* — в яких вони мають ступінь окислення 4-. Стійкість їх зменшується в ряду:  $\text{Mg}_2\text{Ge}$  —  $\text{Mg}_2\text{Sn}$  —  $\text{Mg}_2\text{Pb}$ .

З молекулярним воднем Ge, Sn і Pb безпосередньо не взаємодіють, але для них відомі водневі сполуки, які вважають *гідридами*. У ряду  $\text{SiH}_4$  (силан) —  $\text{GeH}_4$  (герман) —  $\text{SnH}_4$  (станан) —  $\text{PbH}_4$  (плюмбан) стійкість гідридів зменшується настільки, що хоча існування  $\text{PbH}_4$  і доведено непрямым шляхом, але властивості його зовсім не вивчено.

При нагріванні гідридів вони розкладаються:  $\text{SnH}_4 \xrightarrow{150^\circ\text{C}} \text{Sn} + 2\text{H}_2\uparrow$ ;

окислюються киснем:  $\text{GeH}_4 + 2\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{GeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

знають гідролізу:  $\text{SnH}_4 + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SnO}_3 + 4\text{H}_2$ .

*Кисневі сполуки олова і свинцю* у вигляді оксидів, гідроксидів, солей цікаві як біогенні компоненти навколишнього середовища:

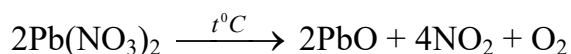
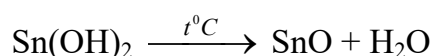
ступінь окислення 4+ —  $\text{MeO}_2, \text{Me}(\text{OH})_4, \text{MeO}_3^{2-}$

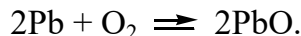
ступінь окислення 2+ —  $\text{MeO}, \text{Me}(\text{OH})_2, [\text{Me}(\text{OH})_4]^{2-}$

ступінь окислення 0 — Me (Sn, Pb)

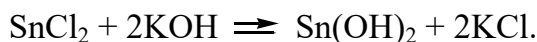
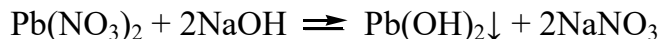
Для ступеня окислення 2+ цих елементів відомі тверді оксиди (чорний  $\text{SnO}$  і жовто-червоний  $\text{PbO}$  — *свинцевий глет*), білі тверді аморфні гідроксиди  $\text{Me}(\text{OH})_2$ , солі кисневмісних кислот (для олова нехарактерні, крім  $\text{SnSO}_4$ ).

Оксиди Sn і Pb не розчинні у воді і можуть бути одержані або розкладанням більш складних сполук, або окисленням металів:

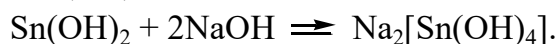
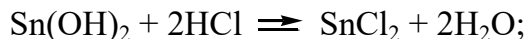




Гідроксиди  $\text{Me}(\text{OH})_2$  одержують за реакціями обміну розчинних солей цих металів з лугами:



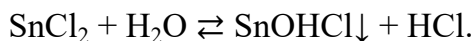
Оксиди і гідроксиди двовалентних олова і свинцю — амфотерні сполуки, що здатні реагувати з кислотами і лугами:



У ряду  $\text{Ge}(\text{II}) - \text{Sn}(\text{II}) - \text{Pb}(\text{II})$  основні властивості кисневмісних сполук посилюються, а кислотні послаблюються. Так, для  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  константи дисоціації за типом основи і кислоти мають такі значення:

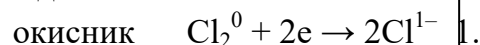
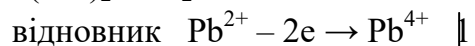
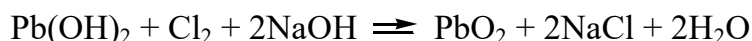
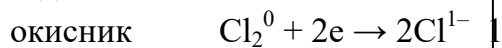
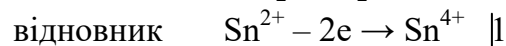
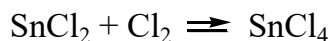
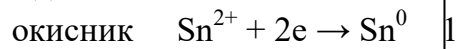
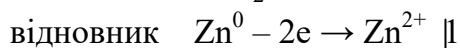
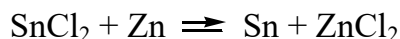
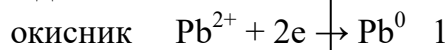
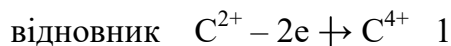


Розчинні солі двовалентних  $\text{Sn}$  і  $\text{Pb}$  у воді гідролізуються з утворенням малорозчинних гідроксоосолей:



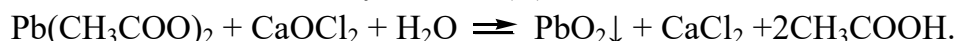
Більшість солей свинцю не розчинні у воді, зокрема сульфат  $\text{PbSO}_4$ , хромат  $\text{PbCrO}_4$ , бромід  $\text{PbBr}_2$ , йодид  $\text{PbI}_2$ , малорозчинний хлорид  $\text{PbCl}_2$ . До розчинних відносяться нітрат  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , гексафторсилікат  $\text{Pb}[\text{SiF}_6]$ , ацетат  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ , який має солодкий смак і назву *свинцевого цукру*.

В окисно-відновних реакціях сполуки  $\text{Sn}^{2+}$  та  $\text{Pb}^{2+}$  можуть виступати і як окисники, і як відновники:

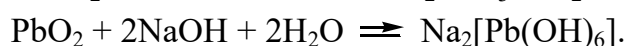
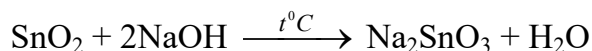
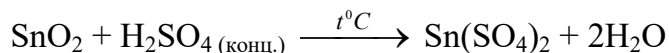


Сполукам  $\text{Sn}(\text{IV})$  і  $\text{Pb}(\text{IV})$  відповідають двооксиди  $\text{MeO}_2$ , гідроксиди, солі та комплексні сполуки.

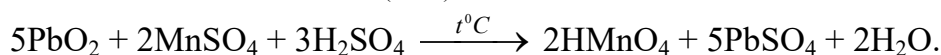
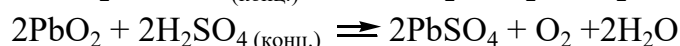
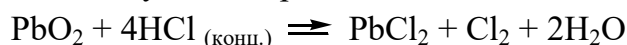
Оксид SnO<sub>2</sub> можна одержати безпосередньою взаємодією елементів, тоді як двооксид PbO<sub>2</sub> — окисленням ацетату свинцю(II) білильним вапном:



Оксиди чотиривалентних Sn та Pb є малоактивними речовинами з амфотерними властивостями, але виявляють їх лише в жорстких умовах, наприклад під час нагрівання з концентрованою сірчаною кислотою або сплавляння з лугами:

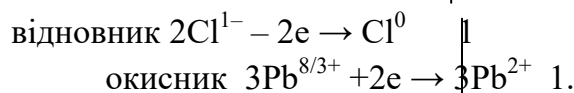
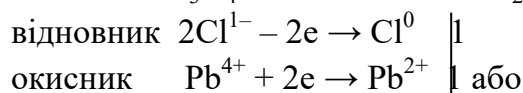
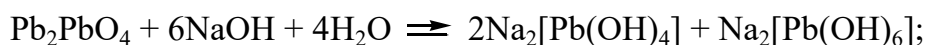


Двооксид свинцю — сильний окисник і це виявляється в реакціях з концентрованими HCl та H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і у кислих розчинах, що містять відновники:

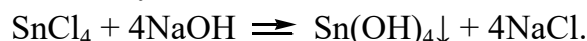


При нагріванні PbO<sub>2</sub> розкладається на червоно-оранжевий *свинцевий сурик* Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub>: 3PbO<sub>2</sub>  $\xrightarrow{t^\circ\text{C}}$  Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> + O<sub>2</sub>↑.

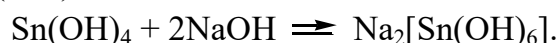
Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> можна розглядати як сіль Pb<sub>2</sub>PbO<sub>4</sub>, яка відповідає двом оксидам — PbO<sub>2</sub>·2PbO. Тому при його взаємодії з лугами утворюється два типи солей, а в реакціях з відновниками він є сильним окисником:



Стійкі гідратовані форми може утворювати лише Sn<sup>4+</sup>, наприклад за реакцією обміну між його розчинними сполуками:



Гідроксид олова (IV) — білий аморфний осад з амфотерними властивостями: Sn(OH)<sub>4</sub> + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  $\rightleftharpoons$  Sn(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> + 4H<sub>2</sub>O



З часом (швидше при нагріванні), гідроксид олова(IV) “старіє”, перетворюючись на неактивну форму, яку називають β-оло’яною кислотою, склад якої наближається до SnO<sub>2</sub>.

### *Досліди до лабораторної роботи*

#### **Дослід 1. Адсорбційна здатність деревного вугілля**

**А.** Воду в пробірці підфарбувати фуксином або брильянтовим зеленим. Внести в неї подрібнене активоване деревне вугілля. Сильно збовтати і відфільтрувати. Пояснити зміну кольору розчину.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** В одну пробірку з декількома краплями 0,01 н. розчину  $Pb(CH_3COO)_2$  або  $Pb(NO_3)_2$  внести 1-2 краплі 0,01 н. розчину KI. Що при цьому спостерігається? Скласти іонні рівняння реакції. В другу пробірку влити 1-2 мл того ж розчину солі свинцю, внести щіпку подрібненого активованого вугілля, закрити пробірку пробкою і декілька разів сильно збовтати. Розчин відфільтрувати. У фільтрат внести 1-2 краплі 0,01 н. розчину KI. Чи буде у цьому випадку утворюватися жовтий осад. Дати пояснення.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

#### **Дослід 2. Відновлювальні властивості вугілля**

Дрібку оксиду міді (II)  $CuO$  перемішати з такою ж кількістю подрібненого деревного вугілля. Суміш внести у суху пробірку. Закріпити пробірку у штативі горизонтально, закрити пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої опустити у пробірку з баритовою водою. Пробірку з сумішшю сильно нагріти у полум'ї пальника до виділення газу. Який газ виділяється? Що спостерігається у пробірці з баритовою водою? Які зміни відбулися у пробірці з  $CuO$  і вугіллям? Скласти рівняння всіх реакцій що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 3. Одержання і властивості оксиду вуглецю (IV)**

**А.** В апарат Кіппа помістити шматочки мармуру і налити розчин хлористоводневої кислоти (1:4). Перевірити роботу апарата. Чи можна для одержання  $\text{CO}_2$  із мармуру використати розчин  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Написати рівняння реакції що відбувається в апараті Кіппа.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** Пропустити  $\text{CO}_2$  у пробірку з дистильованою водою, підфарбованою лакмусом, до зміни забарвлення розчину. Розчин прокип'ятити. Пояснити явище, що спостерігається. За допомогою рівнянь реакцій показати наявність рівноваги, яка існує у водному розчині  $\text{CO}_2$ . Як змістити цю рівновагу?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4. Добування солей вугільної кислоти**

**А.** У пробірку з вапняковою водою - розчином  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  - пропустити вуглекислий газ. Спостерігати утворення білого осаду. Продовжувати пропускати  $\text{CO}_2$  до повного розчинення осаду. Скласти рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

**Б.** Добутий в пункті А розчин  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  розділити у 2 пробірки. Одну з них підігріти, у другу додати вапнякової води. В обох випадках випадає білий осад. Скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5. Властивості солей вугільної кислоти.**

**А.** За допомогою відповідних реакцій обміну одержати в одній пробірці  $\text{MgCO}_3$ , а у другій -  $\text{BaCO}_3$ . Обидва осади розділити на дві частини і випробувати розчинність цих солей у розведених кислотах - хлористоводневій та оцтовій. Скласти рівняння реакцій. Пояснити, чому карбонати розчиняються навіть у такій слабкій кислоті як оцтова? Чи можна для розчинення  $\text{MgCO}_3$  і  $\text{BaCO}_3$  використати сірчану кислоту?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** У три пробірки внести щіпки твердих солей  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  і кожен з них нагріти. Що відбувається? Скласти рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**В.** Випробувати за допомогою індикаторного папірця реакцію розчинів  $\text{NaHCO}_3$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Написати рівняння реакцій гідролізу цих солей.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Г.** У пробірки з декількома краплями розчинів  $\text{CuSO}_4$  і  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  додати декілька крапель розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Спостерігати утворення осадів. Скласти рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 6. Одержання гелю кремнієвої кислоти**

Налийте в пробірку 5-7 крапель силікату натрію і добавляйте по краплям розведений розчин соляної кислоти (2 н.), перемішуючи скляною паличкою, до утворення осаду. Опишіть зовнішні ознаки гелю кремнієвої кислоти і складіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 7. Одержання золю кремнієвої кислоти і перетворення його на гель**

Налийте в пробірку 4-5 крапель концентрованої соляної кислоти і 1-2 краплі розчину силікату натрію. Проведіть спостереження і співставте їх з результатами попереднього дослід. Нагрійте пробірку з розчином на водяній бані. Що відбувається при нагріванні золю кремнієвої кислоти.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 8. Гідроліз силікату натрію**

До декількох крапель розчину  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  додайте 7-8 крапель дистильованої води і 1-2 краплі фенолфталеїну. Чим пояснюється зміна забарвлення індикатора? Складіть молекулярні і іонні рівняння реакції гідролізу силікату натрію.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

До суміші в пробірці додайте по краплям розчин хлориду амонію до знебарвлення фенолфталеїну, а потім іще декілька крапель. Що спостерігається? Складіть рівняння реакції цього процесу.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

**Дослід 9. Реакція осадження  $SiO_4^{4-}$ .**

До розчину  $CuSO_4$  у пробірці поступово додають аміачну воду до тих пір, доки утворений спочатку осад знову не розчиниться. До цієї суміші додають розчин силікату натрію і спостерігають утворення бірюзового осаду силікату міді. Скласти рівняння всіх реакцій, що відбуваються у досліді.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

**Дослід 10. Відновлювальні властивості сполук Sn (II) і Pb (II)**

**А.** Взяти в пробірку гранулу олова і додати 10 крапель розведеної соляної кислоти (2 н.). До цієї суміші по краплям додавати бромну воду. Чому вона знебарвлюється? Складіть рівняння реакцій, що відбуваються.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

**Б.** В іншу пробірку візьміть 5-6 крапель розчину  $Pb(CH_3COO)_2$  і добавляйте по краплям бромну воду. Чому утворюється чорний осад? Яка реакція при цьому відбувається?

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 12.** Амфотерні властивості гідроксидів Sn (II) і Pb (II)

Взяти в окремі пробірки по 5-6 крапель розчинів солей Sn (II) і Pb (II) і додавати до них по краплям (поволі) 2 н. розчин гідроксиду калію чи натрію, доки не утворяться осаді. Продовжити додавати розчин лугу до розчинення осадів. Які реакції при цьому відбуваються?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 13.** Одержання нерозчинних солей Pb (II)

Взяти в окремі пробірки по 5-6 крапель розчину солі  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  і в одну додати декілька крапель концентрованої  $\text{HCl}$ , а в іншу - розчину  $\text{KI}$ . У чому полягає різниця між осадами в пробірках?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Завдання для самостійної роботи:**

1.  $\text{CO} + \text{FeO} \rightarrow$
2.  $\text{Si} + \text{N}_2 \rightarrow$
3.  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4.  $\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5.  $\text{SiF}_4 + \text{NaF} \rightarrow$
6.  $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
7.  $\text{Pb} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
8.  $\text{Ge} + \text{HNO}_{3(\text{конц.})} \rightarrow$
9.  $\text{Sn} + \text{HNO}_{3(\text{розв.})} \rightarrow$
10.  $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow$
11.  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t}$
12.  $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
13.  $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
14.  $\text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
15.  $\text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$

### *Питання для самоперевірки*

1. Охарактеризувати положення вуглецю в періодичній системі Д.І.Менделєєва.
2. Яким чином у природі відбувається перетворення  $\text{CaCO}_3$  на  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ?
3. Оксид вуглецю(II) і водень володіють схожими властивостями: обидва газоподібні, незабарвлені, практично не розчинні у воді, кислотах, лугах, гарні відновники, згоряють у кисні. Як розділити їх суміш?
4. Які хімічні реакції лежать в основі лабораторних і промислових методів добування оксиду вуглецю(IV)?
5. Чому про фізичні властивості карбонатної кислоти можна говорити лише в цілому, а не конкретно за окремими характеристиками?
6. Охарактеризувати розчинність солей вугільної кислоти у воді.
7. Як добути натрій карбонат, виходячи з натрій гідрокарбонату, двома способами? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
8. Як за допомогою розчину  $\text{HCl}$  можна розпізнати такі речовини:  $\text{BaSO}_4$  та  $\text{BaCO}_3$ ? Наведіть відповідні рівняння реакцій.
9. Чому розчин карбонату калію має лужну реакцію, а карбонату амонію близьку до нейтральної? Відповідь обґрунтуйте за допомогою реакцій гідролізу цих солей.
10. Охарактеризувати положення кремнію в періодичній системі Д.І.Менделєєва. У чому його подібність до вуглецю?
11. Чи відноситься кремній до поширених елементів в природі?
12. Назвіть фізичні і хімічні властивості, за якими силіцій нагадує: а) неметали; б) метали.
13. Яким чином здійснити перетворення  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  на  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ , якщо із реагентів є лише вода і вуглекислий газ?
14. Чому розчин силікату калію має лужну реакцію? Відповідь обґрунтуйте за допомогою реакцій гідролізу солі.
15. Яка роль силікатів у біосфері?
16. У силікатному клеї з часом випадає білий аморфний осад. Що він собою являє? Назвіть можливі причини утворення осаду і складіть рівняння відповідних реакцій у молекулярній та йонно-молекулярній формах.
17. Доведіть за допомогою хімічних реакцій кислотні властивості метасилікатної кислоти. Якої сили цей електроліт?
18. Які природні силікати вам відомі і як їх використовують?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 13 : ХІМІЯ СПЛУК ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ ІІІ ГРУПИ (БОР І АЛЮМІНІЙ)

### Методичні поради щодо самостійної підготовки

#### Що треба знати:

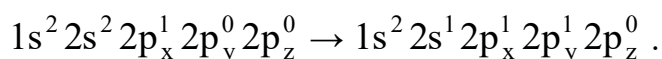
- 1) значення бору і алюмінію як біогенних елементів;
- 2) особливості будови атомів елементів ІІІ групи;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках бору і алюмінію;
- 4) формули оксидів бору і алюмінію та їх найважливіших гідроксидів;
- 5) хімічні властивості сполук бору і алюмінію.

#### Що треба вміти:

- 1) складати електронні формули бору і алюмінію;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення В, Al;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів бору і алюмінію;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук бору і алюмінію;
- 5) складати рівняння, які підтверджують амфотерні властивості сполук алюмінію.

### Загальні питання

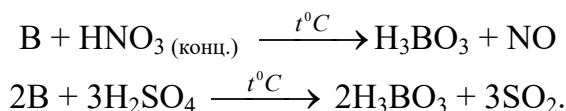
**Бор** у нормальному не збудженому стані має таку електронну будову атома:  $1s^2 2s^2 2p^1$ . Але валентність 1 для бору не характерна, оскільки легко відбувається перехід атома у збуджений стан за рахунок переходу одного  $2s$ -електрона на  $2p$ -орбіталь і виникнення можливості створення трьох рівноцінних  $sp^2$ -гібридизованих зв'язків, при наявності яких його валентність дорівнює трьом, а ступінь окислення зростає до  $3+$  :



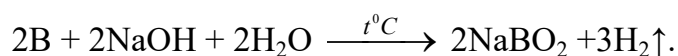
Внаслідок наявності у атома бору ще однієї вакантної  $p$ -орбіталі, він може формувати донорно-акцепторний зв'язок, утворюючи комплексні іони з координаційним числом 4 і 3, що відповідає  $sp^3$ - або  $sp^2$ -гібридизації його валентних орбіталей. Наявність донорно-акцепторної взаємодії зумовлює існування

великої кількості неорганічних борвмісних полімерів. Причому, ланцюги типу —В—В—В— нестійкі, а полімери типу —В—О—В— міцні.

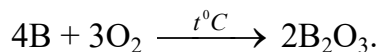
Кристалічний бор хімічно надзвичайно інертний, він не змінюється під час кип'ятіння з водою, концентрованими соляною та плавиковими кислотами і лише дуже повільно, перебуваючи у подрібненому стані, окислюється концентрованими розчинами азотної і сірчаної кислот:



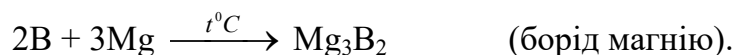
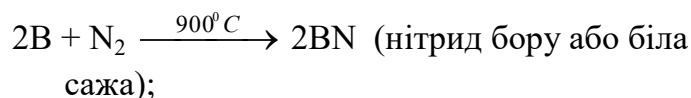
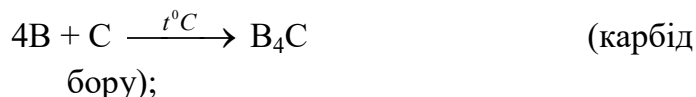
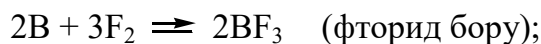
Реакційна здатність аморфного бору дещо вища і він може розчинятися під час нагрівання у концентрованих розчинах лугів:



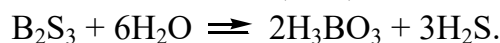
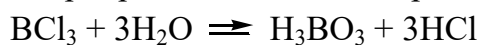
Бор має високу спорідненість до кисню, але взаємодіє з ним лише за температури 700 °С:



За звичайних умов бор реагує лише зі фтором, а за високої температури він може взаємодіяти з галогенами, сіркою, азотом, вуглецем, з іншими неметалами і багатьма металами:



Бінарні сполуки бору з киснем, сіркою, галогенами мають кислотний характер, з азотом і вуглецем – хімічно дуже інертні, а з металами – тверді тугоплавкі сполуки з високою електропровідністю, стійкі проти дії різних хімічних реагентів:

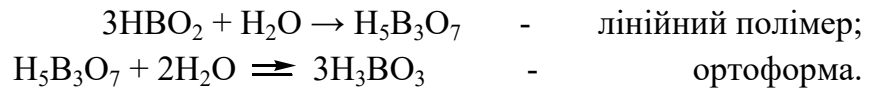


Кисневі сполуки бору представлені оксидом бору(III), борними кислотами та їх солями.

