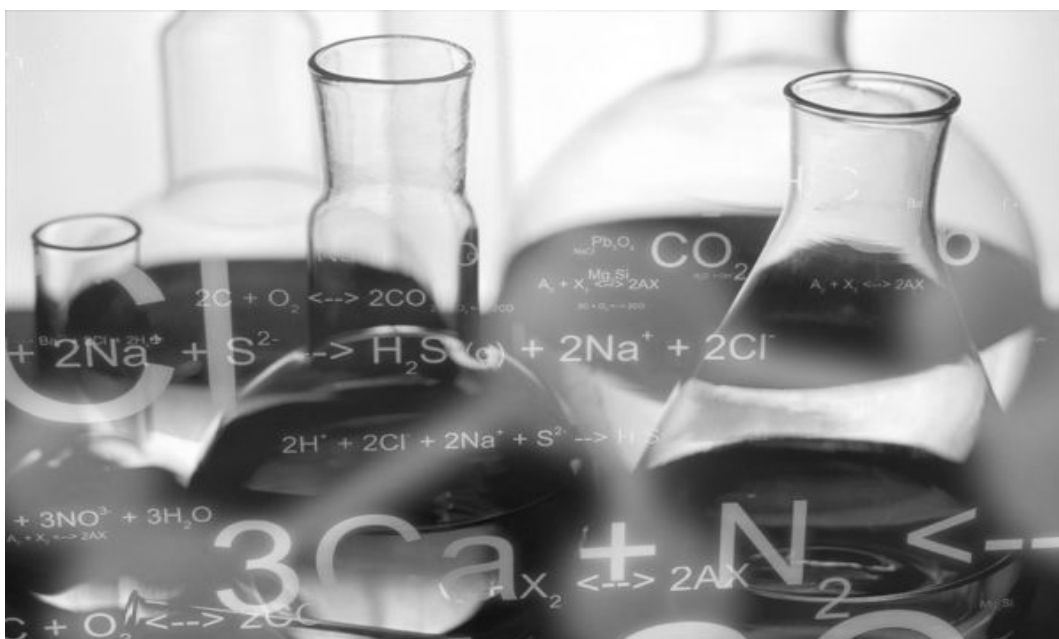


# НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ

*Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води*

**Д.А. Савченко**, В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук



## НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

**НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК**  
для студентів спеціальності -201 “Агрономія”

**ВИДАННЯ ДРУГЕ, ВИПРАВЛЕНЕ І ДОПОВНЕНЕ**

**КИЇВ 2023**

УДК 546(075.8)

*Рекомендовано Вченою радою  
Національного університету біоресурсів і природокористування України  
(протокол № 3 від 27 вересня 2023 р.)*

Рецензенти:

**Слободяник М.С.**, доктор хімічних наук, професор (Київський національний університет імені Тараса Шевченка)

**Костенко Є.Є.**, доктор хімічних наук, професор (Національний університет харчових технологій)

**Максін В.І.**, доктор хімічних наук, професор (Національний університет біоресурсів і природокористування України)

**Неорганічна та аналітична хімія. [текст] навчальний посібник у формі лабораторного практикуму для студентів спеціальності - 201 “Агрономія” / Д.А. Савченко, В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Н.М. Прокопчук. – К.: Редакційно-видавничий відділ НУБіП України. 2023. – 324 с.**

ISBN 978-617-8351-29-8

Навчальний посібник у формі лабораторного практикуму для навчання студентів за спеціальністю 201 «Агрономія». Відповідно до програми підготовки фахівців посібник інтегрує теоретичні та практичні питання, що базуються на закономірностях неорганічної хімії елементів, які згруповані у головні та побічні підгрупи і містять, окрім хімічних властивостей, основні аналітичні принципи і способи їх хімічного аналізу з погляду практичного використання в галузі агрономії, агрохімії, ґрунтознавства і агроекології. У навчальному виданні запропоновані завдання для самостійної підготовки та виконання лабораторних робіт з усіх тем за 4 модулями, які синхронізовано із електронним навчальним курсом.

Укладачі: **Савченко Дмитро Анатолійович**  
Копілевич Володимир Абрамович  
Ущапівська Тетяна Іванівна  
Прокопчук Надія Миколаївна,

ISBN 978-617-8351-29-8

УДК 546(075.8)

© **Д.А.Савченко**, В.А. Копілевич, Т.І.Ущапівська, Н.М. Прокопчук, 2023  
© НУБіП України, 2023

## ЗАВДАННЯ КУРСУ НЕОРГАНІЧНОЇ ТА АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Сучасне сільське господарство розвивається в напрямі хімізації, що вимагає ґрунтової підготовки висококваліфікованих спеціалістів агрономічного та агрохімічного профілю з глибоким освоєнням хімічних дисциплін.

Зазвичай загальна та неорганічна хімія викладаються на першому курсі, і це основний предмет для подальшого вивчення аналітичної, органічної, біологічної, фізичної, біонеорганічної, колоїдної хімії та агрохімії, а також багатьох прикладних дисциплін, таких як агроґрунтознавство, хімічний захист рослин, меліорація та ін.

Цей посібник реалізує наскрізний навчальний план хімічної освіти в коледжах і університетах від загальної теоретичної основи хімії до неорганічної хімії, аналітичної хімії, а потім до прикладних професійно-орієнтованих або професійних дисциплін. Водночас він вирішує важливі методичні проблеми відбору та використання інформації, усуває повторення у викладанні споріднених предметів зі спільною теоретичною базою.

Основні завдання вивчення даної дисципліни можна сформулювати так:

- студент повинен засвоїти комплекс знань основних закономірностей хімії, характерні властивості хімічних елементів та їх сполук, особливості хімічних процесів, що відбуваються в природі та агровиробництві;
- максимально трансформувати теоретичні знання в навички, навчитися працювати в хімічній лабораторії, набути досвіду поводження з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів;
- адаптувати отримані знання і навички з неорганічної хімії елементів до правил і закономірностей аналітичних досліджень в хімічному якісному і кількісному аналізі.

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 аналітичної 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.

## ЗАГАЛЬНІ МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

Рекомендований алгоритм вивчення навчальної дисципліни представлено її робочим навчальним планом, який передбачає певний набір лекцій (л), лабораторних робіт (лаб) та самостійної підготовки (с.р.), дозованих за тижнями семестру та послідовністю тем для вивчення і контролю. Звертаємо увагу, що у структурі навчальної дисципліни, наведеної нижче, кожен із вказаних видів підготовки не слід ігнорувати, оскільки теоретичні знання, одержані на лекції, закріплюються на практиці при виконанні лабораторних робіт, а самостійна підготовка необхідна для виконання контрольних робіт і здачі колоквиумів за кожним змістовним модулем.

### Програма та структура навчальної дисципліни

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин						
	денна форма						
	тижні	усього	у тому числі				
			л	пр	лаб	інд	с.р.
<b>Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії</b>							
Тема 1. Хімія як складова природничих наукових дисциплін	1	6	2		2		20
Тема 2. Будова атомів хімічних елементів	2	6	2		4		
Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	3	3	1		4		
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	3	7	3		2		
<b>Разом за змістовим мод. 1</b>	<b>1-3</b>	<b>40</b>	<b>8</b>		<b>12</b>		<b>20</b>
<b>Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень</b>							
Тема 5. Хімічна кінетика і рівновага	4	1	1				20
Тема 6. Розчини та їх властивості. Розчини електролітів та електролітична дисоціація.	5	6	2		4		
Тема 7. Реакції гідролізу солей	5	6	2		4		
Тема 8. Реакції окислення-відновлення	6-7	12	4		8		
Тема 9. Комплексні (координаційні) сполуки	7-8	6	2		4		
<b>Разом за змістовим мод. 2</b>	<b>4-8</b>	<b>51</b>	<b>11</b>		<b>20</b>		<b>20</b>

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин						
	денна форма						с.р.
	тижні	усього	у тому числі				
л			пр	лаб	інд		
<b>Змістовий модуль 3. Хімія елементів і якісний аналітичний аналіз</b>							
Тема 10. Предмет, завдання, значення аналітичної хімії. Техніка аналітичних досліджень у природничих науках.	8-9	3	1		2		20
Тема 11. Хіміко-аналітичні властивості катіонів на прикладі s-елементів I-A і II-A груп, p-елементів III-A і IV-A груп та d-елементів 4 і 5 періодів.	9-10	13	2		11		
Тема 12. Хіміко-аналітичні властивості аніонів на прикладі p-елементів VII-A, VI-A, V-A і IV-A груп.	11	14	2		12		
<b>Разом за змістовим мод. 3</b>	<b>8-11</b>	<b>50</b>	<b>5</b>		<b>25</b>		<b>20</b>
<b>Змістовий модуль 4. Кількісний аналіз</b>							
Тема 13. Рівновага у гетерогенних і гомогенних системах. Реакції осадження і розчинення осадів і їх значення для аналізу.	12	1	1				15
Тема 14. Суть і завдання кількісних вимірювань і розрахунків. Вимірювання методом нейтралізації.	12	10	2		8		
Тема 15. Суть рівноваги у титриметрії. Вимірювання методами редоксметрії.	13-14	8	2		6		
Тема 16. Вимірювання методом комплексометрії. Теоретичні основи вимірювання і обробки результатів в хімічному аналізі	15	5	1		4		
<b>Разом за змістовим мод. 4</b>	<b>12-15</b>	<b>39</b>	<b>6</b>		<b>18</b>		<b>15</b>
<b>Усього годин</b>	<b>1-15</b>	<b>180</b>	<b>30</b>		<b>75</b>		<b>75</b>

З чого почати вивчення хімічних наук, зокрема неорганічної 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 вхідні вимоги до студента I курсу такі:

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

### ***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 посібником у формі лабораторного практикуму.

### ***Методика самостійної роботи***

Основна форма домашньої роботи студентів при вивченні курсу неорганічної та аналітичної хімії – самостійна підготовка за підручником та навчальним посібником (лабораторним практикумом). Вивчати курс рекомендується в порядку проходження тем, притримуючись наступного:

- 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.

У робочому навчальному плані дисципліни передбачено в одному навчальному семестрі лекцій – 30 годин, лабораторних занять – 75 годин та самостійної роботи - 75 години, що в сумі складає 180 години (6 кредитів ECTS), які охоплюють 4 змістових модулів вивчення дисципліни.

Після вивчення дисципліни заплановано іспит.

Тривалість навчального семестру – 15 тижнів.

## Розподіл балів модульно-рейтингового навчання студентів

Поточний контроль		Рейтинг з додаткової роботи $R_{др}$	Рейтинг з навчальної роботи $R_{НР}$	Рейтинг штрафний $R_{штр}$	Підсумкова атестація ( <i>екзамен</i> )	Загальна кількість балів
номер модулю	рейтинг					
1	0-100					
2	0-100					
3	0-100					
4	0-100					
Навчальна робота		0-10	0-70	0-5	0-30	0-100
5	0-100	0-10	0-70	0-5	0-30	0-100

- **Зверніть увагу**, що результативність лабораторного практикуму (рейтинг з навчальної роботи  $R_{НР}$ ) – це рейтинг поточного контролю за модулями 1, 2, 3, 4 ( $R^{(1)}, R^{(2)}, R^{(3)}, R^{(4)}$ ).

- Відповідно до «Положення про кредитно-модульну систему навчання в НУБіП України», затвердженого ректором університету 03.04.2009 р., рейтинг студента з навчальної роботи  $R_{НР}$  стосовно вивчення певної дисципліни визначається за формулою:

$$R_{НР} = \frac{0,7 \cdot (R^{(1)}_{ЗМ} \cdot K^{(1)}_{ЗМ} + \dots + R^{(n)}_{ЗМ} \cdot K^{(n)}_{ЗМ})}{K_{дис}} + R_{др} - R_{штр},$$

- де  $R^{(1)}_{ЗМ}, \dots, R^{(n)}_{ЗМ}$  – рейтингові оцінки змістових модулів за 100-бальною шкалою;

-  $n$  – кількість змістових модулів;

-  $K^{(1)}_{ЗМ}, \dots, K^{(n)}_{ЗМ}$  – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для відповідного змістового модуля;

-  $K_{дис} = K^{(1)}_{ЗМ} + \dots + K^{(n)}_{ЗМ}$  – кількість кредитів ECTS, передбачених робочим навчальним планом для дисципліни у поточному семестрі;

-  $R_{др}$  – рейтинг з додаткової роботи;

-  $R_{штр}$  – рейтинг штрафний.

- Наведену формулу можна спростити, якщо прийняти  $K^{(1)}_{ЗМ} = \dots = K^{(n)}_{ЗМ}$ . Тоді вона буде мати вигляд:

$$R_{НР} = \frac{0,7 \cdot (R^{(1)}_{ЗМ} + \dots + R^{(n)}_{ЗМ})}{n} + R_{др} - R_{штр}.$$

- Навчальне навантаження студента з дисципліни «Неорганічна та аналітична хімія» для вивчення та засвоєння за модулями складає:

- 1-й модуль ( $R_1$ ) – 1,5 кредита ( $K_1$ )

- 2-й модуль ( $R_2$ ) – 1,5 кредита ( $K_2$ )

- 3-й модуль ( $R_3$ ) – 1,5 кредита ( $K_3$ )
- 4-й модуль ( $R_4$ ) – 1,5 кредита ( $K_4$ )
- **Рейтинг з додаткової роботи  $R_{др}$**  додається до  $R_{нр}$  і може складати 10 балів. Він визначається лектором і надається студентам рішенням кафедри за виконання робіт, які не передбачені навчальним планом, але сприяють підвищенню рівня знань студентів з дисципліни.
- За повного виконання плану лабораторних занять рейтинг з навчальної роботи може складати:  $R_{нр} = R_1 + R_2 + R_3 + R_4 + R_{др} = 400$  балів.
- **Рейтинг штрафний  $R_{штр}$**  не перевищує 5 балів і віднімається від  $R_{нр}$ . Він визначається лектором і вводиться рішенням кафедри для студентів, які матеріал змістового модуля засвоїли невчасно, не дотримувалися графіка роботи, пропускали заняття тощо.
- Для допуску до атестації студенту необхідно набрати з навчальної роботи не менше 60% за змістовними модулями, тобто не менше 60 балів від загального показника  $R_{нр}$ , що в загальній оцінці дисципліни у перерахунку на 100 бальну шкалу складає 42 бали (70%  $R_{нр}$  і 30%  $R_{ат}$ ).
- **Реальний рейтинг з дисципліни  $R_{дис}$** . Визначається за формулою:
- $R_{дис} = R_{нр} + R_{ат}$

*Отже, продуктивна робота студента під час проходження лабораторного практикуму є запорукою не лише одержання допуску до іспиту, а й високої оцінки освоєння курсу «Неорганічна та аналітична хімія».*



## МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДО ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

### *Основні правила виконання експериментальних досліджень та техніки безпеки при роботі в хімічній лабораторії*

Всі роботи лабораторного практикуму з неорганічної та аналітичної хімії студент виконує в захисному одязі (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 експериментальних лабораторних робіт інколи необхідно користуватися розчинами кислот, лугів (особливо концентрованих), мати справу з хімічними сполуками, що належать до 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 токсичними, агресивними речовинами та з тими, що неприємно пахнуть, виконувати лише у витяжній шафі;
- при розведенні концентрованих кислот (особливо сульфатної) 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 (етилловий 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;
- підігріваючи 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 у хімічній лабораторії***

1. При порізах склом вийняти уламки скла з рани, обробити поріз 3%-м спиртовим розчином йоду або перекису водню і накласти повязку.
2. При опіках необхідно негайно покласти на обпечене місце вату чи марлю, змочену етиловим спиртом або 2 – 5%-м розчином калій перманганату.
3. При попаданні на шкіру кислоти або лугів необхідно спочатку промити уражене місце великою кількістю водопровідної води. Потім у випадку ураження кислотою промити 5%-м розчином натрій гідрокарбонату, 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 натрій гідрокарбонату (якщо попала кислота) чи 2%-м розчином борної кислоти (якщо попав луг) і знову водою.
5. У всіх випадках отруєння, опіків та поранень після надання першої допомоги в лабораторії потерпілому терміново за телефоном 103 викликають швидку допомогу або направляють до сімейного лікаря.

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

Майже всі досліди з курсу неорганічної та аналітичної 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 (макрометод). 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 заглибленнями, 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 із 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 їх характеристика***

Основною вимогою до хімічних реактивів є їх чистота. За ступенем чистоти реактиви поділяють 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 % .

При виконанні хімічних реакцій не користуються невідомими реактивами без етикеток або 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. Леткі та речовини з сильним запахом (амоніак, органічні розчинники, концентровані кислоти, луги) зберігають 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, зберігають в склянках з темного скла.

### ***Базові знання до проходження лабораторного практикуму***

#### **Основні поняття атомно-молекулярного вчення**

Основними поняттями хімії є “атом”, “молекула”, “прості та складні речовини”, “атомна та молекулярна маса”, “моль та молярний об’єм”, “валентність елемента та еквівалент”.

Поняття “атом” прийшло до нас від давньогрецьких філософів Левкіппа і Демокріта (V-IV ст. до н.е.). За Демокрітом “атом” слід перекладати як “неподільне” (атоми – це деякі тіла, що невидимі із-за малої величини і неподільні із-за твердості, вони безколірні і рухаються в пустоті бескінечно).

У хімічну науку поняття про атом було введено у 1741 році М.В.Ломоносовим під назвою елементи (атоми) і корпускули (молекули).

За сучасними уявленнями *атом* – є хімічно неподільною електронейтральною часткою речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Маса, склад, розмір, заряд ядра та будова електронних оболонок є основними характеристиками атома. Маса атома змінюється від  $1,67 \cdot 10^{-27}$  кг для водню до  $4,32 \cdot 10^{-25}$  кг для курчатовію, а радіуси атомів становлять біля  $10^{-10}$  м. Ядро атомів складається з протонів і нейтронів, радіус яких  $10^{-14}$ - $10^{-15}$  м, а електрони утворюють електронну оболонку, розмір якої відповідає розміру атома. Кількісними характеристиками атома є заряд ядра (чисельно рівний порядковому номеру елемента) та відносна атомна маса, які вказані в періодичній системі хімічних елементів.

Тому “хімічний елемент” – це вид атомів з однаковим зарядом ядра. В періодичній таблиці кожний хімічний елемент має свою назву та символ. Хімічний елемент є складовою частиною всіх речовин і під час реакцій він зберігається, переходячи від одних речовин до інших. Тобто “прості і складні речовини” і є формами існування хімічних елементів.

*Прості речовини* – це речовини, що утворені з атомів одного елемента або форма існування хімічного елемента у вільному стані.

*Складні речовини* (хімічні сполуки) – це речовини, утворені з атомів різних елементів або форма існування хімічних елементів у зв’язаному стані.

Так, кисень  $O_2$ , озон  $O_3$ , водень  $H_2$ , гелій He, срібло Ag – прості речовини, а вода  $H_2O$ , срібла оксид  $Ag_2O$  – складні.

Налічується біля 500 простих речовин, що при наявності лише 110 хімічних елементів пояснюється явищем їх алотропії. **Алотропія** – це явище існування хімічного елемента у вигляді щонайменше двох простих речовин, відмінних за властивостями. Явище алотропії зумовлене двома причинами: 1) різним числом атомів у молекулі (кисень  $O_2$  і озон  $O_3$ ) або 2) утворенням різних кристалічних форм (наприклад, алмаз, графіт і карбін для вуглецю C).

Найменша часточка речовини, що має її хімічні властивості - *молекула*. Складом і хімічною будовою молекули визначаються її хімічні властивості. Кількісною характеристикою молекули є її формула, розміри та молекулярна маса. Усі молекули однієї речовини мають однаковий склад, розміри, масу, властивості і відрізняються за цими показниками від молекул іншої речовини. Між молекулами в речовині є відстані: у газах –  $10^{-8}$ - $10^{-7}$  м, у рідких та твердих речовинах –  $10^{-10}$  м, а тому при переході між цими агрегатними станами об’єм речовин змінюється приблизно в 1000 разів. Під час фізичних явищ молекули зберігаються, під час хімічних – руйнуються, утворюючи нові речовини. Для молекул характерний неперервний хаотичний рух.

*Відносною атомною масою* ( $A_r$ ) хімічного елемента називається фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природного ізотопічного складу елемента до 1/12 маси атома вуглецю  $^{12}C$ . Одна дванадцята маси

атома ізотопу вуглецю  $^{12}\text{C}$  – це сучасна позасистемна одиниця вимірювання атомних та молекулярних мас, яку називають атомною одиницею маси (а.о.м.) або вуглецевою одиницею:

$$1 \text{ а.о.м.} = (19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}) : 12 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг або } 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г,}$$

де  $19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$  – абсолютна маса атома карбону  $^{12}\text{C}$ . Тому при розрахунку відносних атомних мас хімічних елементів виходять із співвідношення:  $A_r = m_a : 1 \text{ а.о.м.} = m_a : 1,66 \cdot 10^{-27}$ , де  $m_a$  – маса атома в кг.

*Відносна молекулярна маса ( $M_r$ )* – це фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси молекули природного ізотопічного складу речовини до  $1/12$  маси атома карбону  $^{12}\text{C}$ . В практичних розрахунках молекулярна маса дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

*Кількість речовини. Моль. Молярна маса.*

Кількість речовини – це фізична величина, що визначається числом часток – структурних елементів речовини: молекул, атомів, іонів, іонних асоціатів. Вона позначається латинським символом  $n$  або грецьким  $\nu$ .

Одиницею її вимірювання є одна з семи основних одиниць системи СІ – моль.

*Моль* – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів тощо), скільки атомів є в  $0,012 \text{ кг}$  ізотопу карбону  $^{12}\text{C}$ .

Приклад 1. Розрахувати число атомів ( $N$ ) карбону  $^{12}\text{C}$ , взятого в кількості  $0,012 \text{ кг}$ .

$$N = m(^{12}\text{C}) : 12 \text{ а.о.м.} = 0,012 \text{ кг/моль} : (12 \cdot 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ одиниць/моль.}$$

Це число називається сталою Авогадро (позначається  $N_A$ , має розмірність  $1/\text{моль}$ ) і показує число структурних одиниць у молі будь-якої речовини.

*Молярна маса* – фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає. Позначають літерою  $M$  з розмірністю  $\text{кг/моль}$  або  $\text{г/моль}$ :  $M = m : \nu$ , де  $m$  – маса речовини,  $\nu$  – кількість речовини, що їй відповідає. В практичних розрахунках виходять із того, що молярна маса речовини, виражена в  $\text{г/моль}$ , чисельно дорівнює відносній атомній або відносній молекулярній масі цієї речовини, яка виміряна у а.о.м.

Маса і кількість речовини – поняття різні. Маса виражається в кілограмах (грамах), а кількість речовини – в молях. Між масою речовини ( $m$ , г), її кількістю ( $n$ , моль) та молярною масою ( $M$ ,  $\text{г/моль}$ ) існує просте співвідношення:  $m = n \cdot M$ .

Основні кількісні показники для характеристики атомів, молекул, речовин в системі СІ наведено в *Додатку 1*.

## **Тема лабораторної роботи 1.**

### **Періодичний закон і будова атома.**

#### **Методичні поради щодо виконання самостійної підготовки.**

*Що треба знати:*

- 1) суть періодичного закону Д.І Менделєєва, структуру періодичної таблиці;
- 2) поняття радіус атома, енергія йонізації, спорідненість з електроном, відносна електронегативність.

*Що треба вміти:*

- 1) розрізняти в періодичній таблиці s-, p-, d та f- елементи;
- 2) пояснювати характер зміни величин радіусів атомів, енергії йонізації, електронегативності елементів в періодах та групах Періодичної таблиці.

*Про що треба мати уявлення:*

Які висновки про відносну металічність (відновні властивості) чи неметалічність (окислювальні властивості) хімічних елементів можна зробити за даними їх величин енергії йонізації, спорідненості з електроном, відносною електронегативності атомів ?

Сучасне формулювання періодичного закону наступне:

“Властивості елементів, а також форми й властивості сполук елементів знаходяться в періодичній залежності від величини заряду ядер їх атомів”.

Зі збільшенням позитивного заряду ядер атомів спостерігається періодичне повторення електронної конфігурації зовнішнього енергетичного рівня, завдяки чому і періодично повторюються властивості сполук елементів. В цьому полягає фізичне тлумачення періодичного закону.

*Наприклад.* Розглянемо схему розміщення зовнішніх електронів в атомах елементів головних підгруп. В першій групі у елементів за порядковими номерами 3, 11, 19, 37, 55 на зовнішньому енергетичному рівні знаходиться один s-електрон. Вступаючи в хімічну взаємодію, ці елементи можуть відносно легко віддавати цей електрон, виявляючи при цьому металічні властивості. У елементів сьомої групи з порядковими номерами 9, 17, 35, 53 на зовнішньому рівні знаходиться сім електронів  $ns^2np^5$ . Вступаючи в хімічну взаємодію, вони прагнуть приєднати електрон до завершення зовнішнього енергетичного рівня (октет), тобто вони виявляють властивості неметалів.

Розглянемо, як змінюються властивості елементів в періодах. Другий і третій період є типовими. Із збільшенням заряду ядра атома, у елементів головних підгруп на зовнішньому рівні знаходяться від одного до семи

електронів, тобто посилюються неметалічні властивості. У великих періодах елементи розміщені в парних і непарних рядках. Розглядаючи парні рядки (4,6,8), де із збільшенням позитивних зарядів ядер атомів, кількість електронів на зовнішньому рівні залишається сталою (1 або 2). Поки йде заповнення передостаннього енергетичного рівня, кількість зовнішніх електронів не змінюється, а хімічні властивості цих елементів змінюються незначно. В непарних рядках (5,7,9) властивості елементів змінюються по аналогії з елементами типових періодів (ряд 2 і 3).

Аналізуючи заповнення електронами енергетичних рівнів атомів елементів, можна пояснити основну різницю між елементами головних і побічних підгруп. Електрони зовнішнього енергетичного рівня елементів головних підгруп є валентними електронами, а кількість їх дорівнює номеру групи. Характерно наповнення s-підрівня (s-елементи), або p-підрівня (p-елементи). У елементів побічних підгруп валентними електронами є електрони зовнішнього та передостаннього рівня, загальна їх кількість також дорівнює номеру групи. Характерно наповнення d-підрівня передостаннього рівня (d-елементи), а для лантаноїдів та актиноїдів заповнюються відповідно 4f і 5f підрівнів (f-елементи).

Теорія будови атома пояснює закономірності збільшення металічних властивостей елементів в підгрупах зі збільшенням зарядів ядер їх атомів, та посилення неметалічних властивостей відповідно в періодах.

Періодичною функцією від заряду ядра атома є радіуси атомів та іонів, енергія спорідненості до електрону, енергія йонізації, електронегативність атомів та інші властивості простих речовин.

Чим більший атомний радіус, тим слабкіше утримуються електрони зовнішнього енергетичного рівня. І навпаки, зі зменшенням атомного радіусу, електрони притягуються до ядра сильніше.

**Енергія йонізації (I)** – це енергія, яка необхідна для відриву електрона від атома, при цьому утворюється відповідний катіон.

**Енергія спорідненості до електрону (E)** - це енергія, яка виділяється при приєднанні одного електрона до атома, при цьому утворюється аніон.