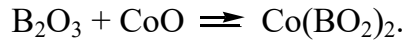
Оксид бору  $\text{B}_2\text{O}_3$  – тверда крихка безбарвна, склоподібна, гігроскопічна речовина.

З водою  $\text{B}_2\text{O}_3$  реагує із сильним розігріванням, утворюючи спочатку метаборні кислоти, а потім ортоборну кислоту:

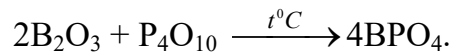




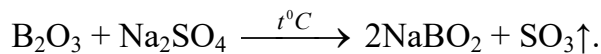
Виявляючи переважно кислотні властивості,  $\text{B}_2\text{O}_3$  розчиняє оксиди металів і перетворюється на склоподібні метаборати:



Борний ангідрид виявляє також дуже слабкі ознаки амфотерності, наприклад в реакції з фосфорним ангідридом:



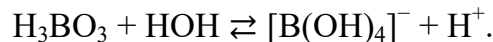
Оксид бору мало леткий, а тому при сплавленні його з солями кисневмісних кислот він здатний витискати інші кислотні ангідриди:



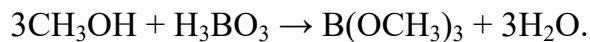
*Ортоборна кислота* за звичайних умов – біла, кристалічна, м'яка речовина, малорозчинна у воді. При нагріванні вона втрачає воду і переходить спочатку у полімерну метаборну кислоту, а потім – в оксид бору(III):



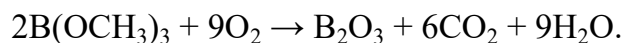
Метаборна кислота сильніша за ортоборну. Кислотні властивості останньої зумовлені не відщепленням іона водню, а приєднанням іонів  $\text{OH}^-$ :



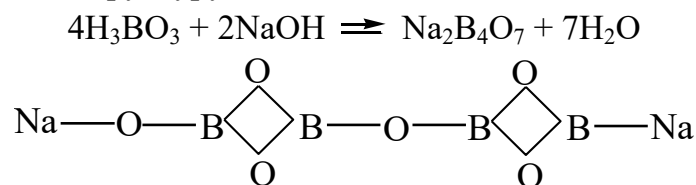
$\text{H}_3\text{BO}_3$  із спиртами за наявності сірчаної кислоти (для зв'язування води) утворює ефіри:



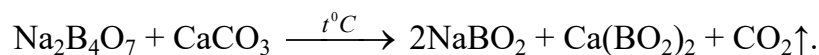
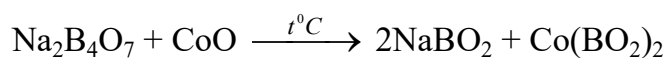
Пара цього ефіру горить блідо-зеленим полум'ям, що використовується для якісного виявлення боратів:



Схильність  $\text{H}_3\text{BO}_3$  до поліконденсації, яка виявляється і при підлогуванні її розчинів, пояснюється виникненням міцних зв'язків  $\text{—B—O—B—}$ . В результаті утворюються полімери, зокрема, тетрамер (*тетраборат натрію*), структура якого схожа на структуру  $\text{B}_2\text{O}_3$ :

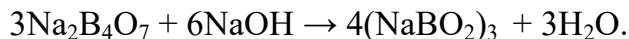


Лінійні поліборати ніби мають надлишковий  $\text{B}_2\text{O}_3$  у порівнянні з основним оксидом ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow 1\text{Na}_2\text{O} \cdot 2\text{B}_2\text{O}_3$ ), а тому при нагріванні можуть взаємодіяти з основними оксидами, лугами або солями летких кислот:



Сплави типу  $2\text{NaBO}_2 \cdot \text{Co}(\text{BO}_2)_2$ ,  $2\text{NaBO}_2 \cdot \text{Ni}(\text{BO}_2)_2$  називають *перлами бури*.

За надлишку лугу тетраборати переходять у полімерні метаборати:



При підкисленні розчину  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  знову утворюється  $\text{H}_3\text{BO}_3$ :



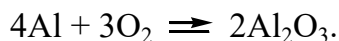
Тетраборну кислоту  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  не виділено у вільному стані, але встановлено, що вона сильніша за ортоборну і за силою подібна до оцтової:



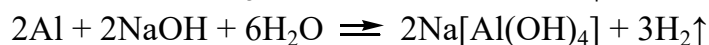
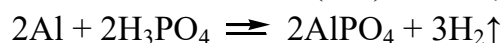
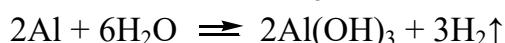
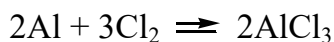
Бор (*B*) – неметал, найлегший р-елемент ( $A_r = 10,8$ ). В рослинних організмах бор відіграє важливу роль при синтезі і переміщенні вуглеводів, фосфору й стимуляторів росту. Нестача бору в ґрунті призводить до порушення вуглеводно-фосфатного обміну. Надлишок бору в ґрунті викликає захворювання рослин та їх загибель. В організмах тварин і людини бор міститься у складі зубів і кісток. Обмін бору в організмі пов'язаний з обміном калію. При нестачі калію в раціоні тварин затримується їх ріст, додаванням бору цей недолік усувається. Вплив бору на вуглеводний обмін пов'язаний з хімічними властивостями борної кислоти, яка активно реагує з полігідроксидсполуками, що мають ОН-групи в *цис*-положенні. Сполуки  $\text{H}_3\text{BO}_3$  і  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (бура) відносяться до токсичних для тварин і людини речовин. 2% розчин  $\text{H}_3\text{BO}_3$  - смертельна доза для дітей, для дорослого - 15-20мг.

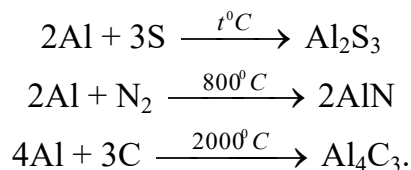
**Алюміній** є активним металом, який при помірних температурах виявляє у сполуках виключно ступінь окислення 3+ і лише при  $800^\circ\text{C}$  в газовій фазі можливі ступені окислення 1+ і 2+.

Однак він виявляє достатню стійкість по відношенню до більшості хімічних реагентів внаслідок миттєвого утворення на його поверхні тонкої, але щільної і міцно зв'язаної з металом пасивної плівки:



Якщо оксидну плівку на поверхні металу зруйнувати, то алюміній уже за звичайних умов енергійно реагує з киснем, галогенами, водою, кислотами, лугами, а при нагріванні до високої температури – з усіма неметалами за винятком водню:

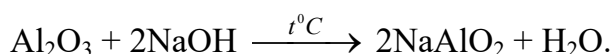
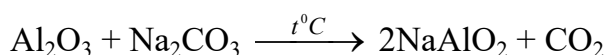
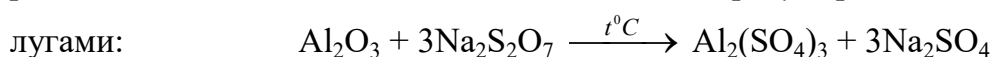




За своїми хімічними властивостями алюміній подібний до берилію (діагональна спорідненість). Так, вони самі, їхні оксиди і гідроксиди амфотерні, обидва утворюють однотипні комплекси, їхні іони  $\text{Be}^{2+}$  і  $\text{Al}^{3+}$  сильно гідратуються.

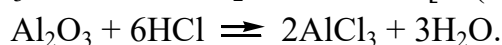
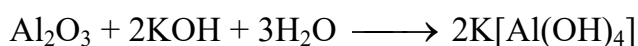
Кисневі сполуки алюмінію представлені його оксидом  $\text{Al}_2\text{O}_3$  і гідроксидом  $\text{Al}(\text{OH})_3$  та їх солями, особливість яких полягає в тому, що за своїми хімічними властивостями вони відносяться до амфотерних сполук.

Оксид алюмінію  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (глинозем) – біла, тверда, тугоплавка сполука, не розчинна у воді. Відомі дві кристалічні форми безводного оксиду алюмінію:  $\alpha$ - $\text{Al}_2\text{O}_3$  та  $\gamma$ - $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Частіше зустрічається  $\alpha$ - $\text{Al}_2\text{O}_3$  – корунд. При кімнатній температурі корунд не взаємодіє з водою, кислотами, лугами. Перевести його у розчинний стан можна лише сплавленням з піросульфатом  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , содою або лугами:



Хімічна стійкість  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , його вогнетривкість, твердість і чисельність природних сполук, що містять зв'язки  $\text{—Al—O—Al—}$ , пояснюється міцністю зв'язку  $\text{Al—O}$ , який включає донорно-акцепторну взаємодію за рахунок вільної d-орбіталі атома Al та неподіленої електронної пари атома O.

Оксид  $\gamma$ - $\text{Al}_2\text{O}_3$  утворюється внаслідок зневоднення гідроксиду алюмінію, він більш реакційноздатний і може розчинятися в розчинах кислот та сильних лугів, проявляючи амфотерність:

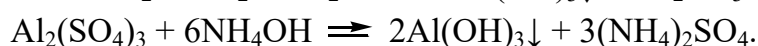
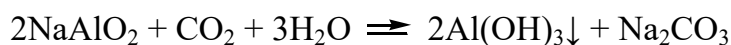


Гідроксид алюмінію, що відповідає оксиду  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , можна добути лише непрямим способом з розчинних солей Al(III). Для нього відомі дві форми: аморфний оксогідрат  $\text{AlO}(\text{OH})$  та справжній гідроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

Аморфний оксогідрат (бйоміт або природній діаспор) добувають дією розчину аміаку на киплячий розчин солі алюмінію:

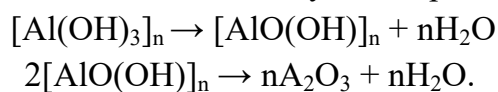


$\text{Al}(\text{OH})_3$  добувають пропусканням  $\text{CO}_2$  в лужний розчин алюмінату або дією розчину аміаку на розчини солей алюмінію:

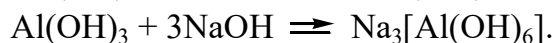


Внаслідок взаємодії розчинів солей алюмінію та лугів утворюється драглистий осад білого кольору, який має змінний склад, вміщує велику кількість хімічно зв'язаної води, а тому його формулу слід писати так:  $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ . Гідроксид алюмінію є полімером, у якому атоми алюмінію сполучені *оловими* містками (  $\text{OH}$  ) і, крім того, координують молекули води. Координаційне число алюмінію у цій сполуці дорівнює шести.

З часом відбувається «старіння» осаду гідроксиду алюмінію внаслідок процесу *оксоляції*, тобто зміни олових містків на *оксолові* (  $\diagup \text{O} \diagdown$  ), які менш реакційноздатні. Разом з оксоляцією відбувається подовження і сполучення ланцюгів між собою, внаслідок чого збільшуються розміри частинок гідроксиду алюмінію:



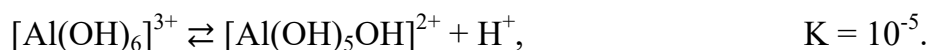
Гідроксид алюмінію – типова амфотерна сполука, що може реагувати з розчинами кислот і лугів:  $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$



Як і в будь-якого амфоліту, кислотні й основні властивості  $\text{Al}(\text{OH})_3$  виражені слабо:



Розчинні солі алюмінію у водних розчинах сильно гідролізуються із помітним зниженням рН. Іон  $\text{Al}^{3+}$  у воді гідратований і комплекс гексаакваалюмінію дисоціює за схемою:

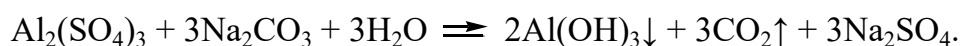


Значення константи рівноваги цього процесу свідчить про те, що гідратований іон  $\text{Al}^{3+}$  є слабкою кислотою (за силою близькою до оцтової), тому гідроліз солей алюмінію(III) слід розглядати як процес поступового відщеплення іонів  $\text{H}^+$  від координованих молекул води в аквакомплексі алюмінію:



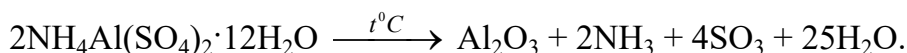
Гідроксокомплекси, які при цьому утворюються, здатні полімеризуватися до полі ядерних сполук типу  $[\text{Al}_2(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_8]^{4+}$ ,  $[\text{Al}_{13}(\text{OH})_{32}]^{7+}$ . Такі комплекси знаходяться у розчині, а тому при розчиненні солей алюмінію осади не утворюються.

Більшість солей алюмінію, утворених слабкими кислотами, повністю гідролізуються, що ускладнює реакції обміну між солями алюмінію та солями слабких кислот:



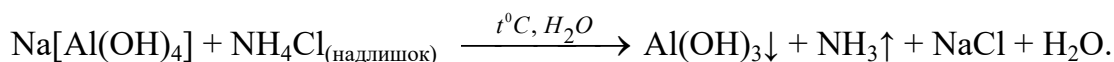
Внаслідок гідратації іону алюмінію в розчині, його солі з розчину виділяються у вигляді кристалогідратів, наприклад,  $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ .

Із сульфатами одновалентних металів (крім літію) та амонію сульфат алюмінію утворює подвійні солі – *галуни*, які мають загальну формулу  $Me^I Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , наприклад, алюмокалієвий галун  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , алюмоамонійний галун  $NH_4Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ . Кристали галунів складаються з іонів  $[Me(H_2O)_6]^+$ ,  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$  та  $SO_4^{2-}$ . Різні галуни ізоморфні між собою. Вони належать до особливого типу комплексних сполук, стійких лише у твердому стані. У розчині вони повністю дисоціюють, а тому їх ще називають *подвійними* або *змішаними* солями. Всі галуни не гігроскопічні, добре розчиняються у воді і легко кристалізуються з розчину. Термічним розкладом алюмоамонійного галуна добувають чистий  $Al_2O_3$ :

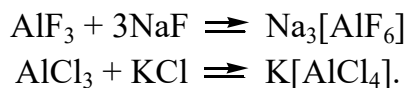


*Алюмінати* – продукти взаємодії  $Al(OH)_3$  з лугами – добре розчиняються у воді. В розчинах представлені різними гідроксо-іонами, наприклад,  $[Al(OH)_6]^{3-}$ ,  $[Al(OH)_4]^-$ , але мало які з них кристалізуються у вигляді гідроксосолей, як  $Sr_3[Al(OH)_6]_2$ . Так, кристалічний алюмінат калію має склад  $2KAlO_2 \cdot 3H_2O$ , а не  $K[Al(OH)_4]$ , якому відповідає  $KAlO_2 \cdot 2H_2O$ .

Алюмінати, що є похідними слабких основ, у водних розчинах гідролізуються повністю:



Схильність алюмінію до утворення комплексних сполук також добре виявляється на прикладі реакцій його галогенідів:



Алюміній (*Al*) - третій з найбільш поширених елементів земної кори. По вмісту в організмах *Al* відноситься до мікроелементів. В головному мозку *Al* знаходиться в більших кількостях, ніж інші метали. Це пояснюється впливом *Al* на центральну нервову систему, збудження якої супроводжується його збільшенням у крові. Уповільнення реакції нервової системи - зниження вмісту *Al*. Алюміній приймає участь у побудові епітеліальної тканини й сполучної тканини в організмі. Деякі препарати (наприклад, калій-алюмінієві галуни  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ ) використовуються в лікувальній практиці.

### *Досліди до лабораторної роботи*

#### *Дослід 1. Одержання борної кислоти із бури*

До 5-6 крапель насиченого розчину бури додати 2-3 краплі концентрованої сірчаної кислоти. Охолодити пробірку під краном у струмені холодної води і встановити утворення кристалів борної кислоти. Складіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 2.** *Гідроліз бури і реакція її розчину*

Налийте в пробірку декілька крапель розчину бури і 1-2 краплі розчину фенолфталеїну. Що відбувається? Складіть рівняння реакції гідролізу.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 3.** *Гідроліз солей алюмінію*

Налийте у пробірку 10-15 крапель дистильованої води і додайте 1-2 кристалики солі  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ . Розчиніть їх перемішуванням розчину і виміряйте його рН за допомогою універсального лакмусового папірця. Складіть молекулярні і йонні рівняння гідролізу солі за першою стадією.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4.** *Взаємодія розчинів солей, які взаємно посилюють гідроліз одна одної*

Налийте в пробірку 5-7 крапель розчину хлориду чи сульфату алюмінію і стільки ж розчину ацетату натрію. Вміст пробірки нагрійте протягом 5-7 хвилин, опустивши її в гарячу водяну баню. Що спостерігається і чим відрізняється результат від попереднього досліду?

Складіть молекулярні і йонні рівняння гідролізу солі  $Al^{3+}$  за другою стадією.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5. Амфотерні властивості гідроксиду алюмінію**

Налийте у дві пробірки по 4-5 крапель розчину солі  $Al^{3+}$ , а потім додайте у кожен з них по краплям (повільно) 2 н. розчину КОН чи NaOH до утворення осаду. Що спостерігається, якщо у першу пробірку додати 5-7 крапель розчину соляної кислоти, а в другу – ще 5-6 крапель розчину луку? На які властивості гідроксиду алюмінію вказує його взаємодія з кислотою і з лугом? Складіть рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

--	--

**Завдання для самостійної роботи:**

1.  $B + HNO_3 \rightarrow$
2.  $B + NaOH + H_2O \rightarrow$
3.  $BCl_3 + H_2O \rightarrow$
4.  $Al + N_2 \rightarrow$
5.  $Al(OH)_3 + NaOH \rightarrow$
6.  $AlCl_3 + KCl \rightarrow$
7.  $Al(OH)_3 + HCl \rightarrow$
8.  $Al + HNO_{3(розв.)} \rightarrow$
9.  $B_2O_3 + Na_2O \rightarrow$
10.  $Al + KClO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$

***Питання для самоперевірки***

1. Охарактеризувати положення Алюмінію в періодичній системі Д.І.Менделєєва. З яким сусіднім елементом він схожий за своїми властивостями?
2. Які ступені окиснення виявляє Алюміній в своїх сполуках?
3. Який склад має продукт гідратації оксиду Алюмінію (III)?
4. Як гідроксид алюмінію йонізується у воді? Яка сила цієї сполуки?
5. Скільки р-металів міститься в третій групі періодичної системи?
6. Як відносяться алюміній до дії повітря?
7. Чому алюміній стійкий до дії води, хоч є дуже електропозитивним?
8. Який із р-елементів третьої групи є найсильнішим відновником?
9. Реакції з якими речовинами можливі для алюмінію:  $HCl$ ,  $HNO_3$  (розв.), розчин лугу,  $S$ ,  $H_2$ ? Складіть для них рівняння реакцій.
10. Як змінюється кислотно-основний характер оксидів металів IIIA групи по мірі зміни порядкових номерів металів? Підтвердіть рівняннями реакцій.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 14 : ХІМІЯ СПОЛУК ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНОЇ ПІДГРУПИ ІІ ГРУПИ (МАГНІЙ, КАЛЬЦІЙ, СТРОНЦІЙ, БАРІЙ)

### *Методичні поради щодо самостійної підготовки*

#### ***Що треба знати:***

- 1) значення магнію, кальцію, стронцію і барію як біогенних елементів;
- 2) особливості будови атомів елементів ІІ групи;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках магнію, кальцію, стронцію і барію;
- 4) формули оксидів магнію, кальцію, стронцію і барію та їх гідроксидів;
- 5) хімічні властивості сполук магнію, кальцію, стронцію і барію.

#### ***Що треба вміти:***

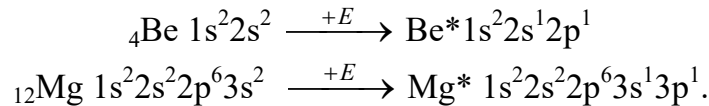
- 1) складати електронні формули берилію, магнію, кальцію, стронцію і барію;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окислення Mg, Ca, Sr, Ba;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів магнію, кальцію, стронцію і барію;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук магнію, кальцію, стронцію і барію;

### ***Загальні питання***

До s-елементів ІІА групи належать: берилій (Be), магній (Mg), кальцій (Ca), стронцій (Sr), барій (Ba), радій (Ra), загальна назва цих елементів – лужно-земельні метали. Всі атоми елементів ІІ-А групи мають: 2 електрони на зовнішньому енергетичному рівні; будову зовнішнього електронного рівня –  $ns^2np^0$ . Характерні ступені окислення: 0 і 2+.

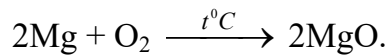
У ряду Be – Mg – Ca – Sr – Ba зверху донизу підгрупи зростають радіуси атомів, віддаленість валентних електронів від ядра, при цьому зменшується енергія іонізації атомів, що свідчить про послаблення неметалічних властивостей елементів та посилення металічних (берилій – амфотерний метал, а решта – типові метали). Хімічні зв'язки, які вони утворюють з атомами інших елементів (за винятком сполук Be та деяких сполук Mg) мають іонний характер.