Енергія йонізації для елементів в періоді збільшується зліва направо, оскільки при цьому збільшується заряд ядра атомів, а радіус атома зменшується несуттєво. В підгрупах I зменшується зверху вниз завдяки збільшенню відстані валентного електрона від ядра. Енергія йонізації зв'язана з хімічними властивостями елементів. Наприклад, у лужних металів I дуже незначна, вони проявляють яскраво виражені металічні властивості.

Галогени, у яких на зовнішньому рівні 7 електронів, мають найбільші значення енергії спорідненості до електрона. Це свідчить про посилення неметалічних властивостей елементів в періоді.

**Електронегативність (ЕН)** - це властивість атома в молекулі притягувати до себе електрони. Мірою ЕН чисельно можна вважати енергію, яка дорівнює напівсумі енергії йонізації і спорідненості до електрону:

$$E_{\text{Н}} = \frac{I+E}{2}$$

Згідно з Л. Полінгом, розраховують відносну електронегативність, для цього ЕН літію приймають за одиницю і порівнюють з нею ЕН інших. Найбільші значення ЕН мають неметали, найменші – метали (див. Додаток 2).

### *Питання для самоперевірки*

1. В чому полягає фізичне тлумачення періодичного закону Д.І Менделєєва ?
2. Яка складова атома має більшу масу – ядро чи електрони ?
3. Чим відрізняються між собою нейтрони, протони та електрони?
4. Сформулюйте визначення понять електронна хмара, орбіталь, електронна оболонка, енергетичний рівень та підрівень. Що спільного у цих понять та яка різниця між ними?
5. Чим відрізняється головна підгрупа від побічної? Поясніть, пиходячи із електронних структур атомів елементів.
6. Яку максимальну кількість електронів може містити I, II, III та IV енергетичні рівні, s-, p- та d-орбіталі?
7. У чому полягає різниця між s-, p- та d-орбіталями?
8. Як змінюється величина відносної електронегативності атома елементів в межах періодів та груп ?
9. Наведіть основні відмінності властивостей вільних атомів s-, p- та d-елементів.
10. Які орбіталі є на I, II та III енергетичних рівнях і в якій послідовності вони заповнюються електронами?
11. Скільки неспарених електронів у незбудженому стані мають атоми: K, Al, Si, N, S та Cl?
12. Скільки періодів і груп у періодичній таблиці елементів?
13. На основі електронної будови атомів поясніть як і чому змінюється хімічний характер елементів і їхніх сполук в межах третього періоду.
14. На основі електронної будови атомів поясніть принцип об'єднання елементів в одну групу та розподіл на підгрупи.
15. Користуючись Періодичною системою, покажіть:
  - а) форму вищої кисневої сполуки сульфору;
  - б) ступені окиснення елемента в стійких сполуках



16. Електронна оболонка атома деякого елемента містить 42 електрони. Скільки протонів знаходиться в ядрі вказаного атома? Вкажіть назву хімічного елемента та його порядковий номер.
17. Скільки валентних електронів міститься в атомах елементів №6, 10, 33?
18. У якого з вказаних елементів енергія йонізації найменша: Sr, Mg, Ca чи Ba?
19. У якого з приведених елементів спорідненість до електрону найбільша: C, O, N чи F?
20. Виходячи із розміщення в періодичній системі Йоду, Стронцію, Хрому, Селену, зазначте, металічним чи неметалічним є кожний з цих елементів.
21. Вкажіть по два елементи, що є подібними за будовою і властивостями до:  
а) Стануму; б) Бром; в) Барію.
22. Що лежить за основу розподілу елементів на групи в Періодичній системі? Як і чому вони поділяються на підгрупи ?
23. Які елементи називають s-, p-, d-, f-елементів ?
24. У періодах і групах чи змінюються атомні радіуси елементів? Чи позначається це на зміні властивостей елементів?

## **Тема лабораторної роботи 2.**

### **Принципи номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук.**

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

##### *Що треба знати:*

- 1) взаємозв'язок властивостей хімічних елементів з періодичним законом;
- 2) залежно від положення елементів в періодичній таблиці (в періоді та групі) закономірності зміни хімічних їх властивостей;
- 3) типові елементи метали, неметали (металоїди) та амфотерні хімічні елементи;
- 4) за положенням елементів у періодичній таблиці та будовою їх атомів знаходити їх валентності; поняття про ступінь окиснення елементу;
- 5) уявлення про прості та складні речовини (атоми та молекули);
- 6) правила складання молекулярних та побудови структурно-графічних формул речовин;
- 7) формули найпоширеніших оксидів, кислот, гідроксидів та солей;
- 8) систематичні назви хімічних сполук.

##### *Що треба вміти:*

- 1) складати молекулярні формули оксидів, кислот, основ та солей з урахуванням степенів окиснення елементів;
- 2) визначати тип оксидів та їх хімічні властивості, виходячи з положення елементів у періодичній таблиці;
- 3) складати рівняння хімічних реакцій у молекулярному вигляді, які характеризують способи одержання та хімічні властивості оксидів, кислот, основ, солей;
- 4) за допомогою рівнянь реакцій доводити амфотерні властивості сполук цинку, алюмінію, хрому, плюмбуму, їх оксидів та гідроксидів;
- 5) записувати структурно-графічні формули речовин.

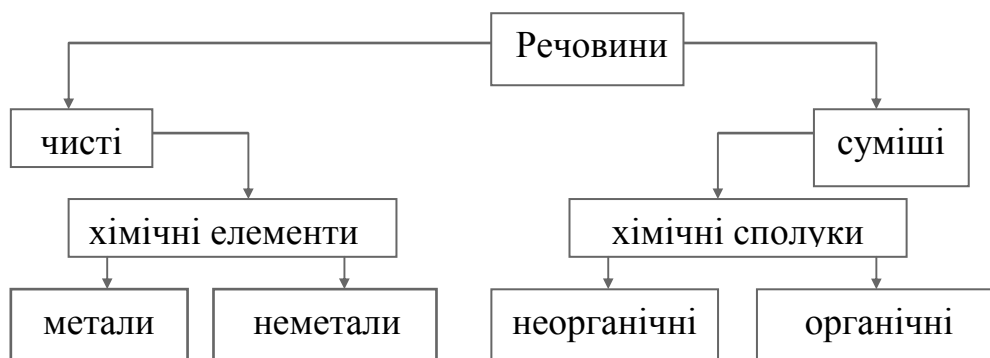
Вказаний розділ хімії є ключовим для розуміння сутності хімічних перетворень сполук та їх хімічних властивостей, тому його вивченню необхідно приділити максимальну увагу. Для цього необхідно повторити основні поняття атомно-молекулярного вчення.

До неметалів відносять:

*благородні гази* - елементи головної підгрупи VIII групи періодичної таблиці (He; Ne; Ar; Kr; Xe; Rn);

*галогени* - елементи головної підгрупи VII групи періодичної таблиці (F, Cl, Br, I, At);

## Систематика неорганічних речовин



*халькогени* - елементи головної підгрупи VI групи періодичної таблиці (O, S, Se, Te), крім Po;

*елементи V, IV, III, I груп* періодичної таблиці - N, P, As, C, Si, B, H.

Серед металів виділяють декілька типових груп або родин:

*лужні метали* - елементи, що входять до головної підгрупи I групи періодичної таблиці (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr);

*лужноземельні метали* - елементи, що входять до головної підгрупи II групи періодичної таблиці (Ca, Sr, Ba, Ra);

*родина заліза* - Fe, Co, Ni;

*родина благородних металів (родина платини)* - Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt;

*лантаноїди* - елементи періодичної таблиці від № 58 до № 71, які за своїми властивостями подібні до елемента лантану La;

*актиноїди* - елементи періодичної таблиці від № 90 до № 103, які за своїми властивостями подібні до елемента актинія Ac.

### Складання формул та назв неорганічних сполук

У хімічній формулі складної речовини можна умовно чи реально виділити електронегативну (аніон) та електропозитивну (катіон) частини. При розгляді молекул з формальних позицій їх будови користуються показником *ступінь окислення* атомів у складі молекули. Під цим терміном розуміють заряд атома чи йона елемента, обчислений, виходячи з умовного припущення, що всі зв'язки в молекулі є йонними, тобто реалізованими за рахунок повного передавання електронів від одного атома до іншого. Позитивно заряджений йон завжди ставлять у формулі на перше зліва місце, а аніон - на друге:  $\text{Ba}^{2+}\text{Cl}_2^-$ ;  $\text{Al}^{3+}_2\text{O}^{2-}_3$ . Обов'язково треба дотримуватися правила, що молекула в цілому *електронейтральна*, тобто кількість позитивних та негативних зарядів атомів чи йонів в ній повинна бути однаковою, а їх сума дорівнювати нулю. Однак на практиці, крім визначення суми зарядів елементів, які входять до молекули, слід врахувати реальний склад речовини. Так, формула речовини, що містить  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{S}^{6+}$ ,  $\text{O}^{2-}$ , лише у випадку  $\text{CaSO}_4$  ( а не  $\text{SCaO}_4$  чи  $\text{SO}_4\text{Ca}$ ) буде відповідати

реальному складу сполуки. Передбачити достовірні молекулярні формули більшості речовин можна, опираючись на знання типових властивостей елементів.

Зокрема, для цього потрібно запам'ятати такі закономірності:

- метали утворюють лише позитивно заряджені йони;
- величина заряду йонів металів, розміщених у головних підгрупах першої та другої груп, а також алюмінію, дорівнює номеру групи;
- йони інших металів, крім максимального заряду, що дорівнює номеру групи, можуть мати одне або декілька значень проміжних ступенів окислення;
- ступінь окислення Гідрогену в більшості сполук  $1+$ , за винятком сполук з металами - гідридів, де гідроген має ступінь окислення  $1-$ ;
- Оксиген, як правило, має в сполуках ступінь окислення  $2-$ , за винятком молекули  $\text{OF}_2$  (де він заряджений позитивно,  $\text{O}^{2+}$ ) та пероксидів ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ), де його заряд рівний  $1-$ ;
- гідроксильна група ( $\text{OH}^-$ ) характеризується завжди сумарним зарядом, рівним  $1-$ ;
- сумарним зарядом можна охарактеризувати залишки кислот (кислотні залишки):  $\text{BO}_2^-$ ;  $\text{SiO}_3^{2-}$ ;  $\text{NO}_3^-$ ;  $\text{NO}_2^-$ ;  $\text{PO}_3^-$ ;  $\text{PO}_4^{3-}$ ;  $\text{SO}_4^{2-}$ ;  $\text{SO}_3^{2-}$ ;  $\text{ClO}^-$ ;  $\text{ClO}_2^-$ ;  $\text{ClO}_3^-$ ;  $\text{ClO}_4^-$ ;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

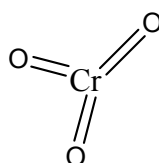
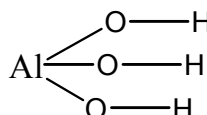
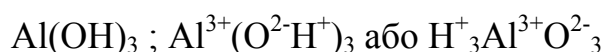
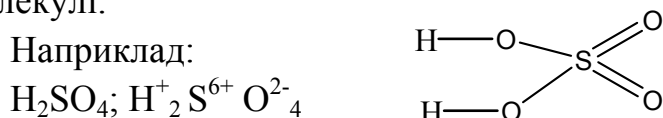
Змінний ступінь окислення в сполуках характерний для елементів IV, V, VI та VII груп, а також родини заліза та платини, що пов'язано із можливостями цих елементів переходити у збуджений стан. Наприклад, атом фосфору у незбудженому стані може виявляти ступені окислення  $3-$ ,  $0$ ,  $1+$ ,  $3+$ , у збудженому ще  $5+$ .

Назви складних речовин згідно з їх формулами читаються зліва направо, тобто спочатку називають електропозитивну складову (реальний катіон) формули в називному відмінку, а потім електронегативну частину (реальний аніон). Наприклад:  $\text{CaH}_2$  - кальцій гідрид;  $\text{LiCl}$  - літій хлорид;  $\text{KOH}$  - калій гідроксид;  $\text{I}_2\text{O}_5$  - йоду(V) оксид. Традиційні назви солей також складаються з назви катіону та назви аніону в називному відмінку. В назві аніону використовується корінь назви кислотоутворюючого елемента та різні суфікси (-ат; -іт; -ит; -ід):  $\text{BO}_2^-$  - метаборат;  $\text{SiO}_3^{2-}$  - силікат;  $\text{NO}_3^-$  - нітрат;  $\text{NO}_2^-$  - нітрит;  $\text{PO}_3^-$  - метафосфат;  $\text{PO}_4^{3-}$  - ортофосфат;  $\text{SO}_4^{2-}$  - сульфат;  $\text{SO}_3^{2-}$  - сульфіт;  $\text{ClO}^-$  - гіпохлорит;  $\text{ClO}_2^-$  - хлорит;  $\text{ClO}_3^-$  - хлорат;  $\text{ClO}_4^-$  - перхлорат;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  - ацетат. Наприклад,  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$  – барій ортофосфат;  $\text{Ba}_3(\text{AlO}_3)_2$  – барій ортоалюмінат;  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – ферум(III) сульфат (див. Додаток 3).