***Берилій і магній***, як елементи малих періодів багато в чому схожі не лише за електронною будовою, а й за хімічними властивостями:

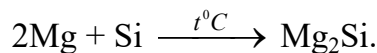
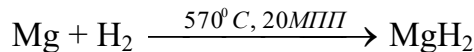
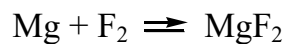
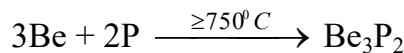
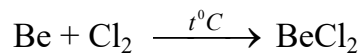
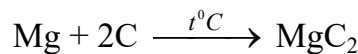
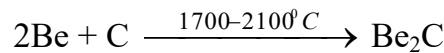
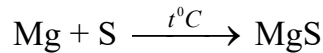
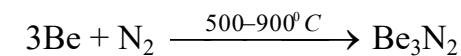


У магнію металічні властивості виражені сильніше, ніж у берилію.

Берилій і магній хімічно стійкі в сухому повітрі внаслідок наявності на їхніх поверхнях захисної плівки оксидів. Лише в разі нагрівання Be до  $900^\circ\text{C}$ , а магнію – до  $650^\circ\text{C}$  вони спалахують з утворенням оксидів  $MeO$ :

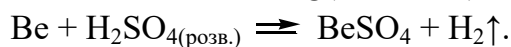
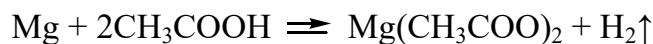


При нагріванні Be і Mg можуть реагувати з азотом, сіркою, галогенами, вуглецем, кремнієм, фосфором, воднем, причому реакції з магнієм іноді можливі навіть при кімнатній температурі:

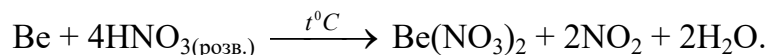


Вода на берилій не діє, а магній починає повільно з нею реагувати під час кип'ятіння:  $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ .

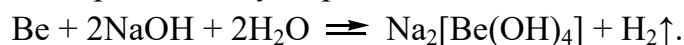
Магній легко розчиняється в усіх розведених розчинах кислот; берилій реагує із соляною та сірчаною кислотами, наприклад:



Магній та берилій пасивуються холодними концентрованими  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{HNO}_3$ , але в разі нагрівання ці реакції стають можливими:



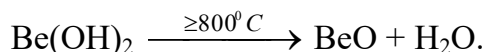
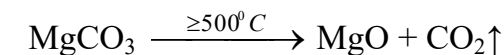
Магній, як типовий метал, з лугами не взаємодіє, а берилій, як амфотерний елемент, у концентрованих розчинах лугів розчиняється:



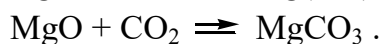
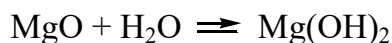
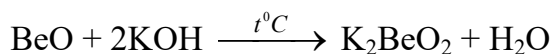
В усіх цих реакціях Be і Mg виявляють виключно відновні властивості. Причому, відновлююча активність магнію настільки висока, що магнієва стрічка горить навіть у атмосфері  $\text{CO}_2$ :  $2\text{Mg} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons 2\text{MgO} + \text{C}$ .

Найтипівішими сполуками берилію і магнію є оксиди, гідроксиди та солі.

Оксиди Be і Mg найчастіше одержують прожарюванням карбонатів або гідроксидів цих металів:



Обидва оксиди є тугоплавкими речовинами білого кольору, не прожарений BeO – гігроскопічний. MgO проявляє основні властивості, а BeO – амфотерні. Не прожарені BeO і MgO можуть взаємодіяти з кислотами, BeO з лугами, а MgO з водою та CO<sub>2</sub>:

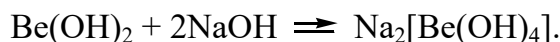
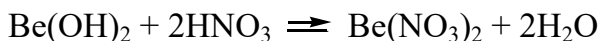


**Гідроксиди** Be і Mg – аморфні речовини білого кольору, які погано розчиняються у воді. Одержати можна осадженням із водних розчинів їхніх солей розчином аміаку:

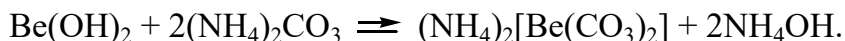


*Гідроксид берилію* – дуже слабкий електроліт, Mg(OH)<sub>2</sub> також слабкий електроліт, але сильніший за Be(OH)<sub>2</sub>.

Be(OH)<sub>2</sub> – типова амфотерна сполука, що добре розчиняється і в кислотах, і в лугах:



Важливою особливістю гідроксиду берилію є його висока розчинність у розчині карбонату амонію внаслідок реакції комплексоутворення:



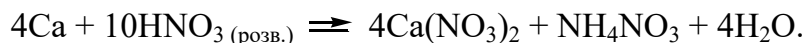
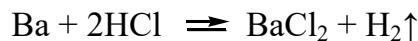
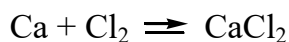
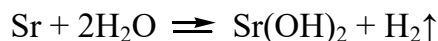
*Гідроксид магнію* добре розчиняється в кислотах, реагує з CO<sub>2</sub>, а його цікавою особливістю є здатність розчинятися в розчинах солей амонію:



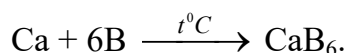
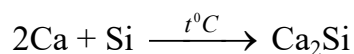
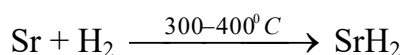
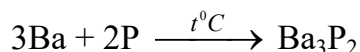
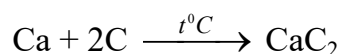
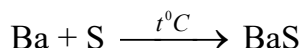
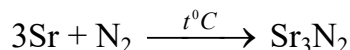
**Солі** берилію і магнію різноманітні за складом і є похідними як кисневмісних так і безкисневих кислот. Переважно вони добре розчинні у воді, де гідратовані іони [Be(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup> і [Mg(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup> безбарвні; іон берилію надає розчину солодкого смаку, а іон магнію – гіркокого.

Серед найуживаніших солей цих елементів можна вважати сульфати – BeSO<sub>4</sub>·4H<sub>2</sub>O і MgSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O; нітрати – Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O і Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O, Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O; нерозчинні карбонати та гідроксокарбонати – MgCO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O, MgCO<sub>4</sub>·3H<sub>2</sub>O, MgCO<sub>4</sub>·5H<sub>2</sub>O, 4MgCO<sub>4</sub>·Mg(OH)<sub>2</sub>·5H<sub>2</sub>O, 4BeCO<sub>3</sub>·Be(OH)<sub>2</sub>; галогеніди – BeCl<sub>2</sub>·4H<sub>2</sub>O, MgCl<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O тощо.

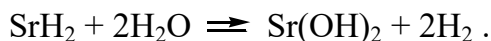
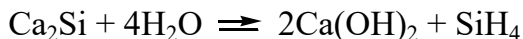
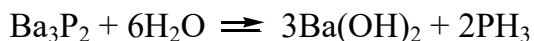
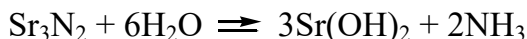
*Ca, Sr, Ba* і *Ra* – лужноземельні метали є хімічними аналогами, дуже реакційноактивні елементи. Вони легко реагують з водою, кислотами і багатьма неметалами:



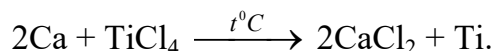
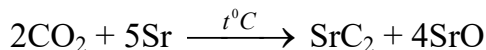
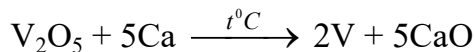
У разі слабкого нагрівання вони реагують також з азотом, а з воднем, вуглецем, кремнієм, фосфором і бором взаємодіють за високих температур, наприклад:



За винятком галогенідів та хімічно стійких тугоплавких боридів, які не руйнуються розчинами звичайних кислот і лугів, решта бінарних сполук лужноземельних металів розкладається водою з утворенням гідроксидів і водневих сполук:

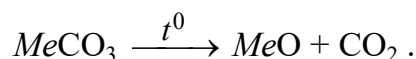


У всіх хімічних процесах лужноземельні метали в елементному стані – виключно відновники, а завдяки дуже великій спорідненості до кисню під час нагрівання вони здатні відновлювати більшість металів і неметалів з їх оксидів та солей навіть до простих речовин:

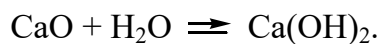


**Кисневі сполуки лужноземельних металів** включають оксиди  $\text{MeO}$ , пероксиди  $\text{MeO}_2$ , надпероксиди  $\text{Me}(\text{O}_2)_2$  та гідроксиди.

Оксиди кальцію та інших металів його підгрупи у промислових масштабах одержують прожарюванням карбонатів, наприклад, вапна або магнезиту:

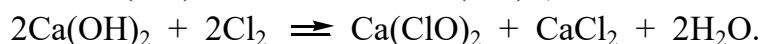
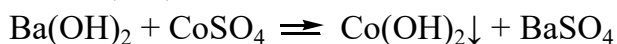
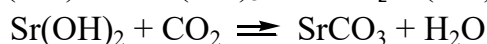
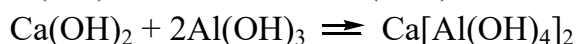
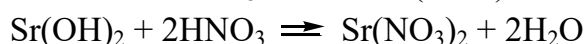
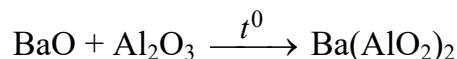
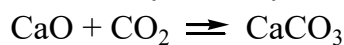


Оксиди елементів підгрупи кальцію енергійно взаємодіють з водою з виділенням великої кількості теплоти і перетворюються при цьому на гідроксиди. Так, оксид кальцію, або *негашене вапно* CaO перетворюється на будівельне *гашене вапно* Ca(OH)<sub>2</sub> :



Гідроксид кальцію, що при цьому утворюється, є найдешевшою та найуживанішою у техніці сильною основою.

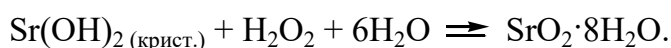
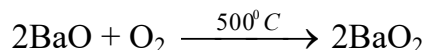
CaO, SrO, BaO та їх гідроксиди – сполуки з сильно вираженим оснóвним характером, які посилюються в ряду Ca–Sr–Ba–Ra. Для них типовими є хімічні реакції з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами і гідроксидами, солями, галогенами, які можуть відбуватися як у розчинах, так і під час сплавлення речовин:



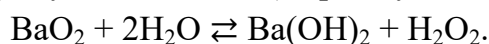
Розчинність гідроксидів у воді від Ca(OH)<sub>2</sub> до Ba(OH)<sub>2</sub> значно зростає. Причому, при нагріванні розчинність Ca(OH)<sub>2</sub> зменшується, а решти гідроксидів зростає.

Суспензію Ca(OH)<sub>2</sub> у воді називають *вапняним молоком*, а його водний розчин – *вапняною водою*. Вони сильно поглинають вуглекислий газ повітря і внаслідок цього осаджується CaCO<sub>3</sub>.

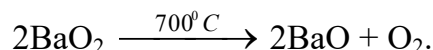
*Пероксиди* лужноземельних металів добувають нагріванням BaO у струмені повітря або дією пероксиду водню на гідроксиди:



Пероксиди поступово руйнуються водою (гідролізуються) :

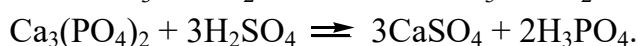
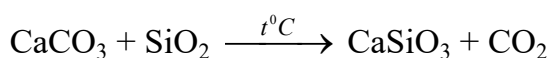
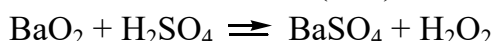
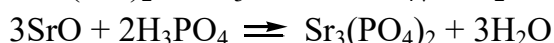
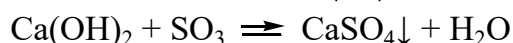
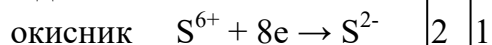
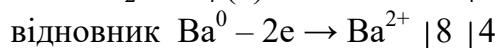
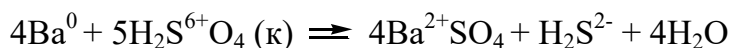
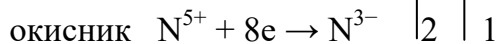
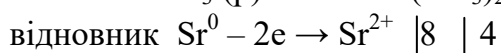
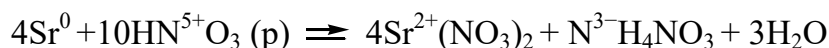


За високих температур вони розкладаються з виділенням кисню:



**1.1.1.3 Солі Ca, Sr, Ba і Ra утворюються внаслідок взаємодії металів, їх оксидів, пероксидів, гідроксидів та солей або з кислотами, або з**

кислотними оксидами, або з неметалами:



До найбільш поширених солей лужноземельних металів, що мають практичне використання, відносяться карбонати, нітрати, сульфати, силікати, фосфати, галогеніди. Одержані із розчинів, вони перебувають у формі кристалогідратів, наприклад: *подвійний суперфосфат*  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; *преципітат*  $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; *гіпс*  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; *галогеніди*  $\text{CaBr}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{BaI}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SrCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ; *нітрати*  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

Більшість солей лужноземельних металів у твердому стані мають білий колір, а їх розчини безбарвні. Солі, які містять аніони  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$  добре розчинні, а фториди, карбонати, ортофосфати та сульфати – малорозчинні у воді.

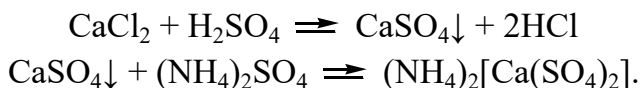
Солі магнію та кальцію завжди містяться у природних водах і обумовлюють їх твердість або жорсткість.

*Комплексні сполуки елементів ІІА групи.* Катіони  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  та  $\text{Ba}^{2+}$  утворюють ряд комплексних сполук з O- і N-донорними лігандами – гідроксид-іон, сульфат-, пірофосфат-, ацетат-, оксалат-іон, аміак та інші.

**1.1.1.3.1.1.1 Комплексними сполуками катіонного типу можна вважати кристалогідрати:  $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{ClO}_4)_2$ ;  $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ;  $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$  та інші. Висока гігроскопічність зневоднених солей кальцію і магнію свідчить про можливість утворення такого типу кристалогідратів. Зневоднені солі здатні також приєднувати аміак з утворенням аміакатів типу:  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$  –  $[\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ ;  $\text{CaI}_2 \cdot 8\text{NH}_3$  –  $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{I}_2$ ;  $\text{SrCl}_2 \cdot 8\text{NH}_3$  –  $[\text{Sr}(\text{NH}_3)_8]\text{Cl}_2$ . Кристалічна структура гексааміакатів є аналогічною до структури гексагідратів (октаедрична). В октааміакаті кальцію комплексоутворювач знаходиться у центрі куба, а ліганди**

розташовані на його вершинах. Аміаки магнію, кальцію та стронцію можуть існувати лише у твердому стані, а у водних розчинах легко розкладаються.

Особливістю кальцію можна вважати здатність його іонів утворювати комплексну сполуку у надлишку розчину сульфату амонію, в той час як сам сульфат кальцію малорозчинна сіль :



Магній, кальцій і їх аналоги утворюють більш стійкі комплексні сполуки з органічними лігандами і, перш за все, з комплексонами типу етилендіамінтетраоцтової кислоти (ЕДТА), динатрієвої солі цієї кислоти (трилон Б, комплексон III, хелатон III).

Висока стійкість кальцієвих та магнієвих сполук ЕДТА є основою методу кількісного визначення твердості води і зумовлюється це утворенням циклічних сполук (хелатів, клішневидних).

### *Досліди до лабораторної роботи*

#### *Дослід 1. Взаємодія магнію з водою*

Налити у дві пробірки по 1-2 мл дистильованої води і додати порошку (або шматочків) магнію. Чи реагує магній з холодною водою?

Нагріти одну з пробірок до кипіння води і спостерігати за розкладанням води магнієм.

У другу пробірку додати трохи концентрованого розчину хлориду амонію і підігріти. Спостерігати бурхливу реакцію виділення водню. Чому нагрівання і наявність хлориду амонію прискорюють розкладання води магнієм? Скласти рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

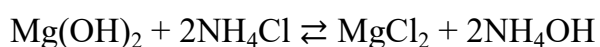
**Дослід 2. Добування і властивості гідроксиду магнію**

Налити у пробірку 3-5 крапель розчину солі магнію (сульфат, хлорид або нітрат) і додати такий самий об'єм розведеного розчину гідроксиду натрію або калію. Спостерігати за утворенням білого драглистого осаду. В окремих пробірках подіяти на осад надлишком лугу і розведеними кислотами (HCl або HNO<sub>3</sub>). Що при цьому спостерігається? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 3. Вплив солей амонію на розчинність гідроксиду магнію**

Налити у дві пробірки по 3-5 крапель солі магнію, додати в одну з них такий самий об'єм концентрованого розчину хлориду амонію, а далі по краплинам доливати в обидві пробірки розчин аміаку. Спостерігати в одній з пробірок утворення осаду гідроксиду магнію. Додати у цю пробірку концентрованого розчину хлориду амонію і спостерігати за розчиненням осаду. Пояснити з точки зору хімічної рівноваги в системі:



чому при наявності надлишку солі амонію не випадає осад гідроксиду магнію, а вже утворений осад гідроксиду розчиняється?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4.** Реакція виявлення катіонів магнію  $Mg^{2+}$

До 4-5 краплин розчину солі магнію долити розчин аміаку. Спостерігати за утворенням осаду. Далі додавати по краплям розчин хлориду амонію до повного розчинення осаду, а потім до прозорого розчину суміші долити 2-3 краплі гідроортофосфату натрію. Спостерігати за випаданням білого кристалічного осаду ортофосфату магнію – амонію  $MgNH_4PO_4$ . Написати молекулярне та йонне рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5.** Забарвлення полум'я сполуками кальцію

У полум'ї декілька разів прожарити залізний дріт. Змочити його розчином хлориду кальцію і внести у безбарвну частину полум'я газового пальника. Спостерігати за тим як полум'я набуває червоного кольору.

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
--------------------	--

**Дослід 6. Одержання карбонату кальцію**

Налити у пробірку 3-4 краплі розчину хлориду кальцію і додати таку саму кількість розчину карбонату натрію. Спостерігати за утворенням білого осаду карбонату кальцію. Скласти рівняння реакції у молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 7. Якісна реакція на катіони кальцію**

До 2-3 крапель розчину солі кальцію додати таку саму кількість розчину оксалату амонію  $(\text{NH})_4\text{C}_2\text{O}_4$  (сіль щавлевої кислоти). Спостерігати за утворенням білого осаду. Нагрівання сприяє швидкому осадженню оксалату кальцію. Скласти рівняння реакції у молекулярній та йонній формі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 8. Дія хроматів на катіони лужноземельних металів**

Налити у окремі пробірки розчини солей кальцію, стронцію і барію, наприклад  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{BaCl}_2$ . В кожну пробірку додати по 4-5 крапель розчину  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  чи  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . В якому випадку утворився осад і якого він кольору? Скласти рівняння цієї реакції.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### *Завдання для самостійної роботи*

1.  $\text{Be} + \text{N}_2 \rightarrow$
2.  $\text{Mg} + \text{Si} \rightarrow$
3.  $\text{Ca} + \text{NH}_3 \rightarrow$
4.  $\text{Sr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
5.  $\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$
6.  $\text{Ca} + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow$
7.  $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow$
8.  $\text{Ba} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \rightarrow$
9.  $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{Ca} \rightarrow$
10.  $\text{Sr} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) \rightarrow$

### *Питання для самоперевірки*

1. Дати коротку характеристику магнію та кальцію. Вказати будову їх атомів, хімічну активність, відношення до води та кислот.
2. Скільки лужноземельних металів є в періодичній системі елементів?
3. Як діють на метали ІІА групи повітря і хлор?
4. Який із гідроксидів металів ІІА групи має амфотерний характер?
5. Чому гашене вапно при зберіганні на повітрі втрачає свої властивості?

6. Що буде відбуватися, якщо до розчину гідрокарбонату кальцію додати гідроксид кальцію? Скласти рівняння молекулярних та йонних реакцій.
7. Скласти рівняння реакцій окиснення кальцію розведеними і концентрованими кислотами  $\text{HNO}_3$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

*Лабораторна робота 15 : Хімія сполук елементів головної підгрупи I групи (ЛІТІЙ, НАТРІЙ, КАЛІЙ, ЦЕЗІЙ)*

### ***Методичні поради щодо самостійної підготовки***

#### ***Що треба знати:***

- 1) значення лужних металів як біогенних елементів;
- 2) особливості будови атомів елементів I групи головної підгрупи;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках натрію, калію, літію;
- 4) формули оксидів лужних металів та їх гідроксидів;
- 5) хімічні властивості сполук натрію, калію, літію;

#### ***Що треба вміти:***

- 1) складати електронні формули лужних металів;
- 2) на основі будови (графічного зображення) зовнішнього енергетичного рівня визначити валентність і ступені окиснення Na, K, Cs, Li;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості оксидів і гідроксидів лужних металів;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук натрію, калію, літію;

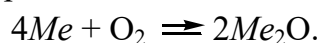
### ***Загальні питання***

Хоч всі елементи головної підгрупи I групи є хімічними аналогами, але деяка різниця в їхніх властивостях цілком зрозуміла, якщо враховувати особливості зміни електронної будови атомів в ряду Li—Na—K—Rb—Cs. Так, літій ( $1s^2 2s^1$ ) має серед лужних металів найменший атомний і йонний радіус, що робить його більш схожим на магній.

Нерівномірність зміни радіуса атома, значень його енергії іонізації та електронегативності при переході від Na до K, ніж далі в ряду K—Rb—Cs пояснюється порядком формування *s*-підрівня їхнього зовнішнього енергетичного рівня. Так, для атома Na перехід від 2*s*-підрівня літію до 3*s*- підрівня заряд ядра

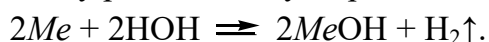
атома збільшується на 8 одиниць, що в певній мірі збільшує не лише радіус атома, а й вплив ядра на валентні електрони (тому металічні властивості натрію більші, ніж у Li). Аналогічна ситуація спостерігається і при переході від 3s-металу Na до 4s-металу K. Однак далі починає формуватися 3d-підрівень (раніше 4p-підрівня) і для наступного лужного металу Rb перехід супроводжується збільшенням заряду ядра порівняно з калієм на 18 протонів. В межах забудови (n-1)d-підрівня для атомів Rb і Cs відбувається деяке стиснення атомів (відносно зменшення радіуса атома), що призводить до посилення впливу ядра на валентні електрони і зміни металічних властивостей елементів порівняно з натрієм. На властивості францію ще додатково впливає 4f-підрівень, який формується раніше 5d-підрівня.