*Правила побудови структурно-графічних формул хімічних сполук*

Ці формули показують порядок з'єднання атомів у молекулі речовини. При їх побудові необхідно враховувати:

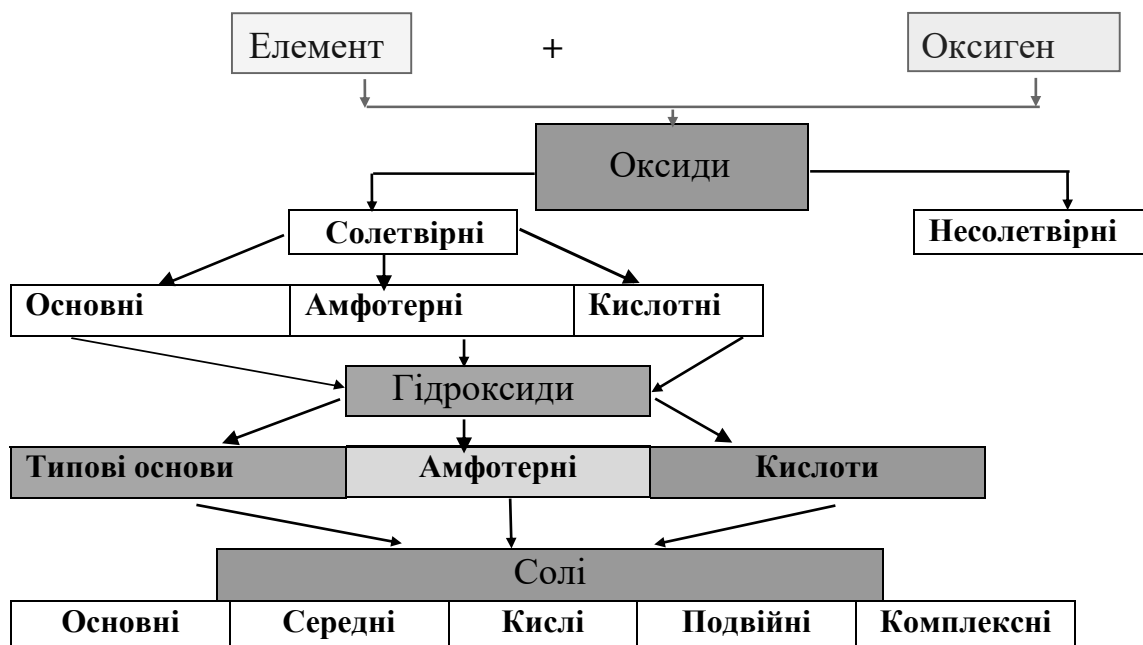
- безпосередньо між собою можуть з'єднуватися лише йони з протилежним зарядом;
- йони з однаковим зарядом з'єднуються лише через протилежно заряджений іон;
- величина заряду йона, як правило, відповідає кількості його зв'язків у молекулі.



### Зв'язок між класами неорганічних речовин

Класифікація хімічних елементів в періодичній системі є одночасно наочним відображення класифікації хімічних сполук, які вони можуть утворювати. Класифікація неорганічних сполук є логічним наслідком періодичного закону.

Схема зв'язку між основними класами неорганічних сполук



Класифікація речовин полегшує їх вивчення - можна характеризувати властивості окремих представників тих чи інших класів сполук, якщо відомі типові хімічні властивості даного класу.

Всі неорганічні сполуки можна розділити на чотири основних класи (типи): оксиди, основи, кислоти, солі.

### Оксиди

Оксидами називають бінарні сполуки елементів з Оксигеном, в яких останній проявляє ступінь окиснення (2-).

Практично всі елементи утворюють оксиди за виключенням трьох інертних елементів – гелію, неону і аргону.

Назви оксидів. При утворенні одним і тим же елементом ряду оксидів в їх назвах вказується валентність елемента римською цифрою в дужках після назви. Наприклад, CrO - хром(II) оксид, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - хром(III) оксид, CrO<sub>3</sub> - хром(VI) оксид.

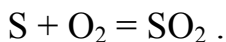
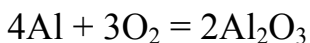
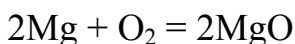
Оксиди поділяються на *солетвірні*, наприклад CaO, Na<sub>2</sub>O, SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CO<sub>2</sub> і *несолетвірні* – CO, SiO, N<sub>2</sub>O, NO, SO.

Солетвірні оксиди за хімічними властивостями поділяються на три групи: *основні, кислотні і амфотерні*.

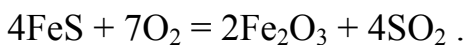
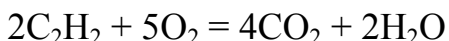
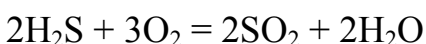
*Одержання оксидів:*

До найбільш поширених методів одержання солетвірних оксидів можна віднести:

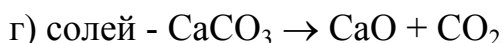
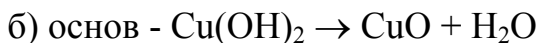
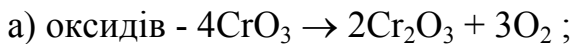
1. Взаємодія елементів з Оксигеном:



2. Окислення Оксигеном різних складних сполук:



3. Розкладання різних кисневмісних сполук при нагріванні:



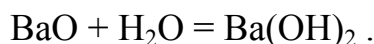
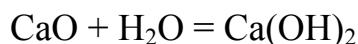
Оснóвні оксиди. До основних оксидів відносяться оксиди, гідратні форми яким відносяться до класу основ.

Наприклад,  $\text{Li}_2\text{O}$  -  $\text{LiOH}$  - гідратна форма  
 $\text{Na}_2\text{O}$  -  $\text{NaOH}$  - гідратна форма  
 $\text{MgO}$  -  $\text{Mg(OH)}_2$  - гідратна форма  
 $\text{CaO}$  -  $\text{Ca(OH)}_2$  - гідратна форма  
 $\text{FeO}$  -  $\text{Fe(OH)}_2$  - гідратна форма  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3$  -  $\text{Fe(OH)}_3$  - гідратна форма.

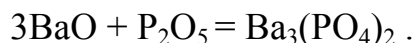
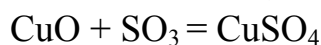
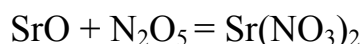
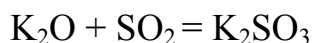
Основні оксиди утворюють лише метали. Проте не всі оксиди металів є основними. Окремі з них за своїми хімічними властивостями відносять до кислотних або амфотерних.

*Хімічні властивості основних оксидів:*

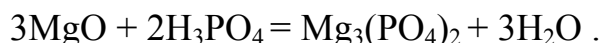
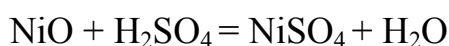
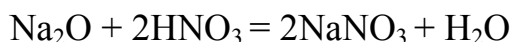
1. Оксиди лужних ( $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ) та лужноземельних ( $\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{BaO}$ ) металів взаємодіють з водою, утворюючи розчинні основи - луги:  $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$



2. Основні оксиди взаємодіючи з кислотними оксидами, утворюють солі:



3. Основні оксиди взаємодіючи з кислотами, утворюють сіль та воду:



Кислотні оксиди. До кислотних оксидів належать оксиди, гідратні форми яких відносяться до класу кислот.

Наприклад:  $\text{CO}_2$  - гідратна форма  $\text{H}_2\text{CO}_3$

$\text{SiO}_2$  - гідратна форма  $\text{H}_2\text{SiO}_3$

$\text{N}_2\text{O}_5$  - гідратна форма  $\text{HNO}_3$

$\text{P}_2\text{O}_5$  - гідратна форма  $\text{H}_3\text{PO}_4$

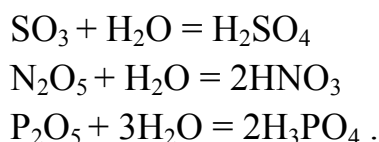
Переважають більшість кислотних оксидів утворюють неметали, а також окремі перехідні метали з вищими ступенями окислення.

Наприклад,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  - гідратна форма  $\text{HMnO}_4$

$\text{CrO}_3$  - гідратна форма  $\text{H}_2\text{CrO}_4$

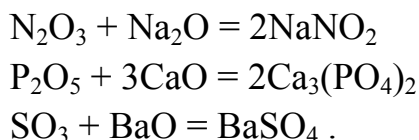
*Хімічні властивості кислотних оксидів:*

- 1) Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою, утворюючи кислоти:



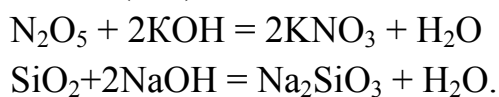
Звідси виникла назва кислотних оксидів – *ангідриди кислот*. Проте є кислотні оксиди, які з водою не взаємодіють:  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{WO}_3$  тощо.

2. Кислотні оксиди взаємодіють з основними оксидами, утворюючи солі:

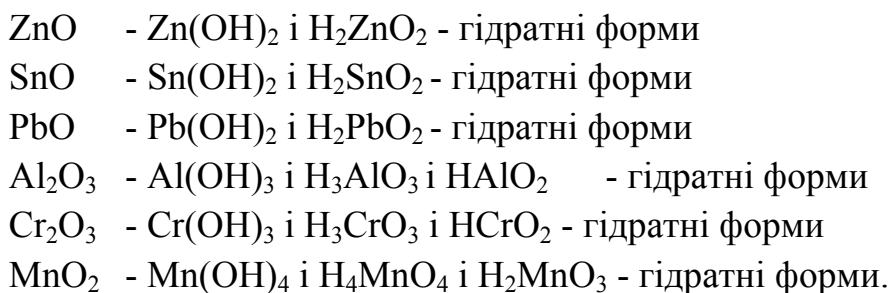


3. Кислотні оксиди взаємодіють з основами, утворюючи соль та воду.

Наприклад:  $\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$



Амфотерні оксиди. До амфотерних оксидів належать оксиди, що виявляють як основні, так і кислотні властивості. Наприклад:

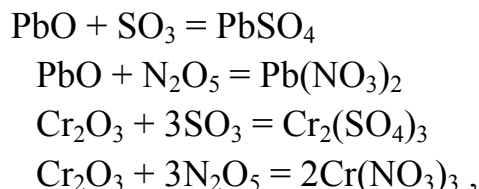


Амфотерні оксиди утворюються хімічними елементами, для яких є характерними металічні і частково неметалічні властивості.

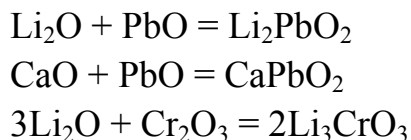
Термін «амфотерний» – грецького походження, означає двосторонній, взаємний. Через це амфотерні оксиди посідають проміжне положення між основними і кислотними оксидами і проявляють відповідні їм хімічні властивості.

*Хімічні властивості амфотерних оксидів:*

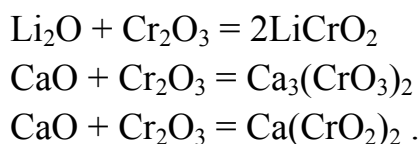
1. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотними та основними оксидами. В реакціях з кислотними оксидами амфотерні оксиди проявляють властивості основних:



а при взаємодії з основними оксидами - властивості кислотних:







Деякі бінарні кисневі сполуки елементів –  $\text{Pb}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  та ін. належать до подвійних оксидів, в яких елемент має два різних ступені окислення. Але вивчення валентних станів елементів у таких оксидах, а також деяких інших властивостей привело до висновку, що такі сполуки повинні бути віднесені до класу солей:

$\text{Pb}_2\text{O}_3$  -  $\text{PbPbO}_3$  - метаплюмбат свинцю (від  $\text{H}_2\text{PbO}_3$ );

$\text{Mn}_3\text{O}_4$  -  $\text{Mn}_2\text{MnO}_4$  - манганіт марганцю (від  $\text{H}_4\text{MnO}_4$ ).

Зміна хімічного характеру оксидів – від основного через амфотерний до кислотного – відображає закономірні зміни властивостей елементів від металів до неметалів. Це явище можна спостерігати в межах періодів і груп періодичної системи. Наприклад, елементи II періоду утворюють вищі оксиди, властивості яких поступово змінюються від основних ( $\text{Li}_2\text{O}$ ), через амфотерні ( $\text{BeO}$ ) до кислотних ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ).

Елементи III періоду аналогічно утворюють основні оксиди ( $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}$ ), амфотерні ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) і кислотні ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ). При переході до великих періодів закономірність змін характеру оксидів спостерігається в межах рядів. Так, елементи IV періоду четвертого ряду утворюють основні ( $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{CaO}$ ) оксиди, амфотерні ( $\text{Sc}_2\text{O}_3$ ,  $\text{TiO}_2$ ) та кислотні ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ). У п'ятому ряду IV періоду ця закономірність повторюється.

Таким чином, можна дійти висновку, що в межах малих періодів і рядів великих періодів зі зростанням атомної маси елементів характер вищих оксидів закономірно змінюється від основних через амфотерні до кислотних.

Зміна в характері утворених оксидів спостерігається в межах груп і підгруп періодичної системи. Із збільшенням атомної маси елемента в підгрупі нарастають основні властивості відповідних оксидів.

У межах груп зі зростанням порядкового номера елемента заряд його іона не змінюється, але завдяки збільшенню кількості енергетичних рівнів радіус його зростає. Це приводить до послаблення зв'язку Е-О, тобто він стає більш ковалентно-полярним (або йонним) і це приводить до наростання основних властивостей оксидів.

Зміну в характері утворених оксидів можна спостерігати для одного і того ж самого елемента, коли він виявляє різні ступені окислення і утворює кілька оксидів. Наприклад, хром утворює три оксиди:  $\text{CrO}$  – основний,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  – амфотерний,  $\text{CrO}_3$  – кислотний. Це явище можна пояснити тим, що із збільшенням заряду йона зменшується його радіус, внаслідок чого змінюється

тип хімічного зв'язку від йонного до ковалентного полярного. Тому оксиди, в яких ступінь окислення металу нижчий – основні, вищий – кислотні, проміжний – амфотерні.

Пероксиди. Пероксиди розглядають як особливу групу кисневих сполук елементів. Хімічні властивості пероксидів суттєво відрізняються від звичайних оксидів. Нерідко пероксиди розглядають як солі гідроген пероксиду  $\text{H}_2\text{O}_2$ , до складу якого входить пероксидна група  $-\text{O}-\text{O}-$ . Атоми Оксигену у пероксидах, зв'язані між собою, тоді як в оксидах Оксиген поєднаний безпосередньо з іншим елементом.