Всі лужні метали – надзвичайно реакційно активні речовини. На повітрі Li, Na, K тьмяніють, окислюються, утворюючи пухкі продукти, а Rb і Cs спалахують. На повітрі при нестачі кисню утворюються оксиди:

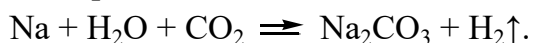


При спалюванні натрію в атмосфері кисню (надлишок  $O_2$ ) утворюється пероксид натрію:  $2Na + O_2 \rightleftharpoons Na_2O_2$ , а при спалюванні калію – надпероксид калію:  $K + O_2 \rightleftharpoons KO_2$ .

З водою літій реагує досить активно, натрій – бурхливо, калій – з вибухом, а рубідій і цезій спалахують навіть у разі контакту з кригою:

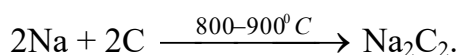
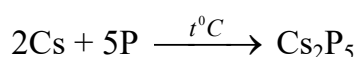
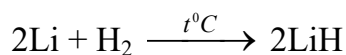
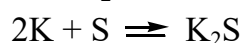
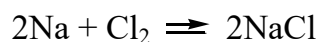


Під час взаємодії лужних металів з вологим повітрям, що містить вуглекислий газ, утворюються карбонати:

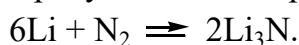


Взаємодія лужних металів з кислотами супроводжується вибухом, а тому в лабораторії такі реакції проводити не слід.

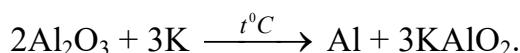
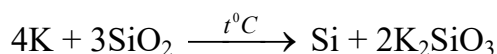
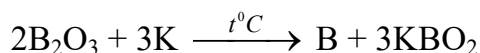
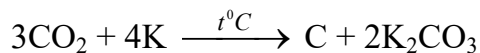
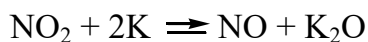
В атмосфері хлору та фтору лужні метали самоспалахують за звичайних умов, реакція з бромом супроводжується вибухом, а при нагріванні вони легко взаємодіють з сіркою, воднем та іншими неметалами:



Хімічною особливістю літію є його реакція з азотом за кімнатної температури, тоді як інші метали потребують для цієї реакції нагрівання:

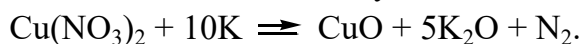


Лужні метали в елементному стані – активні відновники. Так, калій і натрій в звичайних умовах енергійно взаємодіють з оксидами азоту, при нагріванні – з CO і CO<sub>2</sub>, за високих температур навіть здатні відновлювати Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Ag<sub>2</sub>O, NiO B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SiO<sub>2</sub> :



При пропусканні над розплавленими лужними металами аміаку утворюються аміди:  $2\text{Na} + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\uparrow$ .

Калій і інші лужні метали за нагрівання здатні відновлювати також сульфати, сульфіти, нітрати, нітроти, карбонати і фосфати малоактивних металів до їх оксидів або вільного стану:

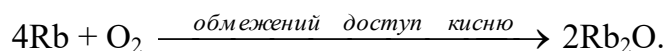
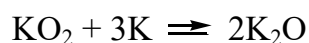
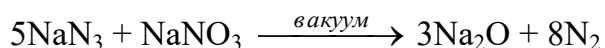
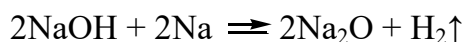
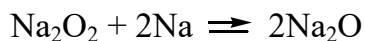


**Кисневі сполуки лужних металів** включають звичайні оксиди типу Me<sub>2</sub>O, пероксиди Me<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, надпероксиди (супероксиди) MeO<sub>2</sub>, озоніди MeO<sub>3</sub>, гідроксиди MeOH, наприклад:

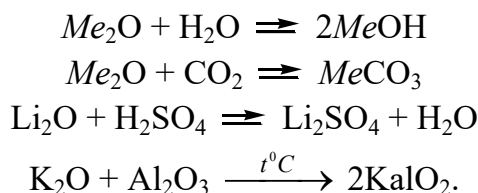
Оксиди	Li <sub>2</sub> O	Na <sub>2</sub> O	K <sub>2</sub> O	Rb <sub>2</sub> O	Cs <sub>2</sub> O
Колір	білий	білий	біло-жовтий	жовтий	жовтогарячий
Пероксиди	Li <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Rb <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Cs <sub>2</sub> O <sub>2</sub>
Колір		біло-жовтий	білий		
Надпероксиди	-	NaO <sub>2</sub>	KO <sub>2</sub>	RbO <sub>2</sub>	CsO <sub>2</sub>
Колір		блідо-жовтий	жовтий	темно-коричневий	жовтий
Озоніди	-	NaO <sub>3</sub> *	KO <sub>3</sub>	-	-
Колір		-	червоний		
Гідроксиди	LiOH	NaOH	KOH	RbOH	CsOH

\* / малостійкий

**Оксиди лужних металів одержують** непрямими способами, а безпосередньою взаємодією елементів можна одержати лише оксид літію Li<sub>2</sub>O, наприклад:

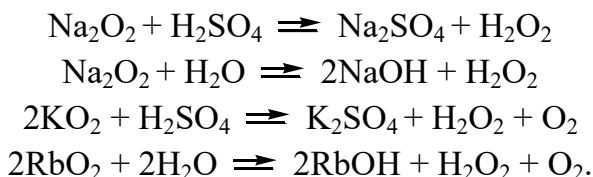


Оксиди  $Me_2O$  є типово оснóвними і для них характерні реакції взаємодії з водою, кислотами, кислотними оксидами та амфотерними сполуками.  $Li_2O$  гідратується повільно, а решта оксидів лужних металів реагують з водою, водними розчинами кислот та кислотними оксидами дуже енергійно:

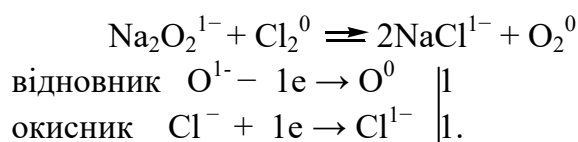
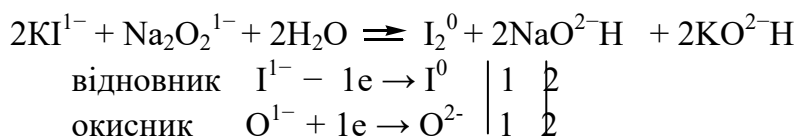


При згорянні на повітрі під дією кисню натрій окислюється до *пероксиду*  $Na_2O_2$ , а K, Rb і Cs утворюють *надперокси*  $MeO_2$ .

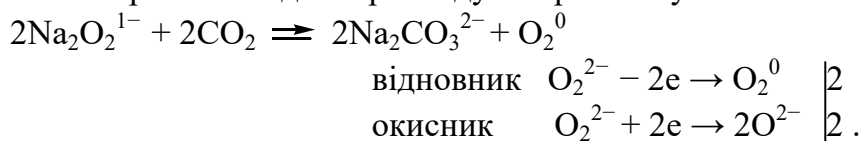
Водою і кислотами перокси розкладаються з утворенням  $H_2O_2$ , а надперокси – ще й з виділенням кисню:



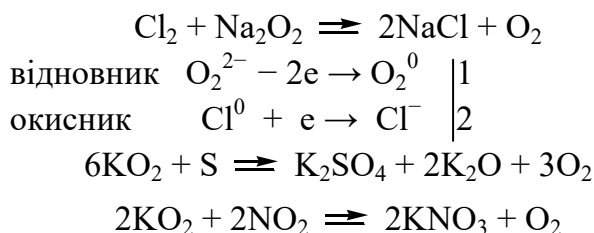
Таким чином перокси можна розглядати як сіль слабкої кислоти – пероксиду водню  $H_2O_2$ . Наприклад,  $Na_2O_2$  по аналогії з пероксидом водню має окислюючі і відновні властивості:

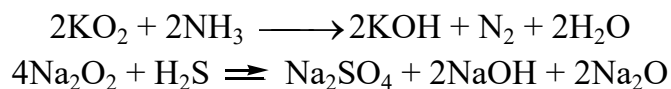


При взаємодії пероксиду натрію з вуглекислим газом виділяється кисень:

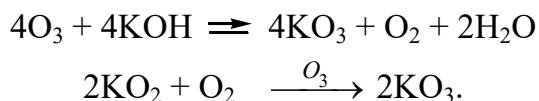


Перокси і надперокси лужних металів – сильні окислювачі. Вони реагують з металами, неметалами і органічними речовинами з самозайманням або вибухом, легко окислюють бінарні сполуки:

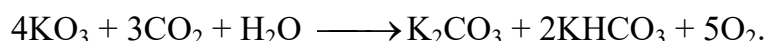
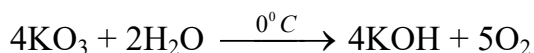




Озонід калію добувають за реакціями:

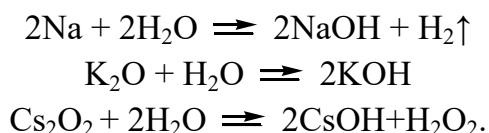


За хімічними властивостями озоніди нагадують пероксиди і надпероксиди:



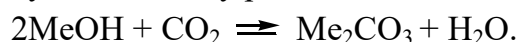
**Гідроксиди** лужних металів  $\text{MeOH}$  – безбарвні, дуже гігроскопічні, тверді речовини, блискучі на зламі, леткі при нагрівання (не розкладаються за виключенням  $\text{LiOH}$ ), порівняно легкоплавкі, добре розчиняються у воді (найгірше  $\text{LiOH}$ ). У разі контакту з металами останні руйнуються.

При взаємодії лужних металів, їх оксидів та пероксидів з водою утворюються *гідроксиди* відповідних металів:

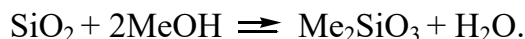


$\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$  і  $\text{CsOH}$  – безбарвні кристалічні речовини, добре розчиняються у воді з виділенням великої кількості тепла. В розчинах вони майже повністю дисоційовані. Розчини цих гідроксидів називають *лугами*. Завдяки сильній роз’їдаючій дії на шкіру, тканини, деревину та інші речовини гідроксиди натрію та калію одержали технічні назви відповідно *їдкий натр* та *їдке калі*.

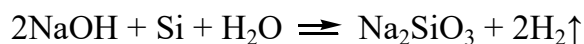
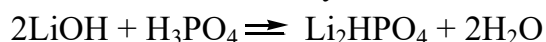
Гідроксиди натрію, калію і інших лужних металів поглинають з повітря вуглекислий газ як у твердому стані, так і у розчинах:

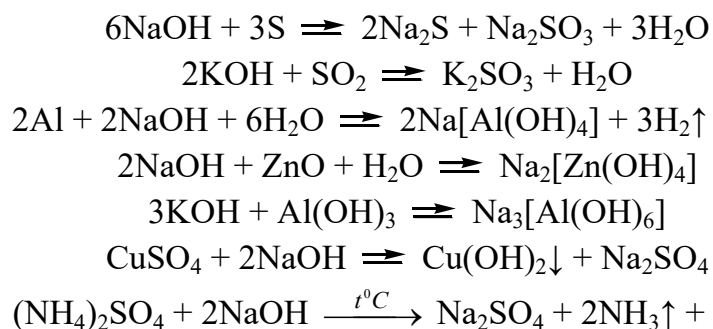


Тому їх зберігають у герметично закритому посуді. При тривалому зберіганні висококонцентрованих розчинів  $\text{NaOH}$  та  $\text{KOH}$  у скляному посуді розчини забруднюються відповідними силікатами внаслідок реакції лугів із оксидом кремнію(IV), що входить до складу скла:

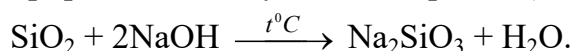


Для водних розчинів гідроксидів лужних металів, як сильних основ, характерна взаємодія з кислотами, кислотними оксидами, неметалами, амфотерними металами та їх сполуками, з солями малоактивних металів та амонію тощо:



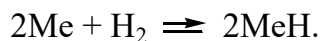


Розплави гідроксидів лужних металів руйнують більшість стійких природних та штучних матеріалів (силікати, алюмосилікати, папір, шкіра, фарфор):



Гідроксид натрію найпоширеніший луг. Його світове виробництво досягає мільйонів тон на рік. Він є одним з найважливіших продуктів хімічної промисловості. NaOH використовують для очистки нафтових продуктів – бензину та гасу, для виробництва мила, штучного волокна, паперу, у текстильній, шкіряній, хімічній промисловості.

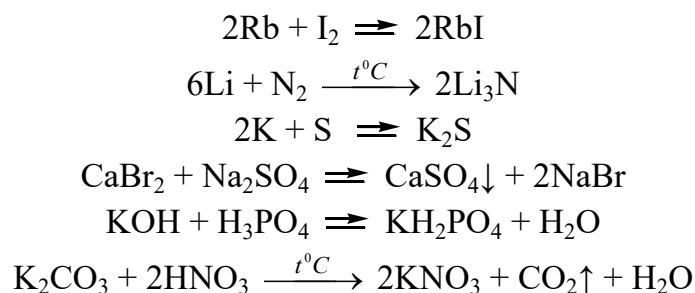
За слабого нагрівання калію, натрію та інших лужних металів в атмосфері водню утворюються *гідриди*. Водень у даному випадку поводить себе як електронегативний елемент:

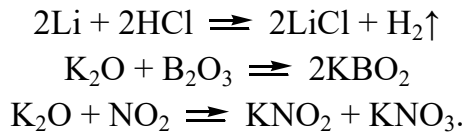


**Солі лужних металів.** Важливими солями лужних металів є нітрати, галогеніди, карбонати, сульфати, фосфати. Практично всі вони добре розчинні у воді (за виключенням солей літію). До важкорозчинних солей літію належать LiF, Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Li<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Калій утворює малорозчинний *гідротартрат* KHC<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, *перхлорат* KClO<sub>4</sub>, *гексанітрокобальтат* K<sub>2</sub>Na[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>]·H<sub>2</sub>O, *гексахлорплатинат* K<sub>2</sub>[PtCl<sub>6</sub>], натрій – *гексагідроксостибіат* Na[Sb(OH)<sub>6</sub>], *цинкуранілацетат* NaZn[(UO<sub>2</sub>)(CH<sub>3</sub>COO)<sub>3</sub>]<sub>3</sub>·9H<sub>2</sub>O, рубідій та цезій - *гексахлорплатинати* Rb<sub>2</sub>[PtCl<sub>6</sub>] та *перхлорати* CsClO<sub>4</sub>.

Солі лужних металів, що утворені слабкими кислотами, у водних розчинах підлягають гідролізу із створенням лужного середовища.

Одержують солі лужних металів або прямою взаємодією металів та неметалів (галогеніди, сульфіді, карбіді, фосфіді, нітриди тощо), або внаслідок реакцій обміну, нейтралізації, з'єднання, витискання:





Нижче найбільш поширені солі лужних металів розглядаються з точки зору їх практичного застосування.

*Карбонат літію*, як малорозчинну речовину, одержують дією соди на розчини  $\text{LiCl}$ ,  $\text{LiNO}_3$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ :  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{LiCl} \rightleftharpoons 2\text{NaCl} + \text{Li}_2\text{CO}_3\downarrow$ .

Використовують у виробництві *ситалів*, кераміки, електроізоляційного фарфору, захисного покриття камер спалювання та сопел реактивних двигунів, емалей, глазурей, кислотостійкого покриття, скла підвищеної міцності.

*Сульфат літію*  $\text{Li}_2\text{SO}_4$  – п'єзоелектрик, використовується як компонент деяких люмінофорів та лікарських речовин.

*Фторид літію*  $\text{LiF}$  – матеріал термолюмінесцентних дозиметрів рентгенівського і  $\gamma$ -випромінювання, оптичний матеріал, компонент електrolітів для одержання  $\text{Al}$  та  $\text{F}$ , емалей глазурей, кераміки, флінаку, люмінофорів та лазерних матеріалів.

*Хлорид літію*  $\text{LiCl}$  – сировина для одержання металічного літію і його сполук; компонент поглиначів вологи,  $\text{CO}_2$ , парів органічних речовин в промислових кондиціонерах; легких сплавів, флюсів для плавки металів, паяння виробів із  $\text{Mg}$  і  $\text{Al}$ ; засіб проти обмерзання літаків; твердий електrolіт в хімічних джерелах струму.

*Хлорид натрію (кухонна сіль)*  $\text{NaCl}$  – необхідна складова частина їжі, використовується для консервування харчових продуктів, а також у м'ясо-молочному виробництві тощо; є сировиною для виготовлення гідроксиду натрію, хлору, соляної кислоти, соди та інших промислових продуктів.

*Кальцинована* ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) та *кристалічна* ( $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ) *сода* у великих кількостях застосовується у хімічній, скляній, миловарній, паперовій та інших галузях промисловості.

*Питна сода* ( $\text{NaHCO}_3$ ) використовується в медицині та харчовій промисловості.

*Сульфат натрію* ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) використовують у виробництві соди та скла. Із водних розчинів кристалізується десятиводний гідрат  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , що має назву *глауберової солі*, яка застосовується у медицині як проносний препарат.

*Нітрат натрію* або *чилійська селітра* ( $\text{NaNO}_3$ ) використовують як добриво, а також у м'ясній промисловості.

*Ортофосфат натрію* ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ) входить до складу миючих засобів.

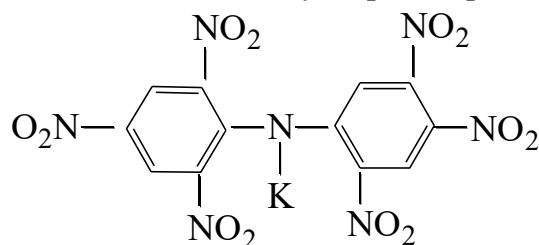
*Амід натрію*  $\text{NaNH}_2$  потрібний для синтезу синього барвника *індиго* та *вітаміну А*.

Із загальної кількості солей калію, майже 90% використовують як мінеральні добрива. Щорічно з врожаєм з ґрунту виноситься велика кількість сполук калію. Ці втрати поповнюються шляхом введення у ґрунт різних комбінацій природних та штучних калійних солей (KCl, KNO<sub>3</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, KPO<sub>3</sub> тощо).

*Сульфат калію* (45-52 % K<sub>2</sub>O) – найбільш дороге із калійних добрив, оскільки всі методи його добування пов'язані з великими витратами. Його використовують для вирощування культур, що не витримують надлишку хлоридів.

Найбільш поширеним калійним добривом є *хлорид калію* (*хлористий калій*, 50-62 % K<sub>2</sub>O), який одержують із природної сировини (сильвінітових руд) флотаційним або галургічним методом збагачення.

Солі калію (KCl) можна також вилучати із морської води, обробляючи її дипікриламінитом кальцію, який з іоном калію утворює червоний осад:



Обробляючи осад соляною кислотою, одержують KCl та вільний амін, який знову регенерують шляхом переведення у кальцієвий комплекс.

*Бромід калію* KBr використовують як седативний засіб у медицині, компонент протравлювача для гравірування та в якості противуалюючої речовини у фотографії.

*Дихромат калію* K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – реактив для дублення шкір, компонент сумішей для голівок сірників, піротехнічних сумішей, інгібітор корозії металів та сплавів, протрава для насіння.

*Йодид калію* KI використовують як лікувальний засіб в медицині та ветеринарії, мікродобриво для рослин, компонент електроліту в електрохімічних перетворювачах.

*Нітрат калію* KNO<sub>3</sub> застосовують як добриво, для виготовлення чорного порошу та піротехнічних сумішей, у виробництві сірників, скла, барвників, для консервування м'ясних продуктів.

*Перманганат калію* KMnO<sub>4</sub> – відбілювач тканин, добавка до розчинів для очищення газів, антисептик, реактив-окислювач.

*Карбонат калію* K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, (*поташ*) – продукт для одержання калієвого скла та мила, полісульфіду калію (для сульфидування сталей, чавунних, мідних і срібних виробів), використовується для хімічного розпушування тіста у виробництві хлібобулочних виробів та пряників.

*Комплексні сполуки лужних металів.* Катіони натрію і калію при наявності невеликих зарядів ядер мають досить великі радіуси ( $\text{Na}^+ - 98$  пм;  $\text{K}^+ - 133$  пм) і тому комплексні сполуки їх з неорганічними лігандами нестійкі у водних розчинах. Прикладом таких комплексів можуть бути тетраедричний комплексний іон  $[\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^+$ , у якому зв'язки Na–N побудовані на принципі іон-дипольної взаємодії і відрізняються за стійкістю від чисто ковалентних (донорно-акцепторних) зв'язків. Така ж природа сольватів, утворених іонами лужних металів з водою. У кристалогідратах координаційне число іону  $\text{Li}^+$  4 і 6, у іонів  $\text{Na}^+$  і  $\text{K}^+$  – 6, а у  $\text{Rb}^+$  та  $\text{Cs}^+$  – 8.

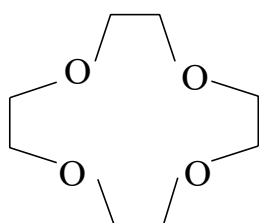
Більш стійкі комплекси утворюють катіони  $\text{Na}^+$  і  $\text{K}^+$  з хелатоутворюючими та макроциклічними лігандами-іонофорами.