У пероксидах слід правильно визначати валентність і ступінь окислення елементів. Так, у барій пероксиді  $\text{BaO}_2$  елемент барій двовалентний, ступінь його окислення  $2+$ ; Оксиген – двовалентний (одним зв'язком поєднаний з барієм, іншим між собою), але ступінь окислення Оксигену  $1-$ .

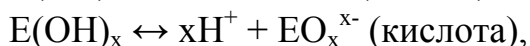
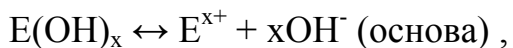
Назви пероксидів утворюються від назви елемента, який входить до цієї сполуки, додаючи слово «пероксид». Наприклад,  $\text{H}_2\text{O}_2$  – гідроген пероксид,  $\text{BaO}_2$  - барій пероксид т. д.

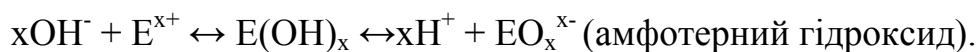
#### Гідрати оксидів. Основи

Майже всі оксиди прямо або опосередковано утворюють сполуки з водою – гідрати оксидів або гідроксиди. Склад гідроксиду можна навести загальною формулою  $\text{E}(\text{OH})_x$ , де E – елемент, який утворює гідроксид, x – його ступінь окислення або валентність у відповідному оксиді.

В залежності від хімічної природи елемента гідроксиди поділяються на гідрати основних оксидів (основи), гідрати кислотних оксидів (кислоти), гідрати амфотерних оксидів (амфотерні гідроксиди). Належність гідроксиду до певного класу сполук визначається розташуванням елемента у періодичній системі, що зумовлює відносну міцність зв'язків між елементом і Оксигеном з одного боку, і між Оксигеном і Гідроеном – з іншого. Міцність зв'язків E-O і O-H зумовлена їх полярністю. Якщо зв'язок E-O більш полярний, ніж O-H, у «боротьбі» за Оксиген перемагає Гідроген і гідроксид в процесі дисоціації втрачає гідроксильні групи. Роль E в цих випадках виконують типові метали, оскільки зв'язок металу з Оксигеном різко полярний або навіть йонний. Навпаки, якщо E характеризується сильно вираженими неметалічними властивостями, зв'язок між ним і Оксигеном малополярний і в конкуренції за кисень перемагає E і під час дисоціації гідроксид втрачає іон Гідрогену.

Виходячи з цих понять, приналежність гідроксиду до певного класу сполук зумовлена його дисоціацією за наведеними схемами:





Знаючи властивості гідроксиду, відповідно записуємо його формулу: на першому місці Гідроген, коли це кислота, або метал, коли це основа.

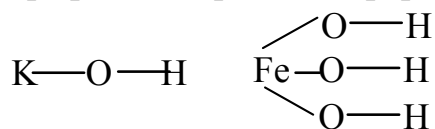
Основами називаються гідратні форми основних оксидів. Характерною особливістю основ є наявність гідроксильних груп. До складу основ входять катіони металів (або групи атомів)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{NH}_4^+$  та гідроксильні групи ( $\text{OH}^-$ ), кількість яких співмірна із ступенем окислення катіона. Наприклад,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

Кількість гідроксильних груп в основі, здатних заміщуватися на кислотні залишки, утворюючи солі, характеризує *кислотність основ*. Для прикладу, однокислотні  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ , двокислотні  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ , трикислотні  $\text{Bi}(\text{OH})_3$ ,  $\text{La}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_3$  тощо. Зі збільшенням ступеня окислення перехідного металу основні властивості оксидів послаблюються, тому існує лише невелика кількість чотирикислотних основ (наприклад,  $\text{Ti}(\text{OH})_4$ ) і невідомі п'ятикислотні, шестикислотні тощо.

Назви основ. За міжнародною номенклатурою назви основ утворюються від слова «гідроксид» і назви металу. Наприклад,  $\text{NaOH}$  – натрій гідроксид,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  – кальцій гідроксид. Якщо метал, що входить у склад основи, має змінний ступінь окислення, то в назві гідроксиду римською цифрою в дужках позначається ступінь окислення металу. Наприклад,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  – ферум(II) гідроксид,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  – ферум(III) гідроксид.

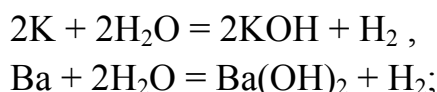
Основи поділяють на дві групи: розчинні у воді і малорозчинні. Розчинні у воді основи називають *лугами*, їх утворюють лужні ( $\text{Li}$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{Rb}$ ,  $\text{Cs}$ ) і лужноземельні ( $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$ ,  $\text{Ba}$ ) метали. Основи, що утворені іншими металами, у воді розчиняються дуже погано.

Графічне зображення формул основ можна зобразити так:

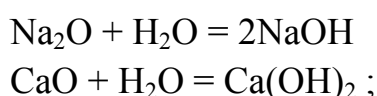


*Одержання основ :*

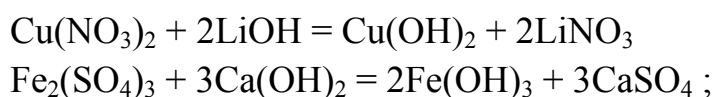
1. Взаємодія з водою активних металів (лужних, лужноземельних):



2. Взаємодія з водою оксидів цих металів:

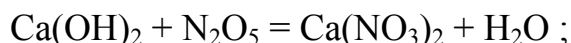
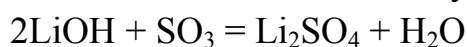


3. Взаємодією розчинів солей металів з розчинами лугів одержують малорозчинні у воді основи:

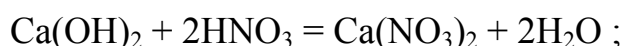
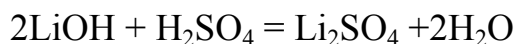


*Хімічні властивості основ :*

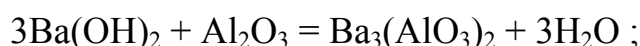
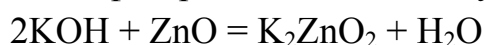
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води:



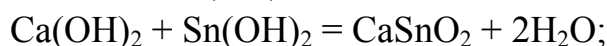
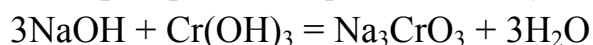
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води:



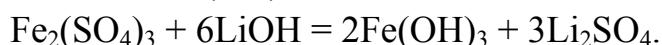
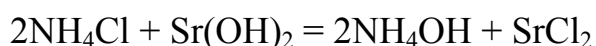
3. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



5. Луги взаємодіють з деякими солями:



### *Кислоти*

Кислоти – хімічні сполуки, до складу яких входить один або декілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на метал, утворюючи солі. Група атомів, яка залишається після відщеплення від молекули кислоти атомів гідрогену, називається *кислотним залишком*.

*Основність* кислоти визначають по кількості атомів Гідрогену, що входять до складу кислоти і здатних заміщуватися атомами металів з утворенням солі. Наприклад, одноосновні кислоти ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  і т.д.), двоосновні ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  і т. д.), триосновні ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  і т. д.), чотириосновні ( $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  і т. д.). Проте не всі атоми Гідрогену в деяких кислотах здатні заміщуватися атомами металів. Із двох атомів Гідрогену, що містяться в молекулі мурашиної кислоти  $\text{HCOOH}$ , тільки один, який входить до складу карбоксильної групи ( $-\text{COOH}$ ), може бути заміщений атомами металу. Тому мурашина кислота є одноосновною. Аналогічно оцтова кислота також одноосновна, незважаючи на те, що до її складу входять чотири атоми Гідрогену ( $\text{CH}_3-\text{COOH}$ ).

За хімічним складом кислоти поділяють на *безкисневі і кисневмісні*. До безкисневих кислот відносяться:  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$  і т. д.

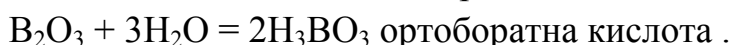
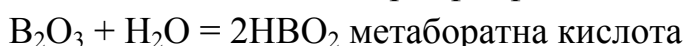
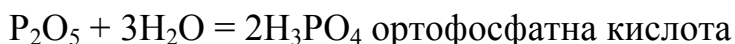
Але більшість кислот відносяться до оксигеновмісних:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  і т. д. Оксигеновмісні кислоти є гідратами

кислотних оксидів (ангідридів). Більшість таких оксидів безпосередньо взаємодіють з водою, утворюючи гідрат-кислоту. Наприклад, сульфатна кислота є гідратом сульфур(VI) оксиду.

*Назви кислот.* Назви кислот складаються з міжнародних назв кислотних залишків (див. додаток) додаванням закінчення *-на* та слова кислота. Міжнародні назви залишків кисневмісних кислот походять від назви кислотоутворюючого елемента та суфікса *-ат* (вищий ступінь окислення) або *-ит* (нижчий ступінь окислення). Якщо елемент здатний виявляти більше ніж два ступені окислення, до назви кислот додаються префікси *гіпо-* (найнижчий ступінь окислення) і *пер-* (найвищий ступінь окислення). Наводимо назви деяких кислот, виходячи із зазначених положень:

HF – фторидна	HClO - гіпохлоритна
HBr – бромідна	HClO <sub>2</sub> - хлоритна
H <sub>2</sub> S – сульфідна	HClO <sub>3</sub> - хлоратна
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> – сульфитна	HClO <sub>4</sub> - перхлоратна
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> – сульфатна .	

При утворенні кисневмісних кислот до молекули кислотного оксиду (ангідриду) може приєднуватися різна кількість молекул води. Ступінь окислення кислотоутворюючого атома залишається незмінною, але основність кислот буде різною. У таких випадках до назви кислоти з меншою основністю додається префікс *мета-*, а з вищою основністю префікс *орто-*:

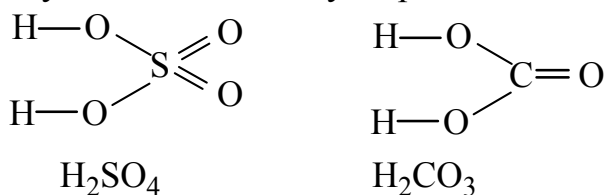


Якщо молекула кислоти містить кілька атомів кислотоутворюючого елемента, до її назви додаються відповідні префікси *ди-*, *три-*, *тетра-* тощо. Такі сполуки мають назву полікислот:



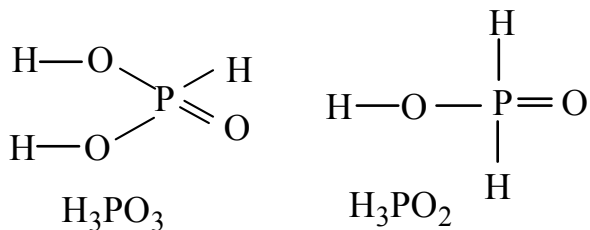
Поряд з міжнародною номенклатурою кислот у технічній, навчально-методичній літературі зустрічаються традиційні назви, такі як нітратна, сірчана, вугільна, фосфорна, «соляна», «плавикова» тощо (див. Додаток 4). Міжнародна комісія з хімічної номенклатури (ІЮПАК) не заперечує використання таких традиційних назв, але вони не витримують вимог сучасної номенклатури хімічних сполук щодо кількісного відображення складу молекул і з часом ці назви будуть зникати зі сторінок хімічної літератури.

Складання графічних формул кислот дає можливість більш глибоко і наглядно оцінити їх хімічні властивості. При графічному зображенні формул кислот атом Гідрогену в кислоті, що здатний заміщуватися на метал, приєднується до кислотоутворюючого атома тільки через Оксиген:



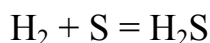
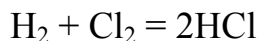
Всі інші атоми, в тому числі і атоми Гідрогену, які не здатні заміщуватися на метал, зв'язуються безпосередньо з атомом, що утворює кислоту.

Так, фосфітна кислота  $\text{H}_3\text{PO}_3$  є двоосновною кислотою, незважаючи на те, що в її складі три атоми Гідрогену. Гіпофосфітна кислота  $\text{H}_3\text{PO}_2$  також має в своєму складі три атоми Гідрогену, але є одноосновною кислотою. Ці факти досить наочно проявляються із графічних формул цих кислот:

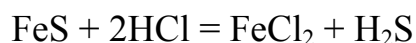


#### Одержання кислот :

1. Безкисневі кислоти одержують при взаємодії неметалів із Гідрогеном з подальшим розчиненням продуктів у воді:



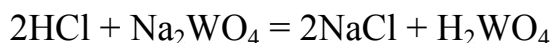
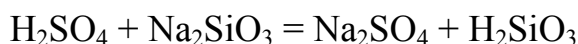
2. Безкисневі кислоти одержують при дії сильних кислот на відповідні солі безкисневих кислот:  $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$



3. Оксигеновмісні кислоти одержують при взаємодії ангідридів відповідних кислот з водою:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$

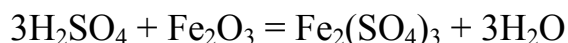
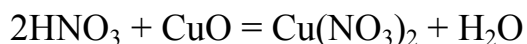


4. Якщо ангідриди кислот з водою не взаємодіють, то такі кислоти одержують при дії сильної кислоти на відповідну сіль даної кислоти:

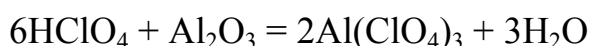
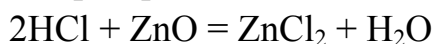


#### Властивості кислот :

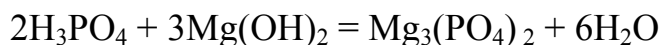
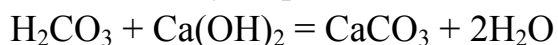
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням солей і води:



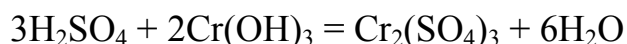
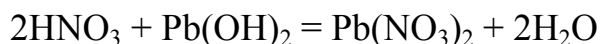
2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



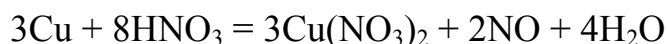
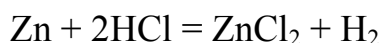
3. Взаємодія з основами з утворенням солей і води:



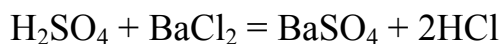
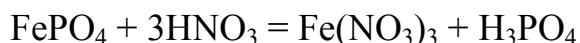
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



5. Взаємодія з металами за механізмом окислювально-відновних реакцій:



6. Взаємодія з деякими солями (реакції обміну):

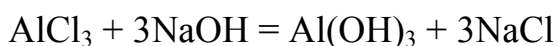
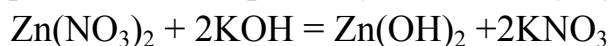


### *Амфотерні гідроксиди*

*Амфотерні гідроксиди* - гідратні форми амфотерних оксидів, які виявляють слабкі основні і кислотні властивості.