*Іонофори* – це сполуки, здатні утворювати іон-дипольні комплекси з катіонами металів, перш за все з  $\text{Na}^+$  і  $\text{K}^+$ . Речовини цієї групи зв'язують іони металів в результаті узгодженої взаємодії з декількома карбонільними групами пептидного каркасу; іон при цьому утримується в молекулярній порожнині комплексону за рахунок іон-дипольних зв'язків. Іонофори являють собою макроциклічні структури, цикл яких складається із залишків карбонових і амінокислот. Їх молекулярна маса знаходиться у межах 200–2000.

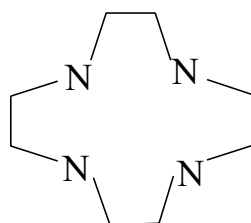
Найважливішими властивостями іонофорів є здатність селективно утворювати ліпідорозчинні катіонні комплекси, що відіграють важливу роль у транспорті іонів через мембрани.

Одним з розповсюджених природних іонофорів є *валіноміцин*, який утворює стійкі комплекси з іоном калію ( $\text{p}K_c = 4,77$ ) і фактично не утворює комплексів з іонами натрію ( $\text{p}K_c = 0,77$ ). Практично нема природних мембран, в яких би валіноміцин не стимулював калієву провідність.

Дослідження природних іонофорів не тільки розкрило причини їх селективності по відношенню до окремих катіонів металів, але дозволило створити синтетичні аналоги на основі макроциклічних полієфірів. Ці полієфіри одержали назву “*корони*” (*краун-ефіри*). Перед словом “корона” цифрою вказується загальне число атомів, що утворюють макроцикл, а після нього – число атомів кисню, азоту або сірки в циклі:



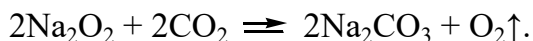
12-Корона-4



азо-12-Корона-4

Підбираючи склад і розміри макроциклів, можна синтезувати “корони” із заданими властивостями, встановлюючи певні розміри “вікон” для кожного металу.

Інші класи сполук лужних металів також знаходять практичне застосування. Так, пероксиди натрію і калію використовують для регенерації кисню на підводних човнах та в ізолюючих протигазах:



Крім того,  $\text{Na}_2\text{O}_2$  використовують як відбілюючий засіб для тканин, шерсті, шовку, паперу та солом’яних капелюхів.

Гідроксид натрію (їдкий натр, каустична сода) у величезних кількостях використовується для виробництва мила, фарб, целюлози.

Гідроксид калію застосовують у виробництві рідкого мила, деяких фарбників і як електродит у лужних акумуляторах.

Гідрид літію  $\text{LiH}$  застосовують для знімання окалин з металевих виробів після гарячого штампування.

Натрій, його суміш з калієм, а також рубідій застосовують як охолоджувальні засоби в ядерних реакторах.  $\text{Na}$  і  $\text{K}$  також застосовують у металотермії для добування  $\text{Ti}$ ,  $\text{Ta}$ ,  $\text{Zr}$ .  $\text{K}$  – матеріал електродів в хімічних джерелах струму; геттер в вакуумних радіолампах.

### Досліди до лабораторної роботи

#### Дослід 1. Забарвлення полум’я сполуками натрію, калію та літію

Для дослідів використовують розчини хлоридів натрію, калію та літію. У полум’ї газового пальника або спиртівки декілька разів прожарити залізний дріт, а потім змочити його розчином хлориду калію і внести у полум’я. Спостерігати фіолетове забарвлення.

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

Дріт промити у соляній кислоті, добре прожарити і далі змочити розчином хлориду натрію і внести у полум’я. Спостерігати жовте забарвлення.

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

Повторити цей процес з розчином хлориду літію. Якого кольору полум'я в цьому випадку?

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
--------------------	--

**Дослід 2. Взаємодія пероксиду натрію з водою**

В суху пробірку внести 1 мікрошпатель пероксиду натрію і додати 4-5 крапель води. Розчин підігріти і внести у пробірку тліючу скіпку. Який газ при цьому виділяється? Після закінчення реакції до розчину додати 1-2 краплі фенолфталеїну. У який колір забарвлюється розчин в пробірці? Скласти рівняння реакції пероксиду натрію з водою.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 3. Відновні властивості пероксиду натрію**

**А.** В пробірку налити 3-5 крапель розчину перманганату калію, підкислити 2-3 краплями 2 н. сірчаної кислоти і додати мікрошпатель пероксиду натрію. Суміш перемішати. Як змінюється забарвлення розчину? Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** В пробірку внести 5-7 крапель 0,1 н. розчину перманганату калію і один мікрошпатель пероксиду натрію. Суміш перемішати. Спостерігати виділення газу і утворення бурого осаду. Скласти рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4.** *Окислювальні властивості пероксиду натрію*

В пробірку внести 1-2 краплі розчину йодиду калію і стільки ж 2 н. сірчаної кислоти; додати мікрошпатель пероксиду натрію і 5-7 крапель дистильованої води. Для виявлення вільного йоду додати до суміші 1 краплю розчину крохмалю. Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5.** *Гідроліз солей натрію та калію*

На універсальні індикаторні папірці нанести по одній краплі розчинів: карбонатів натрію і калію, сульфатів натрію і калію, ацетату натрію, сульфіту та хлориду калію. У кожному випадку визначити реакцію середовища (значення рН) і встановити солі, що підлягають гідролізу. Написати рівняння реакцій гідролізу солей у молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 6. Якісна реакція на катіони натрію  $Na^+$**

У пробірку з 2-3 краплями розчину солі натрію додати таку саму кількість розчину гексагідроксостибіату (V) калію –  $K[Sb(OH)_6]$ . Реакцію проводити при охолодженні розчину водою з під крану і потиранні внутрішніх стінок пробірки скляною паличкою. Спостерігати утворення білого дрібнокристалічного осаду. Скласти рівняння реакції в молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 7. Якісні реакції на катіон калію  $K^+$**

**А.** До 3-4 крапель розчину солі калію додати таку саму кількість розчину гідротартрату натрію (кислий виннокислий натрій)  $NaHC_4H_4O_6$ . Потерти скляною паличкою по внутрішніх стінках пробірки і охолодити пробірку під краном. Спостерігати за утворенням білого дрібнокристалічного осаду гідротартрату калію.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** До 3-4 крапель розчину солі калію додати 3 краплі розчину комплексної солі гексанітрокобальтату (III) натрію  $Na_3[Co(NO_2)_6]$  і спостерігати за утворенням жовтого кристалічного осаду гексанітрокобальтату калію – натрію (2:1)  $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ . Скласти рівняння реакції в молекулярній та йонній формах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 8.** Реакція осадження іонів  $Cs^+$  із розчину

В окрему пробірку взяти 4-5 крапель розчину CsCl. В пробірку додати 2-3 краплі розчинів  $Bi(NO_3)_3$ ,  $NaNO_2$  та  $CH_3COOH$  і охолодити суміші під струменем води з крану. Якого кольору осад утворюється? Скласти рівняння реакцій одержання комплексної сполуки цезію складу  $Me_2Na[Bi(NO_2)_6]$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 9.** Одержання нерозчинних солей літію

В окремі пробірки взяти по 4-5 крапель розчину LiCl. В першу пробірку додати 3-4 краплі  $Na_2HPO_4$  і 1-2 краплі NaOH та нагріти суміш. В другу додати 4-5 крапель NaF, а в третю –  $Na_2CO_3$ . Який ефект спостерігається в кожній пробірці? Складіть рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

***Завдання для самостійної роботи:***

1.  $K + H_2O \rightarrow$
2.  $Li + N_2 \rightarrow$
3.  $K + Al_2O_3 \rightarrow$
4.  $KI + Na_2O_2 + H_2O \rightarrow$
5.  $NaN + H_2O \rightarrow$
6.  $KH + Cl_2 \rightarrow$
7.  $Na_2O + B_2O_3 \rightarrow$
8.  $KMnO_4 + Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
9.  $NaOH + S \xrightarrow{t} \rightarrow$

***Питання для самоперевірки***

1. Скласти електронні формули атомів натрію та калію. Користуючись електронними формулами та періодичною таблицею пояснити:
2. а) за якою ознакою можна робити висновки про аналогію їх хімічних властивостей?  
 б) чому їх відносять до найбільш активних металів?  
 в) чому відновлювальна здатність підвищується від натрію до калію?  
 г) чому у природі вони зустрічаються тільки у вигляді сполук?  
 д) яке їх відношення до води, кисню, кислот?
3. Що відбувається з гідроксидами натрію і калію, якщо їх зберігати у відкритих посудинах? На що вони поступово перетворюються?
4. Поясніть до якого типу сполук відносяться гідроксиди лужних металів.
5. Де більше всього металічних елементів – серед s-, p- чи d-елементів?
6. Чи є в періодичній системі групи, де розміщені лише метали?
7. За яким показником можна порівнювати хімічну активність металів?
8. Як, користуючись положенням металу в ряді напруг, можна характеризувати його активність по відношенню до іонів інших металів, кислот-неокисників та води?
9. Складіть рівняння реакцій калію: а) з водою; б) розчином соляної кислоти.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 16: ХІМІЧНІ ВЛАСТИВОСТІ СПОЛУК d-ЕЛЕМЕНТІВ 4 і 5 ПЕРІОДІВ

### *Методичні поради щодо самостійної підготовки*

#### ***Що треба знати:***

- 1) положення d-елементів у періодичній таблиці та особливості електронної будови атомів;
- 2) загальні фізичні властивості металів: електро- і теплопровідність, ковкість тощо. Що таке “біогенні метали”?
- 3) зміна хімічної активності металів у періодах і групах, ряд напруг металів;
- 4) d-метали як відновники і комплексоутворювачі;
- 5) хімічні властивості типових сполук d-металів;
- 6) ґрунт як джерело надходження іонів d-металів у рослини;

#### ***Що треба вміти:***

- 1) визначати можливі ступені окислення d-металів на основі електронної будови їх атомів;
- 2) визначати хімічні властивості та активність d-металів за їх положенням у періодичній таблиці та у електрохімічному ряді напруг;
- 3) описувати реакціями основні стадії одержання металів виплавою з руд, електролізом з розплавів та розчинів;
- 4) складати формули найважливіших сполук, які містять d-метали як мікроелементи.

#### ***Про що треба мати уявлення:***

- 1) сполуки перехідних металів у вищих ступенях окислення;
- 2) гальванічний елемент.

### ***Загальні питання***

Близько 75% всіх відомих у наш час елементів належать до числа металів, серед яких є ряд біологічно активних макро- та мікроелементів (табл. 5). Мірою їх хімічної активності може бути здатність їх атомів віддавати електрони зовнішнього шару.

Серед елементів-металів окремим угрупованням є перехідні метали. *Перехідними металами* називають d-елементи, що складають побічні підгрупи періодичної системи. На відміну від s- та p-елементів вони мають ряд характерних особливостей як у електронній структурі атомів, так і у властивостях. Тому слід

окремо зупинитись на загальній характеристиці перехідних металів, звернувши увагу на причини, які зумовлюють їх типові властивості.

Усі перехідні метали розміщуються у великих періодах таблиці Д.І. Менделєєва: по 10 елементів у 4, 5 і 6 періодах. Отже можна говорити про три ряди перехідних металів з 10 елементами у кожному. Ряди перехідних металів починаються з елементів підгрупи скандію:

4 період – Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn;

5 період – Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd;

6 період – La\*, Hf, Ta, W, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg.

У зовнішньому електронному шарі атомів *d*-елементів знаходиться 1–2 електрони (*ns*-стан). Із зростання заряду ядер атомів кожний наступний електрон потрапляє на  $(n - 1)d$ -підрівень передостаннього енергетичного рівня (табл. 5). Така будова електронних оболонок атомів визначає ряд загальних властивостей *d*-елементів, що змінюються більш плавно, ніж в ряду *s*- і *p*-елементів.

Таблиця 5. Характеристика найважливіших біогенних металів

Елемент	Період	Група*	Будова зовнішнього передостаннього електронних рівнів	Характерні ступені окислення
Mg	3	2A	$2s^2 2p^6 3s^2$	0, 2+
K	4	1A	$3s^2 3p^6 4s^1$	0, 1+
Ca	4	2A	$3s^2 3p^6 4s^2$	0, 2+
V	4	5B	$3d^3 4s^2$	0; 2+; 3+; 4+; 5+
Cr	4	6B	$3d^5 4s^1$	0; 2+; 3+; 6+
Mn	4	7B	$3d^5 4s^2$	0, 2+, 3+, 4+, 6+, 7+
Fe	4	8B	$3d^6 4s^2$	0, 2+, 3+, 6+
Co	4	8B	$3d^7 4s^2$	0, 2+, 3+
Ni	4	8B	$3d^8 4s^2$	0; 2+
Cu	4	1B	$3d^{10} 4s^1$	0, 1+, 2+
Zn	4	2B	$3d^{10} 4s^2$	0, 2+
Mo	5	B	$4d^5 5s^1$	0; 3+; 6+
Ag	5	1B	$4d^{10} 5s^1$	0; 1+; 2+
Cd	5	2B	$4d^{10} 5s^2$	0; 2+
Au	6	1B	$5d^{10} 6s^1$	0; 1+; 3+
Hg	6	2B	$5d^{10} 6s^2$	0; 1+; 2+

Метали умовно можна розділити на макроелементи (К, Са, Mg, Al) та мікроелементи (Mn, Fe, Co, Cu, Zn, V, Ni, Mo, Cr, Os).

З певним наближенням можна сказати, що макроелементи містяться в рослинах у кількостях від сотих часток до цілих одиниць процента, мікроелементи – в значно меншій кількості, що становить тисячні та десятитисячні частки процента. Приблизно в такому ж співвідношенні макро- та мікроелементи містяться в ґрунтах.

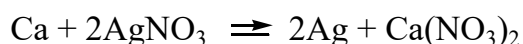
Всі метали в елементному стані є лише відновниками. Зміна відновних властивостей металів, зокрема, характеризує електрохімічний ряд напруг:

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H<sub>2</sub>, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

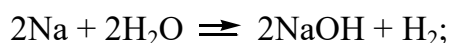
З ряду напруг виходить:

- 1) будь-який метал є відновником по відношенню до іонів всіх інших металів, що стоять після нього, і може витіснити їх з солей.

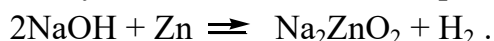
Наприклад, 
$$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \Rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$$



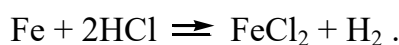
- 2) всі метали, що стоять зліва від водню, мають можливість витіснити його з таких сполук як, наприклад, вода, кислоти та луги. І навпаки, метали, розміщені праворуч від водню, не можуть витіснити його із сполук. При цьому з води водень витісняють у звичайних умовах лужні та лужноземельні метали, а також магній при нагріванні:



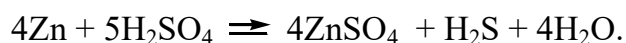
З лугів водень можуть витіснити тільки амфотерні метали:



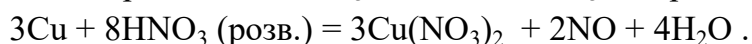
Метали витісняють водень тільки з тих кислот, аніони яких не характеризуються окислювальними властивостями:



При взаємодії металів з кислотами, що містять аніони-окисники (HNO<sub>3</sub> конц, HNO<sub>3</sub> розв, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> конц) відбувається відновлення аніону кислоти. У випадку концентрованої H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> продуктами відновлення одночасно можуть бути SO<sub>2</sub>, S або H<sub>2</sub>S, але в рівняннях реакції пишуть одну з цих сполук, враховуючи, що глибина відновлення S (6+) залежить від активності металу (табл. 6). Наприклад:



Концентрована азотна кислота відновлюється металами, головним чином до NO<sub>2</sub> і N<sub>2</sub>O, а розведена HNO<sub>3</sub> – до NO і NH<sub>3</sub>, наприклад:



Таблиця 6. Взаємодія кислот-окисників з металами

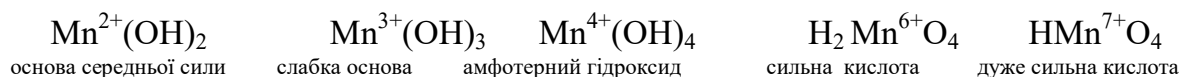
Кислота	Метали		Примітка
	активні: лужні, лужноземельні, Mg, Zn	малоактивні, важкі	
	Продукти реакції		
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> конц.	Сіль + S + H <sub>2</sub> O або Сіль + H <sub>2</sub> S + H <sub>2</sub> O	Сіль + SO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	Fe пасивується кислотою
HNO <sub>3</sub> конц.	Сіль + N <sub>2</sub> O + H <sub>2</sub> O	Сіль + NO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	Не взаємодіє з Au, Pt, Rh, Ir, Ti, Ta ; пасивує Al, Fe, Co, Ni, Cr
HNO <sub>3</sub> розв.	Сіль + N <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O або Сіль + NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	Сіль + NO + H <sub>2</sub> O	з Fe і Sn утворюється NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>

Хімічні властивості *d*-елементів мають декілька характерних рис. Найважливіші серед них дозволяють розглядати *d*-метали як єдину групу:

1. У зв'язку з наявністю на зовнішньому енергетичному рівні не більше двох електронів перехідні метали не мають від'ємного ступеня окислення;
2. Всі *d*-елементи – метали; відрізняються від *s*-металів невеликою відновною здатністю, а іноді й хімічною інертністю;
3. Перехідні метали виявляють змінний додатний ступінь окислення. Тільки елементи підгрупи цинку мають сталий ступінь окислення 2+, тому що в атомах цих елементів *d*-підрівень повністю заповнений (містить 10 електронів) і валентними є лише 2*s*-електрони зовнішнього електронного шару. Хоча елементи підгрупи міді на (n – 1)*d*-підрівні мають також 10 електронів, але частина з них (1 чи 2) бере участь в утворенні валентних зв'язків, бо в цих атомів *d*-підрівень не є стабільним. Вищий ступінь окислення більшості *d*-елементів відповідає номеру групи періодичної системи, в якій вони знаходяться. Наприклад: V<sub>2</sub><sup>5+</sup>O<sub>5</sub>, Cr<sup>6+</sup>O<sub>3</sub>, Mn<sub>2</sub><sup>7+</sup>O<sub>7</sub>, (Fe<sup>8+</sup>O<sub>4</sub>). На відміну від підгруп *s*- і *p*-елементів із збільшенням атомного номера стійкість значень ступеня окислення в підгрупах *d*- елементів зростає.

2 ВНАСЛІДОК РІЗНОМАНІТНОСТІ СТУПЕНІВ ОКИСЛЕННЯ ДЛЯ *D*-ЕЛЕМЕНТІВ ХАРАКТЕРНА ВЕЛИКА КІЛЬКІСТЬ ОКИСНО-ВІДНОВНИХ РЕАКЦІЙ;

4. За рахунок змінного ступеня окислення перехідні метали можуть чітко виявляти протилежні властивості – металічні та неметалічні. З нижнім ступенем окислення (мінімальним) вони утворюють із неметалами переважно іонні сполуки, що характерно для металів, а в сполуках, де вони мають вищий ступінь окислення (максимальний), зв'язок їх з іншими елементами ковалентний. Подвійність властивостей перехідних металів виразно виявляється в оксидах та гідроксидах цих елементів. Із зростанням ступеня окислення послаблюються основні властивості і посилюються кислотні:

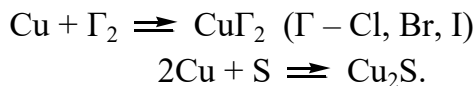


5. Поляризуюча дія іонів перехідних металів на частинки, що їх оточують (атоми, молекули, іони) більша ніж іонів неперехідних елементів. Тому вони найчастіше є акцепторами електронів і здатні утворювати комплексні сполуки;

6. На відміну від *s*-металів більшість сполук *d*-елементів мають характерне забарвлення.

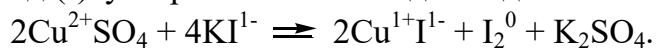
Оскільки цей курс неорганічної хімії профільовано в більшій мірі для підготовки фахівців агробіотехнологічної спеціальності, для ілюстрації закономірностей змін хімічних властивостей *d*-елементів доцільно в подальшому акцентувати увагу на тих, що суттєво впливають на стан і розвиток довкілля, які необхідні для нормального розвитку тваринних і рослинних організмів як мікроелементи, або негативно впливають на екологічний стан навколишнього середовища та життєдіяльність живих організмів, тобто: **Cu, Ag, Au, Zn, Cd, Hg, V, Cr, Mo, Mn, Fe, Co, Ni.**

Хімічна активність *d*-металів невисока. Наприклад, при помірному нагріванні мідь сполучається з галогенами, сіркою, утворюючи бінарні сполуки солеподібного типу:



Більш активно з галогенами взаємодіють Zn, Cd, Fe, Hg, Mn.

Галогеніди міді(I) утворюються внаслідок відновлення відповідних сполук міді(II):

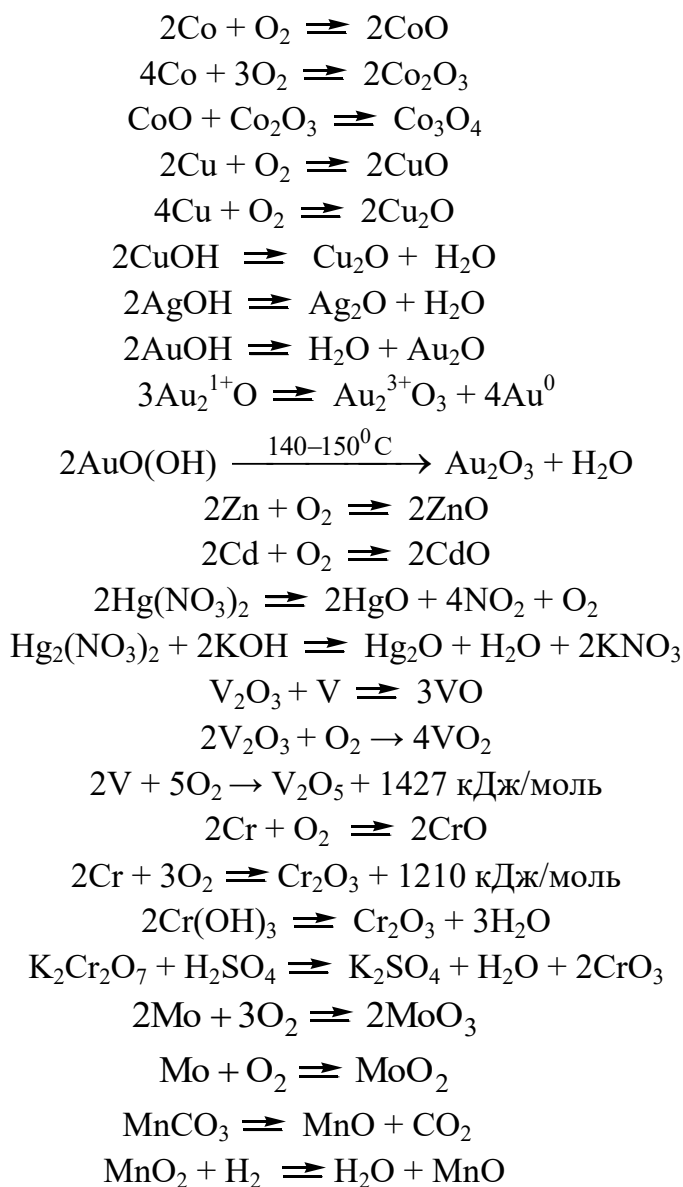


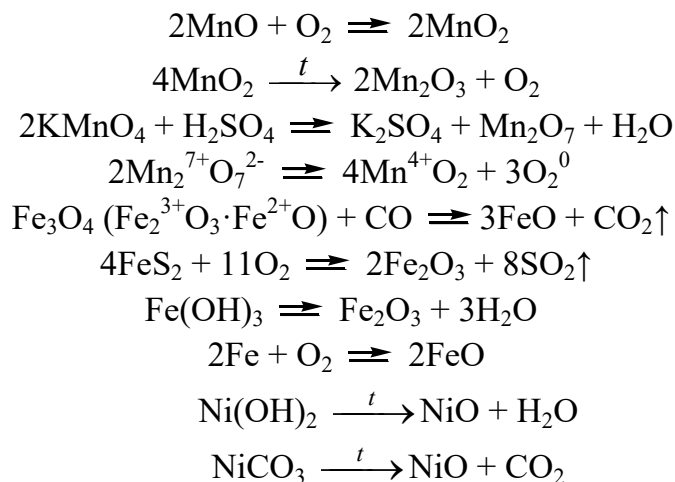
З киснем *d*-метали утворюють оксиди прямим шляхом чи опосередковано.

Так, для заліза характерно утворення FeO та Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ;

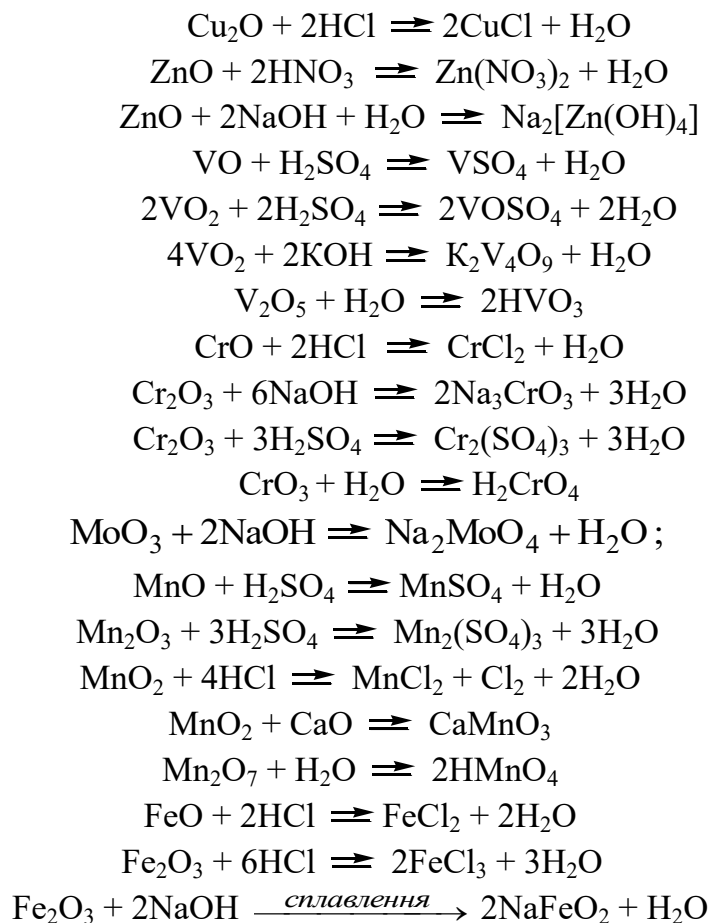
для Со – СоО, Со<sub>2</sub>О<sub>3</sub>, Со<sub>3</sub>О<sub>4</sub>;

для Ni – NiO, Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub> ;  
 для Cu – Cu<sub>2</sub>O, CuO ;  
 для Ag – Ag<sub>2</sub>O;  
 для Zn – ZnO;  
 для Cd – CdO;  
 для Hg – Hg<sub>2</sub>O, HgO;  
 для V – VO, V<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, VO<sub>2</sub>, V<sub>2</sub>O<sub>5</sub>;  
 для Cr – CrO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CrO<sub>3</sub>;  
 для Mo – MoO<sub>2</sub>, MoO<sub>3</sub>;  
 для Mn – MnO, Mn<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; MnO<sub>2</sub>, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>;  
 для Au – Au<sub>2</sub>O, Au<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

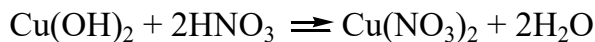
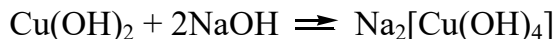
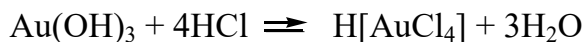
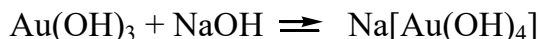
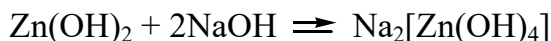
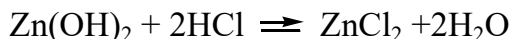
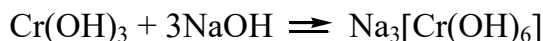
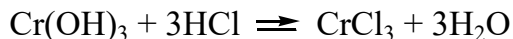
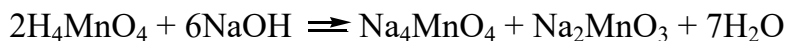
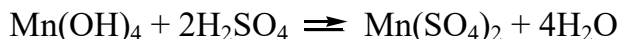
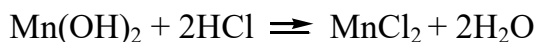
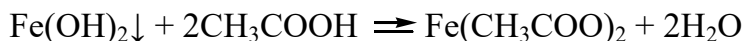




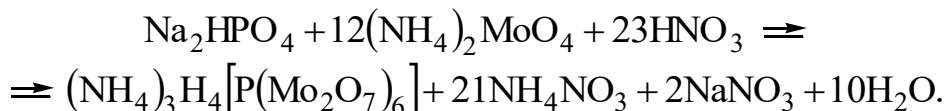
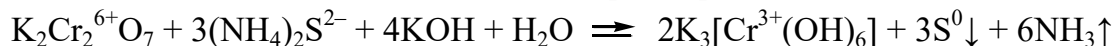
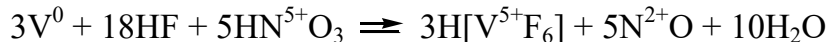
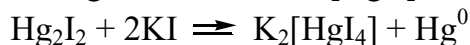
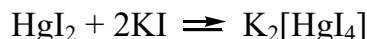
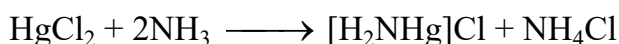
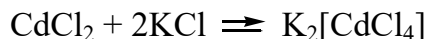
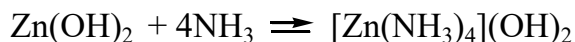
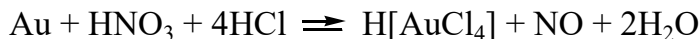
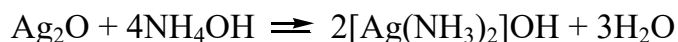
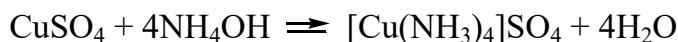
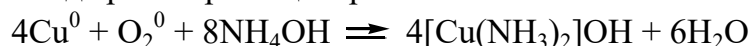
В хімічних властивостях оксидів d-металів виявляються закономірності, де оксиди металів з нижнім ступенем окислення (мінімальним) мають основні властивості, оксиди металів з вищим ступенем окислення (максимальний) – кислотні властивості, а оксиди металів з проміжним ступенем окислення – амфотерні:



Відповідно оксидам гідроксиди d-металів можуть виявляти властивості або основ, або кислот, або амфотерних гідроксидів:



Хімічною особливістю d-металів є утворення за їх участі комплексних сполук, де вони часто відіграють роль центрального іона або атома:



Незважаючи на надзвичайно малий вміст мікроелементів у рослинах, роль їх дуже велика: під дією мікродобрив інтенсифікується утворення хлорофілу, зростає інтенсивність фотосинтезу, посилюється діяльність ферментативного комплексу, покращується дихання рослин, знижується їх схильність до захворювань. Все це разом веде до підвищення врожайності рослин.

Установлено, що бор, марганець, мідь та цинк підвищують коефіцієнт корисного використання променистої енергії світла при фотосинтезі, стимулюють окисно-відновні реакції, які мають велике біологічне значення.

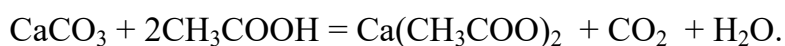
Молібден, ванадій, марганець є спеціальними каталізаторами складного процесу фіксації азоту повітря мікроорганізмами ґрунту.

Бор, марганець, цинк, мідь та інші елементи в ультрамікрокількостях впливають на стан протоплазми, сприяють адсорбційному зв'язуванню вологи. Це позитивно впливає на ріст рослин і підвищує їх посухостійкість.

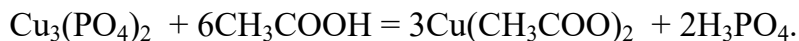
Основними джерелами надходження макро- і мікроелементів у рослини є ґрунт. Вміст мікроелементів коливається залежно від типу ґрунту та зони країни. Для марганцю ці коливання становлять 0,01 – 0,5, цинку – 0,001 – 0,01, міді – 0,0001 – 0,02, кобальту – 0,00005 – 0,0025%.

У ґрунті більшість металів входить до складу силікатів, карбонатів, фосфатів та сульфатів. Крім того, залізо і марганець зустрічаються в природі як оксиди  $Fe_2O_3$ ,  $Fe_3O_4$ ,  $MnO_2$ .

Середні карбонати, фосфати та силікати двовалентних і тривалентних металів у воді нерозчинні. Часткове розчинення цих сполук може відбуватися під дією органічних кислот, які утворюються при гнитті рослинних залишків у ґрунті і виділяються коренями рослин. Прикладом може бути взаємодія солей з оцтовою кислотою:



В оцтовій кислоті розчинні також фосфати кальцію, магнію, марганцю, міді, цинку і заліза (II):



Відомий радянський академік К.К. Гедройц розробив теорію, яка пояснює взаємодію іонів металів з ґрунтом. Зокрема, він установив, що поглинання ґрунтом іона з розчину супроводжується виходом з нього іншого іона в еквівалентних кількостях. Носієм обмінної адсорбції в ґрунті є ґрунтовий поглинальний комплекс, який являє собою високодисперсну суміш нерозчинних у воді алюмосилікатних, органічних та орґано-мінеральних сполук.

У землеробстві нестачу засвоєваних, рухомих катіонів металів компенсують внесенням мінеральних добрив.

Мікроелементи вносять у ґрунт з індивідуальними солями або в складі різних відходів металургійної та хімічної промисловості.

### *Досліди до лабораторної роботи*

#### **Частина I : Властивості оксидів, гідроксидів, солей**

##### *Дослід 1. Взаємодія оксиду міді (II) з кислотами*

*2.1.1 У дві пробірки внести по 1-2 мікрошпателі оксиду міді (II) і прилити 5-6 крапель 2 н. кислот: в одну пробірку – соляної, а у другу – сірчаної. Підігріти на водяній бані і спостерігати забарвлення розчинів у пробірках. Написати рівняння реакцій.*

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

##### *Дослід 2. Одержання гідроксиду міді (II) та його термічна стійкість*

У пробірку внести 2-3 краплі розчину солі міді (II) і додати 2-3 краплі розчину гідроксиду калію (натрію). Нагріти пробірку з осадом, що утворився. Відмітити зміну кольору осаду внаслідок розкладання гідроксиду міді (II). Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 3. Відношення гідроксиду міді (II) до кислот і лугів**

У трьох пробірках добути гідроксид міді (II) (див дослід 2) і додати: у першу – надлишок концентрованого розчину гідроксиду калію (натрію), у другу – 2 н. розчин гідроксиду калію (натрію), у третю – 2 н. розчин сірчаної кислоти. Де відбувається розчинення осаду? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4. Гідроліз солей міді (II)**

У дві пробірки внести по 2-3 краплі 0,5 н. розчину сульфату (або хлориду) міді (II) і за допомогою універсального індикатора визначити реакцію середовища. В одну пробірку додати 2-3 краплі гарячого розчину карбонату натрію.

Спостерігати утворення зеленого осаду гідроксокарбонату міді і виділення газу. Написати рівняння реакцій гідролізу солі міді в молекулярному та іонному виду.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5. Взаємодія цинку з сірчаною кислотою**

У дві пробірки внести по 1 мікрошпателю цинкового пилю. В одну пробірку додати 5 крапель 0,5 н. розчину сірчаної кислоти, у другу таку ж кількість крапель концентрованої сірчаної кислоти (тяга!). Пробірки з розчинами нагріти на водяній бані. За допомогою смужки фільтрувального папірця, змоченого розчином солі свинцю (II), встановити виділення сірководню в одній з пробірок. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 6. Взаємодія цинку з азотною кислотою**

У дві пробірки внести по 1 мікрошпателю цинкового пилю. В одну пробірку додати 5 крапель 0,5 н. розчину азотної кислоти, в другу таку ж кількість крапель концентрованої азотної кислоти. Пробірки з розчинами нагріти на водяній бані. Довести за допомогою реактиву Несслера утворення у першій пробірці іонів  $\text{NH}_4^+$ . Звернути увагу на колір газу, що виділяється у другій пробірці. Написати рівняння реакцій. Зробити висновок про вплив концентрованої азотної кислоти на склад продуктів її відновлення цинком.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 7. Взаємодія цинку з розчином лугу**

У пробірку внести 1 мікрошпателю цинкового пилю і додати 5 крапель 2 н. розчину гідроксиду натрію (калію). Спостерігати виділення газу. Написати рівняння реакції, враховуючи, що при надлишку лугу утворюється іон  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 8. Одержання гідроксиду цинку**

Внести у пробірку 10 крапель розчину солі цинку і по краплям додавати 0,5 н. розчин гідроксиду натрію до утворення білого аморфного осаду (гідроксид залишити для наступних дослідів). Написати рівняння в молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 9. Взаємодія гідроксиду цинку з кислотою**

Внести у пробірку 3 краплі суспензії гідроксиду цинку, добутого в досліді 8. Додати 4-5 крапель розчину соляної кислоти. Написати рівняння реакції розчинення осаду в соляній кислоті у молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 10. Взаємодія гідроксиду цинку з лугами**

Внести у пробірку 3 краплі суспензії гідроксиду цинку, добутого в досліді 8. Додати 5 крапель розчину лугу. Спостерігати розчинення осаду. Написати рівняння реакції у молекулярному та іонному виді. За результатами дослідів 9 і 10 зробити висновок про кислотно-основні властивості гідроксиду цинку.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 11. Гідроліз солей цинку та кадмію**

На смужки універсального індикаторного папірця нанести по 1 краплі 0,5 н. розчинів солей цинку і кадмію. Порівняти рН розчинів. Яка з солей гідролізується в більшій мірі? Чому? Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 12. Одержання і властивості гідроксиду хрому (III)**

В досліді замість сульфату хрому можна використовувати хромово-калієві галуни  $K_2SO_4 \cdot Cr_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$ . При складанні рівнянь реакцій замість формули галунів можна писати формулу сульфату хрому. Пояснити чому.

Одержати в двох пробірках малорозчинний гідроксид хрому (III) шляхом взаємодії розчину сульфату хрому (III) (3-4 крапель) з розчином лугу (1-2 краплини). Випробувати відношення гідроксиду хрому до кислоти і до надлишку

лугу, для чого додати в одну пробірку по краплям розчин сірчаної кислоти, а в другу – розчин лугу до розчинення осаду. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 13.** *Перетворення хромату в дихромат і навпаки*

Налити в пробірку 3-4 краплини розчину дихромату калію і додати краплинами розчин гідроксиду натрію. Спостерігати за зміною забарвлення з оранжевого на жовте. Потім долити до розчину краплинами розведеної сірчаної кислоти і спостерігати за зміною забарвлення з жовтого на оранжеве. Напишіть рівняння реакції перетворення іонів  $\text{CrO}_4^{2-}$  на іони  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  і навпаки.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

--	--

**Дослід 14. Одержання і властивості гідроксиду марганцю**

Налити у пробірку 10-15 крапель розчину сульфату марганцю і додати такий самий об'єм розчину гідроксиду натрію. Спостерігати за утворенням білуватого осаду гідроксиду марганцю (II).

Розділити добутий осад на 3 пробірки. Долити в одну з них розведеної сірчаної або хлоридної кислоти, а в другу – надлишок лугу. Пояснити чому осад у кислоті розчиняється, а розчини лугу не розчиняються.

Вміст третьої пробірки кілька разів збовтати і залишити на деякий час. Спостерігати поступову зміну забарвлення осаду внаслідок окислення киснем повітря марганцю (II) до марганцю (IV). Написати рівняння реакцій, що відбулися.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 15. Взаємодія заліза з розведеними кислотами**

У три пробірки внести по 4-5 крапель 2 н. розчинів соляної, сірчаної та азотної кислот. В кожен пробірку додати по шматочку залізної стружки. Якщо реакції відбуваються повільно, пробірку підігріти на водяній бані. Далі в кожен пробірку додати по одній краплі 0,01 н. розчину тіоціанату калію або амонію, які з іонами  $Fe^{3+}$  дають червоне забарвлення.

Написати рівняння відповідних реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 16.** Одержання гідроксиду заліза (II) та дослідження його властивостей

У три пробірки внести по 3-5 крапель розчину сульфату заліза (II) (або солі Мора) і додати по 2-3 краплі 2 н. розчину гідроксиду калію (натрію). Зафіксувати колір осаду, що утворився. Одну пробірку залишити і спостерігати за зміною кольору осаду з часом. У дві інші пробірки додати: у першу надлишок лугу, у другу розчин сірчаної кислоти. Який висновок можна зробити про хімічні властивості гідроксиду заліза (II). Написати всі необхідні реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 17.** Одержання гідроксиду заліза (III) та дослідження його властивостей

У дві пробірки внести по 2-3 краплі розчину солі заліза (III) і додати в кожен пробірку по 1-2 краплі 2 н. розчину гідроксиду калію (натрію). Відмітити колір осадів, що утворилися. В одну пробірку внести 2-3 краплі хлористоводневої кислоти, у другу – 2-3 краплі гідроксиду калію. В якій пробірці відбувається розчинення осаду? Скласти відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 18.** Гідроліз солей заліза

**А.** Гідроліз солей заліза (II). В пробірку внести 1 мікрошпатель  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  і 10-15 крапель дистильованої води. За допомогою універсального індикатора

визначити реакцію середовища. Написати рівняння реакції гідролізу  $\text{FeSO}_4$  в молекулярному та іонному вигляді.

**Б.** Гідроліз хлориду заліза (III). У пробірку внести по 1 мікрошпателю хлориду заліза (III) і по 10-15 крапель дистильованої води. За допомогою універсального індикатора визначити реакцію середовища. Далі пробірку підігріти. Чи змінився рН розчину? Написати рівняння реакцій гідролізу  $\text{FeCl}_3$  в молекулярному та іонному вигляді при кімнатній температурі та при нагріванні.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 19.** Одержання і властивості гідроксиду кобальту (II)

Внести у пробірку 3-5 крапель розчину солі кобальту (II) і додати краплинами такий самий об'єм гідроксиду натрію. Спостерігати за утворенням осаду основної солі синього кольору, який при додаванні надлишку луку перетворюється у рожевий гідроксид кобальту (реакція прискорюється нагріванням).

Осад з рідиною розділити на дві пробірки. В одну з них додати розведеної хлоридної, сірчаної або азотної кислоти і спостерігати за розчиненням осаду, а другу залишити на деякий час на повітрі. Звернути увагу на поступове побуріння осаду внаслідок окислення гідроксиду кобальту (II). Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 20.** *Одержання і властивості гідроксиду кобальту (III)*

Налити у дві пробірки по 3-5 крапель розчину солі кобальту (II). Додати в одну з них 2-3 краплі бромної або хлорної води (під тягою!), у другу – пероксиду водню, а потім у обидві пробірки долити по 3-5 крапель розчину лугу. Спостерігати за утворенням чорного осаду гідроксиду кобальту (III).