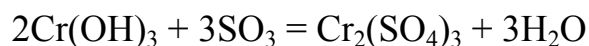
### *Одержання амфотерних гідроксидів*

Амфотерні гідроксиди одержують при взаємодії розчинів відповідних солей з еквівалентною кількістю розчину луку (еквівалентну кількість для того, щоб уникнути розчинення гідроксиду в надлишку луку):

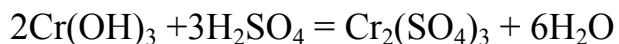


### *Хімічні властивості амфотерних гідроксидів :*

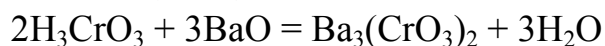
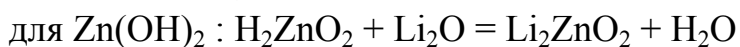
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води (виявляють властивості основ):  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_5 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$



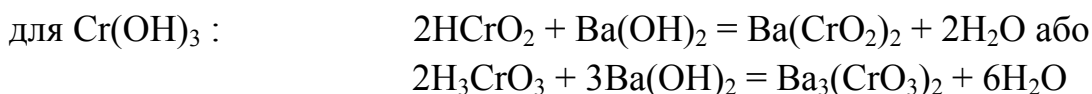
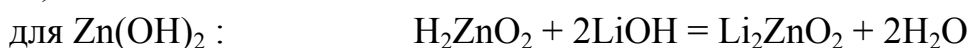
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води (проявляються властивості основ):  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



3. Взаємодія з основними оксидами з утворенням солей і води (проявляються властивості кислот):



4. Взаємодія з основами з утворенням солей і води (виявляють властивості кислот):



В залежності від реакцій, у яких беруть участь амфотерні гідроксиди, їх назви змінюються. Наприклад, у реакціях з кислотними оксидами і кислотами  $\text{Zn(OH)}_2$  має назву цинку гідроксид, а в реакціях з основними оксидами і основами - цинкатна кислота.

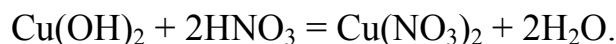
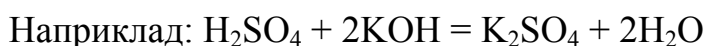
### *Солі*

*Солі* можна розглядати як продукти повного або часткового заміщення атомів Гідрогену кислоти на атоми металів або гідроксильних груп основ на кислотні залишки. У деяких випадках Гідроген у кислотах заміщується не тільки металом, а й групою атомів, що мають позитивний заряд (катіон), наприклад  $\text{NH}_4^+$  тощо.

В залежності від складу і властивостей солі поділяють на: *середні, кислі, основні, комплексні*.

### *Середні (нормальні) солі*

Середні солі можна розглядати як продукти повного заміщення атомів Гідрогену кислот на метал (катіон), або гідроксильних груп в основах на кислотні залишки.



Щоб правильно скласти формулу середньої солі, потрібно знати ступінь окислення металу і заряд кислотного залишку. Поєднуються вони між собою в у співвідношеннях, щоб молекула солі була електронейтральною. Як приклад,  $\text{K}^+(\text{NO}_3)^-$ ,  $\text{K}_2^+(\text{SO}_4)^{2-}$ ,  $\text{K}_3^+(\text{PO}_4)^{3-}$ ,  $\text{K}_4^+(\text{P}_2\text{O}_7)^{4-}$  (заряд кислотного залишку змінюється, а ступінь окислення калію 1+) або  $\text{Li}^+(\text{NO}_3)^-$ ,  $\text{Mg}^{2+}(\text{NO}_3)_2^-$ ,  $\text{Fe}^{3+}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Ti}^{4+}(\text{NO}_3)_4$  (заряд іона металу змінюється, а заряд кислотного залишку незмінним  $\text{NO}_3^-$ ).

### *Назви середніх солей*

Солі називують, виходячи із назви кислоти і металу, що їх утворюють. Називають метал у називному відмінку, а потім кислотний залишок. Наприклад:

$\text{Ca(NO}_3)_2$  - кальцій нітрат

$\text{AlCl}_3$  - алюміній хлорид

$\text{Ca(PO}_3)_2$  - кальцій метафосфат

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  - кальцій ортофосфат

$\text{KClO}$  - калій гіпохлорит



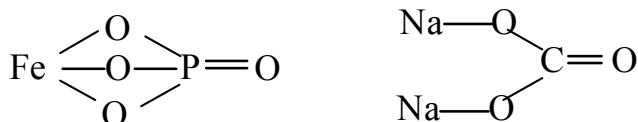
KClO<sub>4</sub> - калій перхлорат

Na<sub>2</sub>PbO<sub>2</sub> – натрій плюмбіт.

Якщо метал виявляє різні ступені окислення і утворює делька солей, у назвах солей ступінь окислення зазначають римською цифрою в дужках після назви металу. Наприклад, FeSO<sub>4</sub> - ферум(II) сульфат, Fe<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub> - ферум(III) сульфат; PbCl<sub>2</sub> - плюмбум(II) хлорид, PbCl<sub>4</sub> - плюмбум(IV) хлорид.

У *Додатку 3* наведені назви аніонів, за допомогою яких можна вірно давати назви солям. Крім того, деякі солі мають розповсюджені побутові і технічні назви, які не відповідають номенклатурним вимогам. Більшість з них можна знайти в *Додатку 4*.

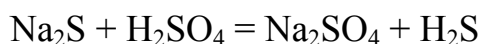
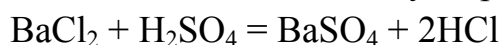
Складаючи графічні формули середніх солей, слід виходити із графічних формул кислот, замінюючи в них атоми Гідрогену на атоми металу, дотримуючись правила електронейтральності молекул. У оксигеновмісних кислотах метал з'єднується з кислотоутворюючим атомом через Оксиген:



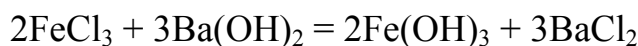
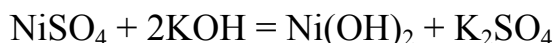
Для безкисневих кислот атоми металу безпосередньо з'єднуються з атомами неметалу. Наприклад, Cl — Ca — Cl

*Хімічні властивості середніх солей :*

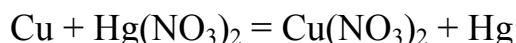
1. Взаємодія з деякими кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти:



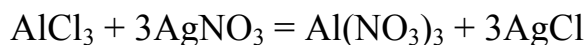
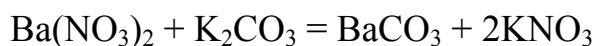
2. Взаємодія з лугами з утворенням нової солі і нової основи:



3. Взаємодія з металами, які більш активні, ніж метал, що входить до складу солі: Zn + CuSO<sub>4</sub> = ZnSO<sub>4</sub> + Cu



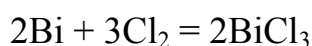
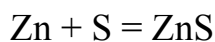
4. Деякі солі можуть взаємодіяти між собою, утворюючи дві нові солі:



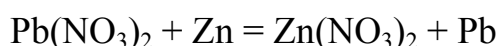
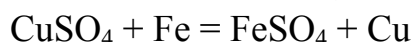
*Одержання середніх солей*

Існує багато способів одержання солей, але не кожна сіль можна одержати всіма способами. Нижче наведено найбільш типові реакції, за допомогою яких можна отримати середні солі:

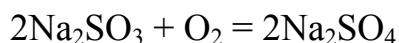
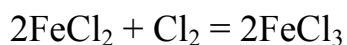
1. Взаємодія металів з неметалами (сульфором, галогенами):



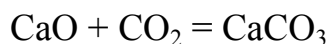
2. Взаємодія солей з металами (згідно ряду активності):



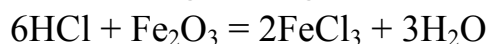
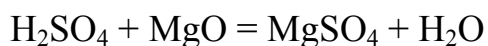
3. Взаємодія солей з неметалами:



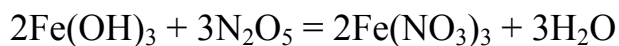
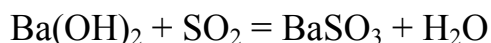
4. Взаємодія основних оксидів з кислотними:



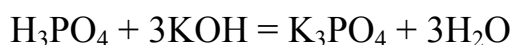
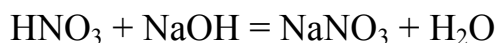
5. Взаємодія кислот з основними оксидами:



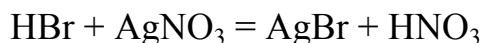
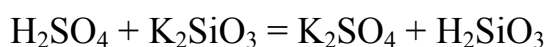
6. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



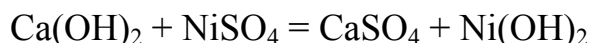
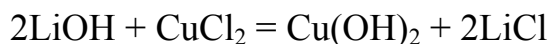
7. Взаємодія кислот з основами:



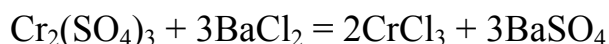
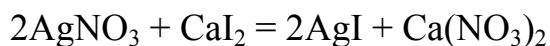
8. Взаємодія кислот з солями:



9. Взаємодія лугів з солями:

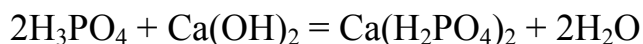
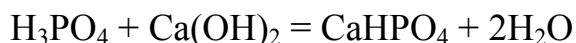
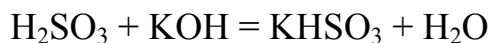


10. Взаємодія двох різних солей



### *Кислі солі*

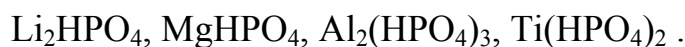
Кислі солі - продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал. Кислі солі утворюють лише багатоосновні кислоти. Як приклад:



Процес складання формул кислих солей залишається таким, як і для середніх солей: визначається заряд катіона і кислотного залишку і ці частинки з'єднуються між собою у співвідношенні, яке не порушує принцип електронейтральності молекул. Заряд кислотного залишку (з від'ємним знаком) дорівнює кількості атомів Гідрогену, втрачених кислотою. Наприклад, для

$(\text{H}_3\text{PO}_4)^0$ :  $(\text{H}_2\text{PO}_4)^{1-}$ ,  $(\text{HPO}_4)^{2-}$ ,  $(\text{PO}_4)^{3-}$ . В даному випадку кислі солі можуть утворити аніони  $\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$  і  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

Для ряду катіонів  $\text{Li}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Ti}^{4+}$  можна написати наступні формули кислих солей:  $\text{LiH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$ ,  $\text{Ti}(\text{H}_2\text{PO}_4)_4$  та



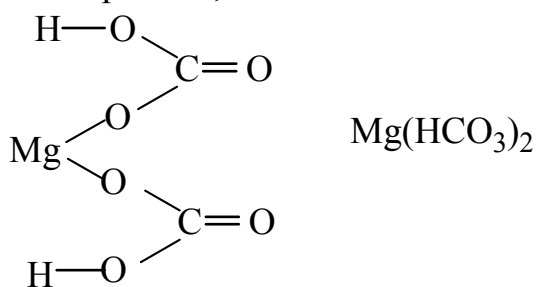
*Назви кислих солей* утворюють від назв відповідних катіонів, кислот і префікса *гідро-*, який вказує на наявність атомів Гідрогену в їх складі. Якщо молекула солі містить декілька атомів Гідрогену, то до префікса *гідро-* додають відповідні грецькі числівники *ди-*, *три-*, *тетра-*, що вказують на кількість цих атомів. Наприклад,  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  - амоній гідроортофосфат

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  - амоній дигідроортофосфат

$\text{MnHPO}_4$  - манган гідроортофосфат

$\text{Mn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$  - манган дигідроортофосфат.

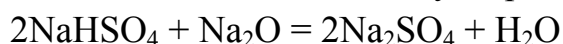
Графічне зображення кислих солей реалізується аналогічно графічному зображенню середніх солей, але з урахуванням, заміщених атомів Гідрогену на метал. Наприклад,



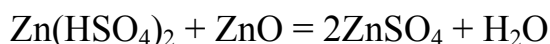
#### *Хімічні властивості кислих солей*

Кислі солі - це «гібриди» середніх солей і кислот, тому для них характерні хімічні властивості, які притаманні обом цим класам. Подамо деякі з них:

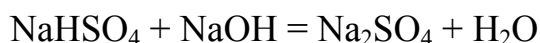
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням середніх солей і води:



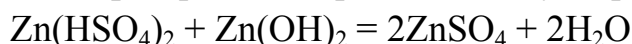
2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням середніх солей і води:



3. Взаємодія з основами з утворенням середніх солей і води:



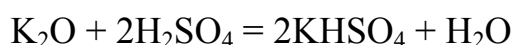
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:

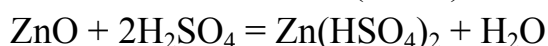
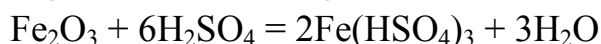
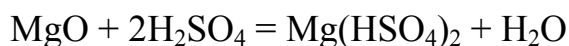


5. Взаємодія з активними металами з утворенням середніх солей і виділенням водню:  $2\text{NaHSO}_4 + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$ .

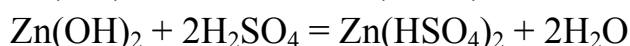
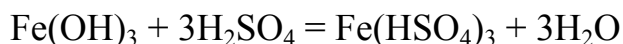
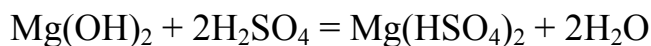
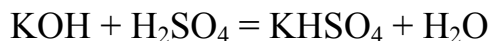
#### *Одержання кислих солей*

1. Взаємодія основних або амфотерних оксидів з багатоосновними кислотами у стехіометричних співвідношеннях оксид : кислота = 1 : 2, 1 : 3 тощо:





2. Взаємодія основ або амфотерних гідроксидів з багатоосновними кислотами у стехіометричних співвідношеннях гідроксид : кислота = 1: 2, 1: 3 тощо:



3. Взаємодія середньої солі з відповідною багатоосновною кислотою:



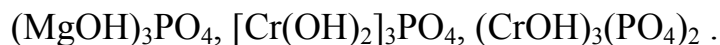
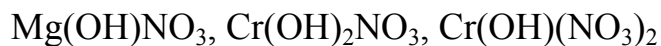
#### *Основні солі*

Основні солі можна розглядати як продукти неповного заміщення гідроксильних груп основ або амфотерних гідроксидів на кислотні залишки. Основні солі утворюють багатокислотні основи. Приклади основних солей:

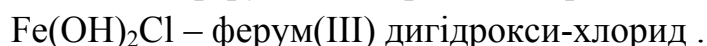


Формули основних солей складаються із залишків багатокислотних основ або амфотерних гідроксидів, які частково втратили гідроксильні групи, і кислотних залишків. Як і у всіх інших попередніх випадках, витримується принцип електронейтральності молекул.

Заряд залишків багатокислотних основ або амфотерних гідроксидів завжди позитивний і визначається кількістю втрачених гідроксильних груп. Двокислотна основа утворює один ряд основних солей, трикислотна - два ряди. Наприклад,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  дає залишок  $\text{MgOH}^+$ ;  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  -  $\text{Cr}(\text{OH})_2^{1+}$ ,  $\text{CrOH}^{2+}$ . З аніонами кислот різної основності (як приклад візьмемо  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ) ці залишки утворюють:

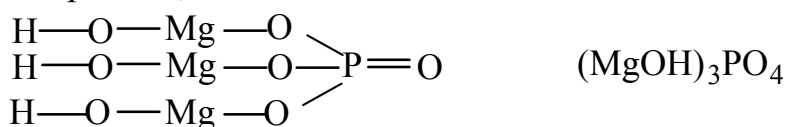


Назви основних солей починаються із назви металу у називному відмінку, далі із префікса *гідрокси-* і через дефіс вказують кислотний залишок, який входить до складу солі. Для визначення кількості гідроксильних груп і кислотних залишків використовують числівники *ди-*, *три-*, *тетра-* і т. д. Як приклад,



При складанні графічних формул основних солей на місці заміщених гідроксильних груп основи або амфотерного гідроксиду розміщують кислотні залишки.

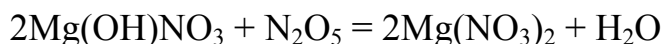
Наприклад,



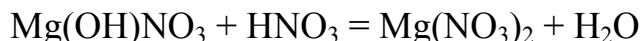
*Хімічні властивості основних солей*

Основні солі поєднують у собі якості солей та основ і відповідно виявляють хімічні властивості, які характерні для цих двох класів неорганічних сполук:

1. Як і основи основні солі реагують з кислотними оксидами, утворюючи середні солі:



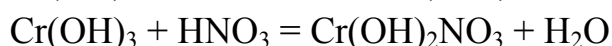
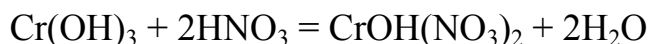
2. Основні солі реагують з кислотами з утворенням середніх солей:



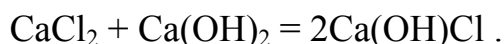
3. Деякі основні солі з часом або при нагріванні можуть втрачати воду, перетворюючись у так звані оксосолі:  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Br} \rightarrow \text{BiOBr} + \text{H}_2\text{O}$ .

*Одержання основних солей*

1. Основні солі утворюються, коли взаємодіють багатокислотні основи або амфотерні гідроксиди з кислотами за умов, що кислоти недостатньо для повного заміщення відповідних гідроксильних груп. Наприклад,



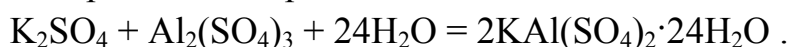
2. Основні солі утворюються в деяких випадках, коли взаємодіють середні солі з основами, що містять однаковий катіон:



До середніх солей можуть бути віднесені так звані подвійні солі та змішані солі. *Подвійні солі* - це продукти заміщення атомів Гідрогену в молекулах кислот на атоми декількох різних металів або неметалічних катіонів – атомних угруповань:  $\text{NaKSO}_4$ ,  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cr}(\text{SO}_4)_2$ .

Подвійні солі добувають при взаємодії будь-якої багатоосновної кислоти з різними основами:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH} + \text{NaOH} = \text{NaKSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ .

Або під час одночасної кристалізації різних солей:



*Змішані солі* - це продукти заміщення гідроксильних груп багатокислотних основ різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно - кальцієва сіль хлоридної і гіпохлоритної кислот :



Змішані солі можна добути при взаємодії багатокислотних основ з різними кислотами, як показано вище.

Вивчення оксидів, основ, кислот, амфотерних гідроксидів, солей свідчить, що між цими сполуками існує логічний зв'язок, який бере початок з періодичної системи елементів. При цьому можна виділити дві лінії зв'язку: одна йде від металів, друга - від неметалів.

### *Питання для самоперевірки*

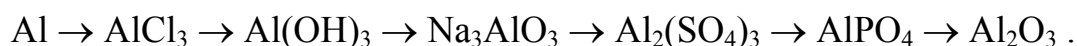
1. Що таке оксиди? На які групи поділяються оксиди?
2. Навести приклади несолетворних та амфотерних оксидів.
3. З якими речовинами взаємодіють основні оксиди?
4. З якими сполуками взаємодіють амфотерні оксиди?
5. Які кислотні оксиди взаємодіють з водою?
6. Скласти рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити наступний цикл перетворень:  $\text{Pb} \rightarrow \text{PbO} \rightarrow \text{Pb(NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb(OH)}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{PbO}_2$
7. Скласти графічні формули наступних сполук:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Al(OH)}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$
8. Які бувають гідроксиди? Навести приклади.
9. Які хімічні властивості гідроксидів? Навести приклади реакцій.
10. Які бувають кислоти? Навести приклади.
11. Які хімічні властивості кислот? Навести приклади реакцій.
12. Як одержують в лабораторних умовах оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти? Навести приклади.
13. Які хімічні властивості характерні для амфотерних гідроксидів?
14. Які типи солей Вам відомі?
15. Як можна одержати середні, кислі, основні солі?
16. Написати всі відомі Вам способи одержання солей.
17. Які хімічні властивості характерні для солей? Навести приклади відповідних реакцій.
18. Написати всі можливі реакції між магній гідроксидом і фосфатною кислотою.
19. Написати рівняння реакцій утворення всіх основних солей при взаємодії ферум(III) гідроксиду із сульфатною кислотою.
20. Написати рівняння реакцій одержання всіх можливих кислих солей при взаємодії цинк гідроксиду і дифосфатної кислоти.
21. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення за такою схемою:

фосфор → фосфор(V) оксид → фосфатна кислота → кальцій фосфат → кальцій дигідрогенфосфат → кальцій гідрогенфосфат.

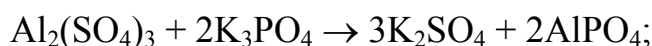
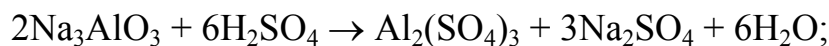
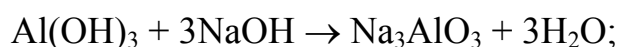
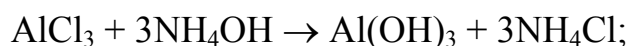
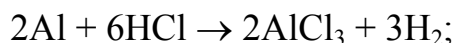
22. Складіть по чотири неоднотипні рівняння хімічних реакцій, в результаті яких утворюються такі сполуки: CuO, H<sub>2</sub>O, NaCl, Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.
23. Є речовини: сульфатна кислота, цинк, вода, купрум(II) оксид. Як можна добути з них та продуктів їх взаємодії дві прості та чотири складні речовини? Складіть відповідні рівняння реакцій.
24. Складіть не менше п'яти можливих рівнянь реакцій між речовинами: амоніак, хлор, кисень, водень, ферум(II) оксид та між продуктами їх взаємодії.

### *Приклади розв'язування типових завдань*

1. Скласти рівняння реакцій для наступного ряду перетворень:

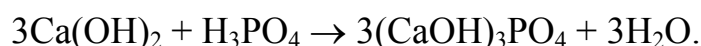
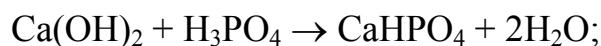
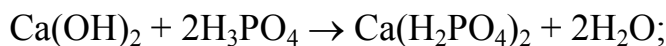
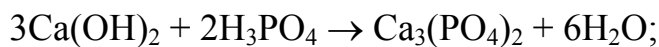


Початковою речовиною є алюміній, кожна наступна речовина утворюється внаслідок реакції і сама стає початковою для наступного перетворення. Тому можна скласти щонайменше шість рівнянь реакцій:



2. Одержати різні типи солей, використовуючи кальцій гідроксид та фосфатну кислоту.

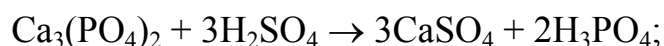
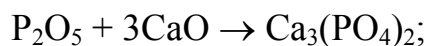
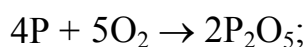
Оскільки Ca(OH)<sub>2</sub> двокислотна основа, а H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> – трьохосновна кислота, то при їх взаємодії можуть утворюватися одна середня сіль, дві кислі та одна основна:

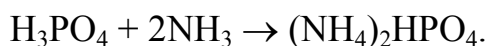


3. Скласти рівняння реакцій для наступного ряду перетворень:



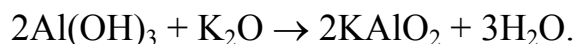
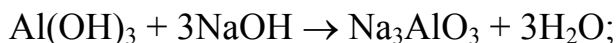
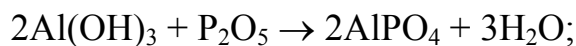
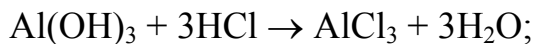
Кожна стрілка означає одне перетворення. Отже в цьому ряду 5 реакцій:





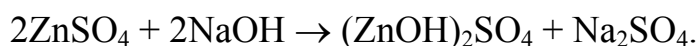
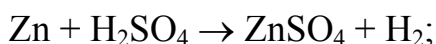
4. Довести амфотерні властивості алюміній гідроксиду.

Амфотерні властивості  $\text{Al}(\text{OH})_3$  полягають у його здатності виявляти властивості основ та кислот, а отже реагувати з кислотами, кислотними оксидами, основами та основними оксидами:



5. За якими реакціями із Zn можна одержати цинк гідроксосульфат?

Оскільки цинк гідроксосульфат – основна сіль, то спочатку потрібно одержати середню сіль (цинк сульфат), а потім її перетворити на основну:

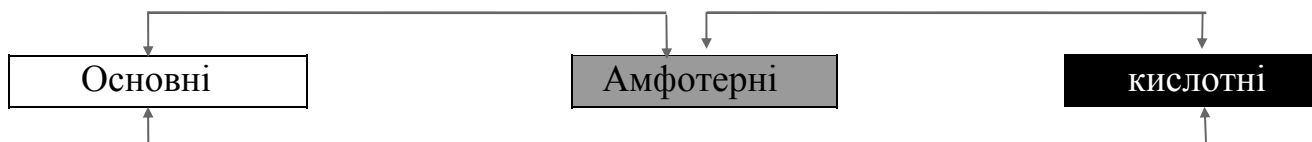


6. Дані речовини:  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$

А) Визначити, до якого класу неорганічних речовин відносяться вказані сполуки:  $\text{Al}(\text{OH})_3$  - амфотерний гідроксид;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - кислота;

$\text{Na}_2\text{O}$  - основний оксид.

Б) Визначити, які речовини можуть попарно реагувати, враховуючи наведену схему:



Враховуючи характер наведених у завданні речовин, між собою попарно взаємодіють:  $\text{Al}(\text{OH})_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{Na}_2\text{O}$ ;  $\text{Na}_2\text{O}$  і  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

Беручи до уваги те, що  $\text{Al}(\text{OH})_3$  або  $\text{H}_3\text{AlO}_3$  - трьохкислотний гідроксид або трьохосновна кислота, то  $\text{Al}(\text{OH})_3$  утворює, окрім середніх, кислі та основні солі;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - двоосновна кислота, яка утворює середню та кислу солі.