В кожен пробірку до осаду додати 2-3 краплі концентрованої хлоридної кислоти. Спостерігати за розчиненням осаду. Звернути увагу на колір і запах газу що виділяється. Дослідити газ змоченим водою йодо-крохмальним папірцем. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 21. *Одержання і властивості гідроксиду нікелю (II)*

До 6-8 крапель розчину солі нікелю (II) додати такий самий об'єм розведеного розчину гідроксиду натрію і спостерігати за утворенням зеленого осаду. Розділити осад з розчином на три пробірки і дослідити як реагує гідроксид нікелю (II) з кислотами і лугами. Вміст третьої пробірки залишити на деякий час на повітрі. Чи змінюється колір осаду? Який можна зробити висновок про взаємодію гідроксиду нікелю (II) з киснем повітря? Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ	

ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

## Частина II : Окисно-відновні властивості, комплексні сполуки

### Дослід 1. Одержання аміачного комплексу міді (II)

У пробірку з розчином сульфату міді (II) (3-4краплі) додавати по краплям 20%-ний розчин аміаку до повного розчинення осаду основної солі  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . Відмітити забарвлення аміачного комплексу міді (II). Написати рівняння реакцій одержання основної солі та її взаємодії з розчином аміаку.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 2. Одержання аміачного комплексу срібла (I) з галогенідів срібла

В пробірці одержати осад хлориду срібла додаванням до 2-3 крапель розчину  $\text{AgNO}_3$  2-3 краплі розчину  $\text{HCl}$ . До осаду в пробірці внести 3-4 краплі 2 н. розчину аміаку. Написати рівняння реакції утворення комплексної сполуки, враховуючи, що координаційне число  $\text{Ag}^+$  дорівнює 2.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ	

ЕФЕКТ	
-------	--

**Дослід 3. Взаємодія гідроксиду цинку з розчином аміаку**

Внести у пробірку 3 краплі суспензії гідроксиду цинку, добутого додаванням по краплям до розчину сульфату цинку розчину лугу. Додати до  $Zn(OH)_2$  надлишок концентрованого розчину аміаку. Написати рівняння реакції розчинення гідроксиду цинку в розчині аміаку у молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 4. Одержання комплексної сполуки ртуті (II)**

В пробірку внести 4 краплі розчину нітрату ртуті (II) і по краплям додавати розчин йодиду калію до виділення осаду. Відмітити колір осаду. Далі добавляти краплинами надлишок йодиду калію до повного розчинення осаду внаслідок утворення комплексної сполуки. Написати рівняння реакцій в молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 5. Якісні реакції на іони  $Fe^{2+}$  і  $Fe^{3+}$**

**А.** Дія на солі заліза (II) гексаціаноферату (III) калію. У пробірку внести 2-3 краплі солі заліза (II) і додати 1-2 краплі розчину гексаціаноферату (III) калію. Відмітити колір осаду, що утворився (турнбулева синь). Написати рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** Дія на солі заліза (III) гексаціаноферату (II) калію. У пробірку внести 2-3 краплі розчину хлориду заліза (III) і додати 1 краплю розчину гексаціаноферату (II) калію. Відмітити колір осаду, що утворився (берлінська блакить). Написати рівняння реакції в молекулярному та іонному вигляді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**В.** Дія на солі заліза (III) тіоціанату амонію (або калію). У пробірку взяти 2-3 краплі розчину хлориду заліза (III) і додати 1-2 краплі тіаціанату амонію (калію). Чим обумовлено забарвлення розчину у червоний колір? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 6. Аміакати кобальту (II) і кобальту (III)**

У дві пробірки внести по 2-3 краплі розчину солі кобальту (II) і декілька крапель концентрованого розчину аміаку до розчинення осаду основної солі. Розчин в одній пробірці перемішати скляною паличкою, а в другу пробірку додати 2-3 краплі розчину пероксиду водню. Відмітити зміну забарвлення розчинів. Написати рівняння реакцій одержання і окислення аміачних комплексних кобальтів.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 7. Якісна реакція на іони  $Co^{2+}$**

До 2-3 крапель розчину солі кобальту (II) прилити 5-8 крапель насиченого розчину тіаціанату амонію або калію і додати до суміші 5-6 крапель амілового спирту. Спостерігати за забарвленням верхнього шару рідини у синій колір внаслідок утворення комплексної солі з аніоном  $[Co(NCS)_4]^{2-}$ , яка в органічних розчинниках розчиняється краще ніж у воді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 8. Виявлення іонів нікелю  $Ni^{2+}$  за допомогою реакції Чугаєва**

Помістити в пробірку 5-6 крапель води, 2 краплі розчину солі нікелю і 1 краплю аміачного розчину диметилглюксиму. Спостерігати утворення яскраво-червоного осаду комплексної солі диметилглюксимату нікелю. Написати рівняння реакції.

Реакція Чугаєва надзвичайно чутлива. За її допомогою можна виявити (за масою) одну частину нікелю в 400 000 частинах розчину.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 9. Відновлювальні властивості сполук хрому**

Помістити в пробірку 2-3 краплі розчину солі хрому (III), підкислити його сірчаною кислотою і додати невеликими порціями розчин персульфату амонію. Зелене забарвлення розчину зміниться на оранжеве. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 10. Окислювальні властивості сполук хрому (III)**

У дві пробірки помістити по 2-3 краплини розчину дихромату калію, підкислити 1-2 краплинами сірчаної кислоти, додати в першу пробірку 3-4 краплини розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , в другу 3-4 краплини розчину  $\text{FeSO}_4$ . Спостерігати зміну забарвлення розчинів. Скласти відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 11. Відновлення марганцю (VII) марганцем (II)**

Налити у пробірку 5 крапель розчину сульфату марганцю (II) і додати краплинами розчин перманганату калію. Спостерігати за знебарвленням малинового кольору розчину і утворенням бурого осаду. Дослідити вміст пробірки синім лакмусовим папірцем. Написати рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 12. Якісні реакції на катіони  $Mn^{2+}$**

Окислення  $Mn^{2+}$  оксидом свинцю (IV). Взяти у пробірку крихту оксиду свинцю (IV)  $PbO_2$ , прилити 4-5 крапель азотної кислоти і додати 1 краплю (не більше!) розчину сульфату або нітрату (тільки не хлориду) марганцю (II). Суміш перемішати і нагріти на водяній бані до  $80^\circ C$ . Спостерігати малинове забарвлення розчину за рахунок утворення іонів  $MnO_4^-$ . Скласти рівняння реакцій, що відбуваються. При подальшому поступовому додаванні  $Mn^{2+}$  малинове забарвлення зникає оскільки  $MnO_4^-$  відновлюється іонами  $Mn^{2+}$  (дослід 11)

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

--	--

**Дослід 13. Відновні властивості солей заліза (II)**

У дві пробірки налити по 3-5 крапель свіжо виготовленого розчину сульфату заліза (II), підкислити 2-3 краплями розведеної сірчаної кислоти. У першу пробірку долити хлорної води, у другу додавати краплями розчин  $\text{KMnO}_4$ . Що при цьому спостерігається? За допомогою розчину тіоціанату амонію (калію) встановити наявність у кожній пробірці  $\text{Fe}^{3+}$ . Написати рівняння реакції і скласти до них електронний баланс.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 14. Окислювальні властивості сполук заліза (III)**

У дві пробірки налити по 3-4 краплі розчину  $\text{FeCl}_3$ . У одну з них додати розчин йодиду калію і додати кілька крапель розчину крохмалю. Що при цьому спостерігається?

У другу пробірку додати 3-5 крапель прозорого розчину сірководневої води і спостерігати за помутнінням розчину, внаслідок виділення сірки.

За допомогою гексаціаноферату (III) калію встановити наявність у розчині іонів  $\text{Fe}^{2+}$ . Написати рівняння реакцій і скласти до них електронний баланс.

РІВНЯННЯ	
----------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

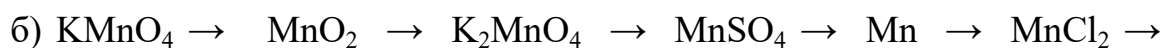
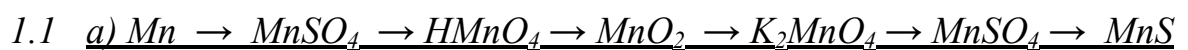
**Дослід 15.** Окислювальні властивості сполук срібла (I). Одержання срібного дзеркала

В пробірку внести 4-5 крапель 0,1 н. розчину нітрату срібла і додати 2-5 крапель 2 н. розчину аміаку, збовтуючи пробірку після додавання кожної краплі до розчинення осаду  $\text{Ag}_2\text{O}$  (уникати надлишку аміаку). До одержаного прозорого розчину додати 10% розчин глюкози  $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{CHO}$  в об'ємі, що дорівнює об'єму нітрату срібла і аміаку. Розчин перемішати і обережно нагріти. Спостерігати на стінках пробірки утворення блискучої плівки срібла. Написати рівняння реакції, вважаючи що глюкоза переходить у амонійну сіль глюконової кислоти  $\text{C}_5\text{H}_6(\text{OH})_5\text{COONH}_4$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Завдання для самостійної роботи:**

1. Скласти ряд окисно-відновних перетворень:



2. Закінчити рівняння реакцій і написати їх у молекулярній формі.



3. Закінчити рівняння реакцій, скласти електронний баланс і підібрати коефіцієнти:



...;

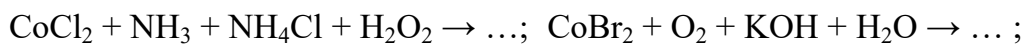


4. Скласти рівняння реакцій за якими можливі наступні перетворення:



5. Скласти рівняння окисно-відновних реакцій та електронний баланс до них.

Визначити окисник та відновник.



6. Скласти рівняння реакцій послідовного перетворення речовин:



7. Скласти рівняння реакцій за допомогою яких можна виконати наступні перетворення:  $\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn(OH)}_4] \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{Zn(NO}_3)_2$
8. Закінчити рівняння реакцій:  $\text{CuCl} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ ;  
 $[\text{Cu(NH}_3)_4]\text{SO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ ;  $\text{CuCl} + \text{HCl} \rightarrow$ ;  $\text{CuCl}_2 + \text{KCN} \rightarrow$
9. Скласти рівняння реакцій до наступних перетворень:  
 $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2$ .
10. Закінчіть рівняння реакцій та вкажіть, які властивості в них проявляють метали:  $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$ ;  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

### *Питання для самоперевірки*

1. У чому полягає особливість електронної будови атомів металів?
2. Перелічіть гідроксиди металів, розчинних у воді.
3. Чому гідроксиди цинку, алюмінію, хрому (III) розчиняються у лугах?
4. Назвіть серед металів найсильніший та найслабший відновники.
5. У чому полягає різниця між макро- і мікроелементами? Чи можна замінити дефіцит одних елементів живлення рослин надлишком інших?
6. Як перевести марганець з  $\text{MnO}_2$  в засвоювану рослинами форму солі двовалентного марганцю, якщо є  $\text{H}_2\text{SO}_4$  та  $\text{H}_2\text{O}_2$ ?
7. Дайте загальну характеристику *d*-елементів I групи періодичної системи на основі електронної будови їх атомів. Чим пояснюється ефект “провалу” електрона для цих елементів?
8. Дайте загальну характеристику *d*-елементів II групи періодичної системи. В чому виявляється стійкість електронної конфігурації  $(n-1)d^{10}$  в атомах цих елементів?
9. Напишіть формули оксидів і гідроксидів, в яких хром виявляє ступінь окислення 2+, 3+, 6+ ? Як змінюються їх хімічні властивості?
10. Скласти електронні формули іонів  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{4+}$ ,  $\text{Mn}^{7+}$ . На основі електронної будови іонів пояснити їх окисно-відновні властивості.
11. Написати електронну формулу атома заліза. Визначити його валентні властивості. Навести приклади сполук, у яких залізо виявляє різні валентності.

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	$K^+$	$Na^+$	$NH_4^+$	$Ba^{2+}$	$Sr^{2+}$	$Ca^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Al^{3+}$	$Cr^{3+}$	$Fe^{3+}$	$Fe^{2+}$	$Mn^{2+}$
$OH^-$	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
$F^-$	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
$Cl^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
$Br^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
$I^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
$S^{2-}$	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
$SO_3^{2-}$	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
$SO_4^{2-}$	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
$PO_4^{3-}$	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
$CrO_4^{2-}$	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
$CO_3^{2-}$	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
$NO_3^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
$NO_2^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
$CH_3COO^-$	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P

**Примітка:** P - розчинні у воді; BP - важкорозчинні (малорозчинні);  
H - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

## Продовження додатку 1

Аніони	Катіони									
	Zn <sup>2+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Cd <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Bi <sup>3+</sup>	Sn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	Н	Н	Н	ВР	Н	Н	Н	Н	Н	Н
F <sup>-</sup>	ВР	Р	Р	Р	-	ВР	ВР	Н	Н	Р
Cl <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
Br <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	ВР	-	Р
J <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р	ВР	Н	Р
S <sup>2-</sup>	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Н	-	Н	-	-	Н	Н	-	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	ВР	Р	Р
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Р	Р	Р	ВР	-	Р	Р	Р	Н	-
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Р	Р	Р	ВР	Р	Р	Р	Р	-	-

**Примітка:** Р - розчинні у воді; ВР - важкорозчинні (малорозчинні);  
Н - практично нерозчинні; риска означає, що речовина не існує або розкладається водою

Таблиця електронегативності елементів (за Полінгом)

H 2,1							He -		
<b>Li</b> 1,0	<b>Be</b> 1,5	<b>B</b> 2,0	<b>C</b> 2,5	<b>N</b> 3,0	<b>O</b> 3,5	<b>F</b> 4,0	<b>Ne</b> -		
<b>Na</b> 0,9	<b>Mg</b> 1,2	<b>Al</b> 1,5	<b>Si</b> 1,8	<b>P</b> 2,1	<b>S</b> 2,5	<b>Cl</b> 3,0	<b>Ar</b> -		
<b>K</b> 0,8	<b>Ca</b> 1,0	<b>Sc</b> 1,3	<b>Ti</b> 1,5	<b>V</b> 1,6	<b>Cr</b> 1,6	<b>Mn</b> 1,5	<b>Fe</b> 1,8	<b>Co</b> 1,9	<b>Ni</b> 1,9
<b>Cu</b> 1,9	<b>Zn</b> 1,6	<b>Ga</b> 1,6	<b>Ge</b> 1,8	<b>As</b> 2,0	<b>Se</b> 2,4	<b>Br</b> 2,8	<b>Kr</b> -		
<b>Rb</b> 0,8	<b>Sr</b> 1,0	<b>Y</b> 1,2	<b>Zr</b> 1,4	<b>Nb</b> 1,6	<b>Mo</b> 1,8	<b>Tc</b> 1,9	<b>Ru</b> 2,2	<b>Rh</b> 2,2	<b>Pd</b> 2,2
<b>Ag</b> 1,9	<b>Cd</b> 1,7	<b>In</b> 1,7	<b>Sn</b> 1,8	<b>Sb</b> 1,9	<b>Te</b> 2,1	<b>I</b> 2,5	<b>Xe</b> -		
<b>Cs</b> 0,7	<b>Ba</b> 0,9	<b>La-Lu</b> 1,0- 1,2	<b>Hf</b> 1,3	<b>Ta</b> 1,5	<b>W</b> 1,7	<b>Re</b> 1,9	<b>Os</b> 2,2	<b>Ir</b> 2,2	<b>Pt</b> 2,2
<b>Au</b> 2,4	<b>Hg</b> 1,9	<b>Tl</b> 1,8	<b>Pb</b> 1,9	<b>Bi</b> 1,9	<b>Po</b> 2,0	<b>At</b> 2,2	<b>Rn</b> -		
<b>Fr</b> 0,7	<b>Ra</b> 0,9	<b>Ac</b> 1,1	<b>Ku</b> -	<b>Ns</b> -					

## ДОДАТОК 3

**Найважливіші одиниці системи СІ та їх співвідношення з  
одиницями інших систем**

Назва фізичної величини	Умовне позначення	Одиниця СІ	Співвідношення з одиницями інших систем
Довжина	l	Метр (м)	1 м = 100 сантиметрів (см); 1 ангстрем ( $\text{Å}$ ) = $10^{-10}$ метрів (м) = $10^{-8}$ сантиметрів (см) = 0,1 нанометрів (нм) = 100 пікометрів (пм)
Маса	g	Кілограм (кг)	1 кг = 1000 грамів (г) = $10^6$ міліграмів (мг) = $10^9$ мікрограмів (мкг); 1 атомна одиниця маси (а.о.м.) = $1,66053 \cdot 10^{-24}$ г
Час	$\tau$	Секунда (с)	1 година = 3600 с; 1 хвилина (хв) = 60с
Сила струму		Ампер (А)	
Електричний заряд		Кулон (Кл)	Кл = А · с
Температура	T, t	Кельвін (К)	$0^{\circ}\text{K} = -273,15^{\circ}\text{C}$ (Цельсія) = $-459,67^{\circ}\text{F}$ (Фаренгейта) $\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15^{\circ}$
Сила світла		Кандела (кд)	
Кількість речовини	M	Моль	

Найважливіші фізико-хімічні константи

Атомна одиниця маси	$1 \text{ а.о.м.} = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Маса спокою електрона	$m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31} \text{ кг} = 5,4858 \cdot 10^{-4} \text{ а.о.м.}$
Маса спокою протона	$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,0073 \text{ а.о.м.}$
Маса спокою нейтрона	$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,0087 \text{ а.о.м.}$
Молярна газова стала	$R = 8,3144 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1} \text{ моль}^{-1}$
Постійна Планка	$h = 6,6262 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Постійна Фарадея	$F = 9,6485 \cdot 10^4 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Число Авогадро	$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Швидкість світла	$C = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ м} \cdot \text{с}$
Співвідношення між різними одиницями енергії	$1 \text{ калорія (кал)} = 4,184 \text{ Дж};$ $1 \text{ електронвольт (еВ)} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ Дж};$ $1 \text{ ерг} = 6,242 \cdot 10^{11} \text{ еВ};$ $1 \text{ Дж} = 10^7 \text{ ерг}$
$\pi$	3,14459
$\ln 10$	2,3026
$e$	2,7183

## Формули деяких кислот, назви їх аніонів

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
Безкисневі			
HF	Фтороводнева (плавикова)	F <sup>-</sup>	Фторид
HCl	Хлороводнева (соляна)	Cl <sup>-</sup>	Хлорид
HBr	Бромоводнева	Br <sup>-</sup>	Бромид
HI	Йодоводнева	I <sup>-</sup>	Йодид
HCN	Ціановоднева (синильна)	CN <sup>-</sup>	Ціанід
HSCN	Тіоціановоднева (роданиста)	SCN <sup>-</sup>	Роданід (тіоціанід)
H <sub>2</sub> S	Сірководнева	S <sup>2-</sup> HS <sup>-</sup>	Сульфід Гідросульфід
H <sub>2</sub> Se	Селеноводнева	Se <sup>2-</sup> HSe <sup>-</sup>	Селенід Гідроселенід
Кисневмісні			
CH <sub>3</sub> COOH	Оцтова	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	Ацетат
HBO <sub>2</sub>	Метаборна	BO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Метаборат
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Ортоборна	[B(OH) <sub>4</sub> ] <sup>-</sup>	Борат
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Вугільна	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Карбонат Гідрокарбонат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Кремнієва	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> HSiO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Силікат Гідросилікат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сірчиста	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Сульфит Гідросульфит
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Сірчана	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Сульфат Гідросульфат
HNO <sub>2</sub>	Азотиста	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Нітрит
HNO <sub>3</sub>	Азотна	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Нітрат
HPO <sub>3</sub>	Метафосфорна	PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Метафосфат
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ортофосфорна	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Ортофосфат Гідроортофосфат Дигідроортофосфат
H <sub>4</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дифосфорна (пірофосфорна)	P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>4-</sup> HP <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>3-</sup>	Дифосфат Гідродифосфат
		H <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Дигідродифосфат

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
		$\text{H}_3\text{P}_2\text{O}_7^-$	Тригідродифосфат
$\text{HPO}_2$	Метафосфориста	$\text{PO}_2^-$	Метафосфіт
$\text{H}_3\text{PO}_3$	Ортофосфориста	$\text{HPO}_3^{2-}$	Ортофосфіт
		$\text{H}_2\text{PO}_3^-$	Гідроортофосфіт
$\text{H}_3\text{PO}_2$	Фосфорнуватиста	$\text{H}_2\text{PO}_2^-$	Гіпофосфіт
$\text{H}_3\text{AsO}_4$	Ортомиш'якова	$\text{AsO}_4^{3-}$ $\text{HAsO}_4^{2-}$ $\text{H}_2\text{AsO}_4^-$	Ортоарсенат Гідроортоарсенат Дигідроортоарсенат
$\text{H}_3\text{AsO}_3$	Ортомиш'яковиста	$\text{AsO}_3^{3-}$ $\text{HAsO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{AsO}_3^-$	Ортоарсеніт Гідроортоарсеніт Дигідроортоарсеніт
$\text{HAsO}_2$	Метामीш'яковиста	$\text{AsO}_2^-$	Метаарсеніт
$\text{HClO}$	Хлорнуватиста	$\text{ClO}^-$	Гіпохлорит
$\text{HClO}_2$	Хлориста	$\text{ClO}_2^-$	Хлорит
$\text{HClO}_3$	Хлорнувата	$\text{ClO}_3^-$	Хлорат
$\text{HClO}_4$	Хлорна	$\text{ClO}_4^-$	Перхлорат
$\text{HMnO}_4$	Марганцева	$\text{MnO}_4^-$	Перманганат
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Марганцевиста	$\text{MnO}_4^{2-}$ $\text{HMnO}_4^-$	Манганат Гідроманганат
$\text{HVO}_3$	Ванадієва	$\text{VO}_3^-$	Ванадат
$\text{H}_2\text{MoO}_4$	Молібденова	$\text{MoO}_4^{2-}$ $\text{HMoO}_4^-$	Молібдат Гідромолібдат
$\text{H}_2\text{WO}_4$	Вольфрамова	$\text{WO}_4^{2-}$ $\text{HWO}_4^-$	Вольфрамат Гідровольфрамат
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромова	$\text{CrO}_4^{2-}$ $\text{HCrO}_4^-$	Хромат Гідрохромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромова	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ $\text{HCr}_2\text{O}_7^-$	Дихромат Гідродихромат
<b>Кислоти, що відповідають амфотерним гідроксидам</b>			
$\text{HAlO}_2$	Метаалюмінієва	$\text{AlO}_2^-$	Метаалюмінат
$\text{H}_3\text{AlO}_3$	Ортоалюмінієва	$\text{AlO}_3^{3-}$ $\text{HAlO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{AlO}_3^-$	Ортоалюмінат Гідроалюмінат Дигідроалюмінат
$\text{H}_2\text{PbO}_2$	Свинцева	$\text{PbO}_2^{2-}$ $\text{HPbO}_2^-$	Плюмбіт Гідроплюмбіт

Формула кислоти	Назва кислоти	Аніон	Назва аніону
$H_2ZnO_2$	Цинкова	$ZnO_2^{2-}$ $HZnO_2^-$	Цинкат Гідроцинкат
$HCrO_2$	Метахромиста	$CrO_2^-$	Метахроміт
$H_3CrO_3$	Ортохромиста	$CrO_3^{3-}$ $HCrO_3^{2-}$ $H_2CrO_3^-$	Ортохроміт Гідроортохроміт Дигідроортохроміт

## Можливі окисно-відновні числа деяких елементів

Елемент	Ступінь окиснення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
<b>H</b>			H <sup>-</sup> гідриди	H <sub>2</sub>	H <sup>+</sup>						
<b>F</b>			F <sup>-</sup>	F <sub>2</sub>							
<b>Cl</b>			HCl Cl <sup>-</sup>	Cl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> O HClO ClO <sup>-</sup>		HClO <sub>2</sub> ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ClO <sub>2</sub>	HClO <sub>3</sub> ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub> (ClO <sub>3</sub> )	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> HClO <sub>4</sub> ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
<b>Br</b>			HBr Br <sup>-</sup>	Br <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub> O HBrO BrO <sup>-</sup>		HBrO <sub>2</sub> BrO <sub>2</sub> <sup>-</sup>		HBrO <sub>3</sub> BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		HBrO <sub>4</sub> BrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
<b>I</b>			HI I <sup>-</sup>	I <sub>2</sub>	HIО IO <sup>-</sup>				I <sub>2</sub> O <sub>5</sub> HIO <sub>3</sub> IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		HIО <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O Або H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>
<b>O</b>		H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> пероксиди	O <sub>2</sub>		F <sub>2</sub> O					
<b>S</b>		H <sub>2</sub> S	FeS <sub>2</sub>	S		SO		SO <sub>2</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		SO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
<b>N</b>	NH <sub>3</sub> NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	NH <sub>2</sub> OH	N <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O	NO	N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> HNO <sub>2</sub> NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	NO <sub>2</sub>	N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> HNO <sub>3</sub> NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
<b>P</b>	PH <sub>3</sub>			P			P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>		P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>		
<b>As</b>	AsH <sub>3</sub>			As			As <sub>2</sub> O <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>		As <sub>2</sub> O <sub>5</sub> AsO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>		
<b>Sb</b>	SbH <sub>3</sub>			Sb			Sb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> Sb <sup>3+</sup> SbO <sub>2</sub> <sup>-</sup>		Sb <sub>2</sub> O <sub>5</sub> SbO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
<b>Bi</b>				Bi			Bi <sup>3+</sup> Bi <sub>2</sub> O <sub>3</sub> BiO <sup>+</sup>		Bi <sub>2</sub> O <sub>5</sub> BiO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		
<b>C</b>	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	C		CO		CO <sub>2</sub> H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>			
<b>Sn</b>				Sn		Sn <sup>2+</sup> SnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup>		Sn <sup>4+</sup> SnO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>			
<b>Pb</b>				Pb		Pb <sup>2+</sup> PbO PbO <sub>2</sub> <sup>2-</sup>		Pb <sup>4+</sup> PbO <sub>2</sub> PbO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>			
<b>Al</b>				Al			Al <sup>3+</sup> AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup>				

							$\text{AlO}_3^{3-}$				
<b>B</b>	$\text{B}^{3-}$ $\text{B}_2\text{H}_6$			<b>B</b>			$\text{B}^{3+}$ $\text{B}_2\text{O}_3$ $\text{BO}_2^-$ $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$				

Продовження таблиці додатку 5

	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
<b>Лужно-земельні метали</b>				Me <sup>0</sup>		Me <sup>2+</sup>					
<b>Лужні метали</b>				Me <sup>0</sup>	Me <sup>+</sup>						
<b>Ag</b>				Ag	Ag <sup>+</sup>	Ag <sup>2+</sup>					
<b>Ag</b>				Ag	Ag <sup>+</sup>	Ag <sup>2+</sup>					
<b>Au</b>				Au	Au <sup>1+</sup>	Au <sup>3+</sup>					
<b>Cu</b>				Cu	Cu <sup>+</sup>	Cu <sup>2+</sup>					
<b>Zn</b>				Zn		Zn <sup>2+</sup>					
<b>Cd</b>				Cd		Cd <sup>2+</sup>					
<b>Hg</b>				Hg	Hg <sub>2</sub> <sup>2+</sup>	Hg <sup>2+</sup>					
<b>Cr</b>				Cr			Cr <sup>3+</sup> CrO <sub>2</sub> <sup>-</sup> CrO <sub>3</sub> <sup>3-</sup> -			Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> -	
<b>Mo</b>				Mo		Mo <sup>2+</sup>	Mo <sup>3+</sup>	Mo <sup>4+</sup> MoO <sub>2</sub> MoO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Mo <sup>5+</sup> MoO <sub>3</sub> <sup>+</sup>	MoO <sub>3</sub> MoO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	
<b>Mn</b>				Mn		Mn <sup>2+</sup>	Mn <sup>3+</sup>	MnO <sub>2</sub>		MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
<b>Fe</b>				Fe		Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>			FeO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> -	
<b>Co</b>				Co		Co <sup>2+</sup>	Co <sup>3+</sup>				
<b>Ni</b>				Ni		Ni <sup>2+</sup>	Ni <sup>3+</sup>				
<b>Елемент</b>	<b>Ступінь окислення</b>										
	<b>-3</b>	<b>-2</b>	<b>-1</b>	<b>0</b>	<b>+1</b>	<b>+2</b>	<b>+3</b>	<b>+4</b>	<b>+5</b>	<b>+6</b>	<b>+7</b>

## ДОДАТОК 6

*Густина водних розчинів основ при 18 °С у г/см<sup>3</sup>*

%	KOH	NaOH	NH <sub>3</sub>	%	KOH	NaOH	NH <sub>3</sub>
4	1,033	1,046	0,983	34	1,334	1,374	0,889
6	1,048	1,069	0,973	36	1,358	1,395	0,884
8	1,065	1,092	0,967	38	1,384	1,416	-
10	1,082	1,115	0,960	40	1,411	1,437	-
12	1,100	1,137	0,958	42	1,437	1,458	-
14	1,118	1,159	0,946	44	1,460	1,478	-
16	1,137	1,181	0,939	46	1,485	1,499	-
18	1,156	1,203	0,932	48	1,511	1,519	-
20	1,176	1,225	0,926	50	1,538	1,540	-
22	1,196	1,247	0,919	52	1,564	1,560	-
24	1,217	1,268	0,913	54	1,590	1,580	-
26	1,240	1,289	0,908	56	1,616	1,601	-
28	1,263	1,310	0,903	58	-	1,622	-
30	1,286	1,332	0,898	60	-	1,643	-
32	1,310	1,352	0,893				

## ДОДАТОК 7

*Густина водних розчинів кислот при 18 °С у г/см<sup>3</sup>*

%	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	%	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl
<b>4</b>	1,027	1,020	1,018	<b>52</b>	1,415	1,322	-
<b>6</b>	1,038	1,031	1,028	<b>54</b>	1,435	1,334	-
<b>8</b>	1,052	1,043	1,038	<b>56</b>	1,456	1,345	-
<b>10</b>	1,066	1,054	1,047	<b>58</b>	1,477	1,356	-
<b>12</b>	1,080	1,066	1,057	<b>60</b>	1,498	1,367	-
<b>14</b>	1,095	1,078	1,068	<b>62</b>	1,520	1,377	-
<b>16</b>	1,109	1,090	1,078	<b>64</b>	1,542	1,387	-
<b>18</b>	1,124	1,103	1,088	<b>66</b>	1,565	1,396	-
<b>20</b>	1,139	1,115	1,098	<b>68</b>	1,587	1,405	-
<b>22</b>	1,155	1,128	1,108	<b>70</b>	1,611	1,413	-
<b>24</b>	1,170	1,140	1,119	<b>72</b>	1,634	1,422	-
<b>26</b>	1,176	1,153	1,129	<b>74</b>	1,657	1,430	-
<b>28</b>	1,202	1,167	1,139	<b>76</b>	1,681	1,438	-
<b>30</b>	1,219	1,180	1,149	<b>78</b>	1,704	1,445	-
<b>32</b>	1,235	1,193	1,159	<b>80</b>	1,727	1,452	-
<b>34</b>	1,252	1,207	1,169	<b>82</b>	1,749	1,459	-
<b>36</b>	1,268	1,221	1,179	<b>84</b>	1,769	1,466	-
<b>38</b>	1,286	1,234	1,189	<b>86</b>	1,787	1,372	-
<b>40</b>	1,303	1,246	1,198	<b>88</b>	1,802	1,477	-
<b>42</b>	1,321	1,259	-	<b>90</b>	1,814	1,483	-
<b>44</b>	1,338	1,272	-	<b>92</b>	1,824	1,487	-
<b>46</b>	1,357	1,285	-	<b>94</b>	1,8312	1,491	-

48	1,376	1,298	-	96	1,8355	1,495	-
50	1,395	1,310	-	98	1,8395	1,501	-
				100	1,8305	1,513	-

### ДОДАТОК 8

#### Ступінь дисоціації кислот, основ та солей у водних розчинах при 18<sup>o</sup>С

Назва електроліту	Формула	Ступінь дисоціації, %	
		в 1н. розчині	в 0,1н. розчині
<b>Кислоти</b>			
Борна	H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	-	0,01
Сірководнева	H <sub>2</sub> S	-	0,07
Вугільна	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	-	0,17
Оцтова	CH <sub>3</sub> COOH	0,4	1,3
Фтористоводнева	HF	7	15
Ортофосфорна	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	-	27
Щавлева	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	-	50
Сірчиста	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	-	34
Сірчана	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	51	58
Бромистоводнева	HBr	-	90
Йодистоводнева	HI	-	90
Азотна	HNO <sub>3</sub>	82	92
Соляна	HCl	78	91
<b>Основи</b>			
Гідроксид амонію	NH <sub>4</sub> OH	0,4	1,3
Їдкий калій	KOH	77	88
Їдкий натрій	NaOH	74	84
Гідроксид літію	LiOH	-	63
Гідроксид кальцію	Ca(OH) <sub>2</sub>	-	98
Гідроксид барію	Ba(OH) <sub>2</sub>	69	80
Гідроксид стронцію	Sr(OH) <sub>2</sub>	-	98
<b>Солі</b>			
Сульфат міді	CuSO <sub>4</sub>	-	40
Сульфат натрію	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	45	65
Сульфат калію	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	53	72
Нітрат срібла	AgNO <sub>3</sub>	58	81
Солі типу K <sup>+</sup> A <sup>-</sup>	KNO <sub>3</sub> , NaCl, NaBr	52-67	86-99
Солі типу K <sub>3</sub> <sup>+</sup> A <sup>3-</sup> або K <sup>3+</sup> A <sub>3</sub> <sup>-</sup>	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , AlCl <sub>3</sub>	-	65
Солі типу K <sup>2+</sup> A <sub>2</sub> <sup>-</sup> або K <sub>2</sub> <sup>+</sup> A <sup>2-</sup>	BaCl <sub>2</sub> , K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-	69-76
Солі типу K <sup>2+</sup> A <sup>2-</sup>	ZnSO <sub>4</sub> , MgSO <sub>4</sub>	-	43-93

## ДОДАТОК 9

Константи дисоціації деяких кислот та основ при 25<sup>0</sup> С

Сполука	Вираз для константи дисоціації	K <sub>дис</sub>
HF	$K = \frac{[H^+][F^-]}{[HF]}$	6,8·10 <sup>-4</sup>
HCl	$K = \frac{[H^+][Cl^-]}{[HCl]}$	1,0·10 <sup>7</sup>
HBr	$K = \frac{[H^+][Br^-]}{[HBr]}$	1,0·10 <sup>9</sup>
HI	$K = \frac{[H^+][I^-]}{[HI]}$	1,0·10 <sup>11</sup>
HClO	$K = \frac{[H^+][ClO^-]}{[HClO]}$	5,0·10 <sup>-8</sup>
HClO <sub>2</sub>	$K = \frac{[H^+][ClO_2^-]}{[HClO_2]}$	1,1·10 <sup>-2</sup>
HBrO	$K = \frac{[H^+][BrO^-]}{[HBrO]}$	2,5·10 <sup>-9</sup>
HIO	$K = \frac{[H^+][IO^-]}{[HIO]}$	2,3·10 <sup>-11</sup>
HIO <sub>3</sub>	$K = \frac{[H^+][IO_3^-]}{[HIO_3]}$	1,6·10 <sup>-1</sup>
H <sub>2</sub> S	$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]}$	5,7·10 <sup>-8</sup>
	$K_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]}$	1,0·10 <sup>-14</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	$K_1 = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$	1,6·10 <sup>-2</sup>
	$K_2 = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}$	6,3·10 <sup>-8</sup>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$K_1 = \frac{[H^+][HSO_4^-]}{[H_2SO_4]}$	1,0·10 <sup>3</sup>
	$K_2 = \frac{[H^+][SO_4^{2-}]}{[HSO_4^-]}$	1,2·10 <sup>-2</sup>
HNO <sub>2</sub>	$K = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$	5,1·10 <sup>-4</sup>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$	7,52·10 <sup>-3</sup>
	$K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$	6,31·10 <sup>-8</sup>
	$K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$	1,26·10 <sup>-12</sup>

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
$H_4P_2O_7$	$K_1 = \frac{[H^+][H_3P_2O_7^-]}{[H_4P_2O_7]}$ $K_2 = \frac{[H^+][H_2P_2O_7^{2-}]}{[H_3P_2O_7^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][HP_2O_7^{3-}]}{[H_2P_2O_7^{2-}]}$ $K_4 = \frac{[H^+][P_2O_7^{4-}]}{[HP_2O_7^{3-}]}$	$3,0 \cdot 10^{-2}$ $2,3 \cdot 10^{-3}$ $2,0 \cdot 10^{-7}$ $4,3 \cdot 10^{-10}$
$H_3AsO_4$	$K_1 = \frac{[H^+][H_2AsO_4^-]}{[H_3AsO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HAsO_4^{2-}]}{[H_2AsO_4^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][AsO_4^{3-}]}{[HAsO_4^{2-}]}$	$6,0 \cdot 10^{-3}$ $1,1 \cdot 10^{-7}$ $3,9 \cdot 10^{-12}$
$HAsO_2$	$K = \frac{[H^+][AsO_2^-]}{[HAsO_2]}$	$6 \cdot 10^{-10}$
$HCOOH$	$K = \frac{[H^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$
$CH_3COOH$	$K = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$	$1,75 \cdot 10^{-5}$
$HCN$	$K = \frac{[H^+][CN^-]}{[HCN]}$	$7,2 \cdot 10^{-10}$
$H_2CO_3$	$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$	$4,3 \cdot 10^{-7}$ $5,6 \cdot 10^{-11}$
$H_2C_2O_4$	$K_1 = \frac{[H^+][HC_2O_4^-]}{[H_2C_2O_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][C_2O_4^{2-}]}{[HC_2O_4^-]}$	$5,9 \cdot 10^{-2}$ $3,5 \cdot 10^{-5}$
$H_2SiO_3$	$K_1 = \frac{[H^+][HSiO_3^-]}{[H_2SiO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][SiO_3^{2-}]}{[HSiO_3^-]}$	$2,2 \cdot 10^{-10}$ $1,6 \cdot 10^{-12}$
$H_2SnO_2$	$K_1 = \frac{[H^+][HSnO_2^-]}{[H_2SnO_2]}$	$10^{-15}$
$H_2SnO_3$	$K_1 = \frac{[H^+][HSnO_3^-]}{[H_2SnO_3]}$	$10^{-10}$

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
$H_2PbO_3$	$K_1 = \frac{[H^+][HPbO_3^-]}{[H_2PbO_3]}$	$10^{-11}$
$H_3BO_3$	$K_1 = \frac{[H^+][H_2BO_3^-]}{[H_3BO_3]}$ $K_2 = \frac{[H^+][HBO_3^{2-}]}{[H_2BO_3^-]}$ $K_3 = \frac{[H^+][BO_3^{3-}]}{[HBO_3^{2-}]}$	$5,8 \cdot 10^{-10}$ $1,8 \cdot 10^{-13}$ $1,6 \cdot 10^{-14}$
$H_2B_4O_7$	$K_1 = \frac{[H^+][HB_4O_7^-]}{[H_2B_4O_7]}$ $K_2 = \frac{[H^+][B_4O_7^{2-}]}{[HB_4O_7^-]}$	$1,8 \cdot 10^{-4}$ $2,0 \cdot 10^{-8}$
$HAIO_2$	$K = \frac{[H^+][AlO_2^-]}{[HAIO_2]}$	$6,0 \cdot 10^{-15}$
$H_2MnO_4$	$K_1 = \frac{[H^+][HMnO_4^-]}{[H_2MnO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][MnO_4^{2-}]}{[HMnO_4^-]}$	$\sim 10^{-1}$ $7,1 \cdot 10^{-11}$
$HMnO_4$	$K = \frac{[H^+][MnO_4^-]}{[HMnO_4]}$	$2,0 \cdot 10^{-2}$
$H_2CrO_4$	$K_1 = \frac{[H^+][HCrO_4^-]}{[H_2CrO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][CrO_4^{2-}]}{[HCrO_4^-]}$	$6 \cdot 10^{-1}$ $3 \cdot 10^{-7}$
$H_2MoO_4$	$K_1 = \frac{[H^+][HMoO_4^-]}{[H_2MoO_4]}$ $K_2 = \frac{[H^+][MoO_4^{2-}]}{[HMoO_4^-]}$	$2,9 \cdot 10^{-3}$ $1,4 \cdot 10^{-4}$
$H_2PbO_2$	$K_1 = \frac{[H^+][HPbO_2^-]}{[H_2PbO_2]}$	$2 \cdot 10^{-16}$
$AgOH$	$K = \frac{[Ag^+][OH^-]}{[AgOH]}$	$1,1 \cdot 10^{-4}$
$Al(OH)_3$	$K_3 = \frac{[Al^{3+}][OH^-]}{[AlOH^{2+}]}$	$1,38 \cdot 10^{-9}$
$Ba(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Ba^{2+}][OH^-]}{[Ba(OH)^-]}$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
$Ca(OH)_2$	$K_1 = \frac{[Ca(OH)^+][OH^-]}{[Ca(OH)_2]}$	$4,5 \cdot 10^{-2}$

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
	$K_2 = \frac{[Ca^{2+}][OH^-]}{[Ca(OH)^-]}$	$4,0 \cdot 10^{-3}$
$Cd(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Cd^{2+}][OH^-]}{[CdOH^+]}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$
$Co(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Co^{2+}][OH^-]}{[CoOH^+]}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$
$Cr(OH)_3$	$K_3 = \frac{[Cr^{3+}][OH^-]}{[CrOH^{2+}]}$	$1,02 \cdot 10^{-10}$
$Cu(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Cu^{2+}][OH^-]}{[CuOH^+]}$	$3,4 \cdot 10^{-7}$
$Fe(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Fe^{2+}][OH^-]}{[FeOH^+]}$	$1,3 \cdot 10^{-4}$
$Fe(OH)_3$	$K_2 = \frac{[FeOH^{2+}][OH^-]}{[Fe(OH)_2^+]}$	$1,8 \cdot 10^{-11}$
	$K_3 = \frac{[Fe^{3+}][OH^-]}{[FeOH^{2+}]}$	$1,4 \cdot 10^{-12}$
$Hg(OH)_2$	$K_1 = \frac{[Hg(OH)^+][OH^-]}{[Hg(OH)_2]}$	$7 \cdot 10^{-12}$
	$K_2 = \frac{[Hg^{2+}][OH^-]}{[HgOH^+]}$	$2 \cdot 10^{-23}$
$LiOH$	$K = \frac{[Li^+][OH^-]}{[LiOH]}$	$6,8 \cdot 10^{-1}$
$Mn(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Mn^{2+}][OH^-]}{[MnOH^+]}$	$5,0 \cdot 10^{-4}$
$Mg(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Mg^{2+}][OH^-]}{[MgOH^+]}$	$2,5 \cdot 10^{-3}$
$NaOH$	$K = \frac{[Na^+][OH^-]}{[NaOH]}$	5,9
$Ni(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Ni^{2+}][OH^-]}{[NiOH^+]}$	$2,5 \cdot 10^{-5}$
$NH_4OH$	$K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_4OH]}$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
$Pb(OH)_2$	$K_1 = \frac{[Pb(OH)^+][OH^-]}{[Pb(OH)_2]}$	$9,6 \cdot 10^{-4}$

Сполука	Вираз для константи дисоціації	$K_{\text{дис}}$
	$K_2 = \frac{[Pb^{2+}][OH^-]}{[Pb(OH)^+]}$	$3 \cdot 10^{-8}$
$Sr(OH)_2$	$K_2 = \frac{[Sr^{2+}][OH^-]}{[SrOH^+]}$	$1,5 \cdot 10^{-1}$
$Zn(OH)_2$	$K_1 = \frac{[Zn(OH)^+][OH^-]}{[Zn(OH)_2]}$ $K_2 = \frac{[Pb^{2+}][OH^-]}{[Pb(OH)^+]}$	$4,0 \cdot 10^{-5}$  $1,5 \cdot 10^{-9}$