Таким чином, можливі наступні реакції між вказаними речовинами :



*Алюміній сульфат*



*Алюміній гідросульфат*

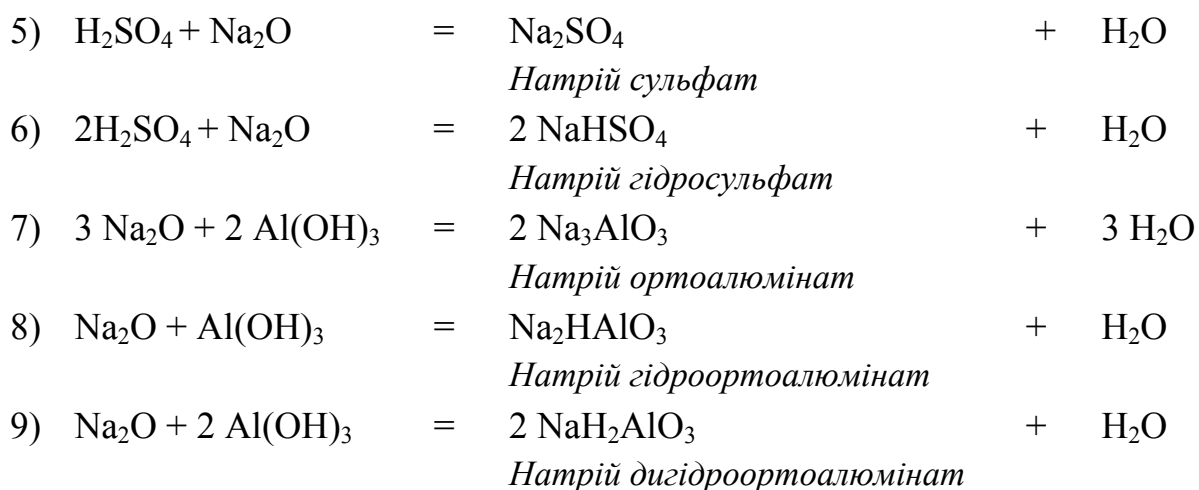


*Алюміній гідроксисульфат*



*Алюміній дигідроксисульфат*





## **Вправи і досліді до виконання лабораторної роботи 2.**

### Класифікація неорганічних сполук

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

Внести в три пробірки по декілька крупинок (кількістю близько об'єму однієї сірникової голівки)  $\text{CaO}$ ,  $\text{CuO}$ ,  $\text{ZnO}$ . Додати в кожен пробірку 5-10 крапель дистильованої води та перемішати зміст пробірок. Відмітити, які оксиди безпосередньо взаємодіють з водою? Написати відповідні рівняння реакцій за формою:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 2 Одержання нерозчинних у воді гідроксидів.**

У пробірки № 1, 2, 3, 4, 5 внести по 3 краплі розчинів солей ферум(III) ( $\text{FeCl}_3$  чи  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ), купрум ( $\text{CuSO}_4$  або  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , або  $\text{CuCl}_2$ ), манган(II) ( $\text{MnSO}_4$  або  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ , або  $\text{MnCl}_2$ ), нікель(II) ( $\text{NiSO}_4$  або  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ , або  $\text{NiCl}_2$ ), кобальт(II) ( $\text{CoSO}_4$  або  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ , або  $\text{CoCl}_2$ ). Додати в кожен пробірку по 1-2 краплі розчину лугу  $\text{NaOH}$ . Що при цьому спостерігається? Пояснити, чому змінюється колір осаду манган(II) гідроксиду. Написати рівняння відповідних реакцій та зазначити колір осаду в кожній пробірці за формою:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 3. Одержання амфотерних гідроксидів.**

У три пробірки помістити по 1-2 краплі розчину лугу. У першу по краплям додати розчину солі алюмінію ( $\text{AlCl}_3$  чи  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ) до утворення осаду, в другу – солі цинку ( $\text{ZnCl}_2$  чи  $\text{ZnSO}_4$ ) до утворення осаду, в третю – солі хрому(III) ( $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ) також до утворення осаду. Кожен з одержаних осадів розділити на

дві пробірки. До однієї частини осаду додати розчин нітратної кислоти  $\text{HNO}_3$ , до другої частини – розчин  $\text{NaOH}$ . Що при цьому спостерігається? Написати відповідні рівняння реакцій за формою:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 4.** *Взаємодія солі з сіллю (реакції обміну).*

У пробірку № 1 помістити 2-3 краплі розчину  $\text{BaCl}_2$ , додати стільки ж розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; в пробірку № 2 – 2-3 краплі розчину  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , додати 1-2 краплі розчину  $\text{KI}$ ; в пробірку № 3 – 2-3 краплі розчину  $\text{CoSO}_4$ , додати 2-3 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Що спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій, вказавши колір осадів.

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 5.** *Взаємодія основних оксидів з кислотами*

У пробірку внести 1-2 крихти  $\text{CuO}$ , долити 4 краплі розчину  $\text{HCl}$  і підігріти на водяній бані. Записати спостереження та написати рівняння реакції:

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 6.** *Взаємодія кислотного оксиду з лугом*

Налити у пробірку 3 мл розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  і пропустити у цей розчин вуглекислий газ із апарата Кіппа. Записати спостереження та написати рівняння реакції

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 7.** *Одержання кислої солі*

У пробірку внести 3 мл розчину  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  і пропустити вуглекислий газ із апарата Кіппа. Що спостерігаєте? В одержаний осад пропустити надлишок вуглекислого газу до розчинення осаду. Запишіть спостереження. Занотуйте рівняння реакцій. Як кальцій гідрокарбонат можна перетворити у кальцій карбонат?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### **Тема лабораторної роботи 3.**

## **Електронна будова атома. Правила складання електронних формул елементів, визначення їх можливої валентності та ступенів окислення.**

### **Методичні поради щодо виконання самостійної підготовки.**

#### *Що треба знати:*

- 1) основні уявлення про будову атома;
- 2) поняття орбіталі, геометричні форми орбіталей;
- 3) квантові числа, їх зміст та позначення; принцип Паулі;
- 4) енергетичні рівні та підрівні атома;
- 5) електронні формули атомів; послідовність заповнення електронами рівнів та підрівнів; Правило Хунда, правила Клечковського;
- 6) валентні електрони атома; нормальний та збуджений стан атома;
- 7) валентність атома; кількісна характеристика валентності;
- 8) ступінь окислення елемента.

#### *Що треба вміти:*

- 1) розрізняти поняття “орбіта “ та “орбіталь”;
- 2) визначати кількість електронів на енергетичному рівні;
- 3) знаходити максимально можливу кількість електронів на даному рівні, підрівні;
- 4) визначати число неспарених електронів в нормальному та збудженому станах;
- 5) визначати максимальні валентні можливості атомів;
- 6) розраховувати ступені окислення елементів в сполуках;

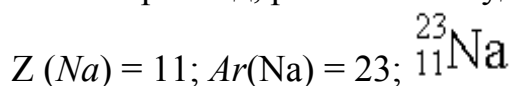
#### *Про що треба мати уявлення:*

- a) про еволюцію знань з будови атома та стан електрона в атомі;
- b) принцип мінімуму запасу енергії електрона та способи його врахування при складанні електронних формул атомів.

Атом – це електронейтральна частинка, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів. Ядро - позитивно заряджена частина атома, в якій зосереджена його маса. Складові частинки ядра: протони ( $p$ ) і нейтрони ( $n$ ). Сума протонів і нейтронів кількісно рівна відносній атомній масі ( $Ar$ ):  $Ar = p^+ + n^0$

Величина заряду ядра атома дорівнює порядковому номеру елемента ( $Z$ ) або кількості протонів.

Наприклад, розглянемо будову атома  $Na$  :



Позитивний заряд ядра атома – +11; Кількість електронів - 11.

В ядрі:  $p^+$  - 11;  $n^0$  - 12 (Ar -  $p^+$ ).

Рух електронів навколо ядра характеризується енергією і будовою атомної орбіталі. Стан електрона описується значеннями 4 (чотирьох) квантових чисел (таблиця 1 і 2)

Таблиця 1. Назва та фізичний зміст квантових чисел

Назва	Символ	Що визначає	Можливі значення
Головне	$n$	Енергію орбіталі (енерг. рівень)	Цілі числа від 1 до $\infty$
Побічне (орбітальне)	$l$	Форму орбіталі (енерг. підрівень)	Цілі числа від 0 до $n-1$
Магнітне	$m_l$	Орієнтацію орбіталі у просторі	Від $-l$ до $+l$ ( $m_l = 2l + 1$ )
Спінове	$m_s$	Власний магнітний момент електрона	$+\frac{1}{2}$ і $-\frac{1}{2}$

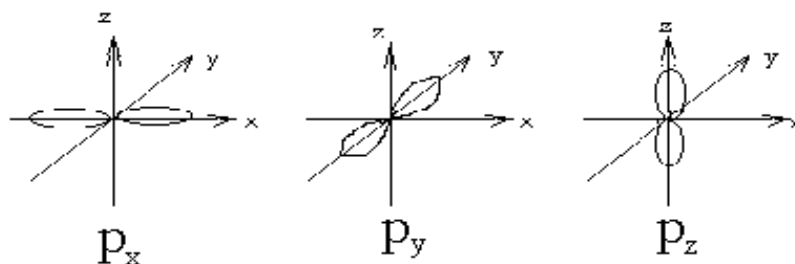
Таблиця 2. Схематичне позначення атомних орбіталей

$l$	$m_l$	К-сть орбіталей	Схематичне позначення	
0	s	0	1	<input type="checkbox"/>
1	p	-1 0 +1	3	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
2	d	-2 -1 0 +1 +2	5	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>
3	f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/>

Наприклад. Розглянемо p-орбіталь:

$$l = 1, m_l = -1, 0, +1 \text{ або } m_l = 2l + 1 = 2 \cdot 1 + 1 = 3$$

p-орбіталь має 3 орієнтації у просторі:



*Електронні формули. Принципи розподілу електронів в атомах.*

Розподілення електронів в атомах за енергетичним рівнем і на різних підрівнях може бути записано у вигляді електронних формул.

Електронні формули складають відповідно:



- записують арабську цифру, що вказує на значення головного квантового числа (енергетичний рівень);

- за нею пишуть символ літери орбіталі, який визначає електронний підрівень;
- Над ним в правому верхньому кутку арабською цифрою вказують кількість електронів, що знаходяться на даному підрівні.

Наприклад. Розглянемо електронну формулу Нітрогену:  ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$ .

У Нітрогену 7 електронів, з яких 2 знаходяться на першому енергетичному рівні на s-підрівні, а 5 інших знаходяться на другому енергетичному рівні на s- і p-підрівнях

Таблиця 3. Основні правила складання електронних формул

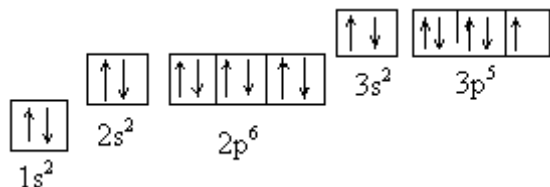
Назва	Формулювання	Застосування
Принцип мінімуму енергії	Найстійкішому стану електронів в атомі відповідає мінімальна енергія	Електрон займає атомну орбіталь з найменшою енергією
Принцип Паулі	Атом не може мати двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел	$N = 2n^2$ (число $\hat{e}$ на рівні) Максимальне число $\hat{e}$ на підрівнях: $s = 2$ ; $p = 6$ ; $d = 10$ ; $f = 14$ $m_s = 2(2l + 1)$
Правила Клечковського	1) Заповнення електронних орбіталей (енергетичні підрівні) відбувається у порядку зростання для них суми $(n + l)$ 2) При рівності значень суми $(n + l)$ заповнення орбіталей відбувається послідовно в напрямку зростання головного квантового числа	Вказує послідовність заповнення підрівнів  Вказує послідовність заповнення рівнів
Правило Хунда	Сумарне спінове число електронів певного підрівня повинно бути максимальним	Вказує порядок заповнення рівноцінних атомних орбіталей вірно  не вірно 

Наприклад. Для Сульфуру електронна формула -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;  
для Мангану -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ .

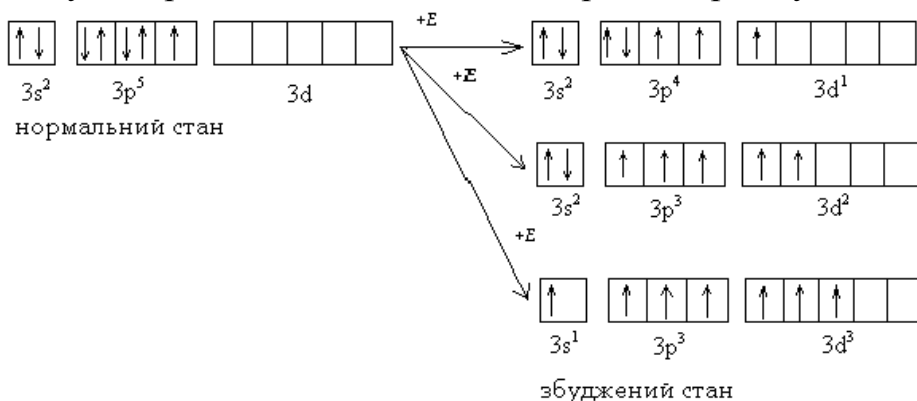
Поряд з електронними формулами часто користуються їх графічним зображенням розподілення електронів в атомі (особливо актуально для зовнішнього енергетичного рівня атома). При цьому орбіталі зображують у вигляді прямокутника, де можуть знаходитися неспарені електрони, або парні електрони з антипаралельними спінами. Для кожного атома можлива різна кількість електронних станів, які відрізняються за своєю енергією. Найбільш стійкий стан електронів в атомі відповідає мінімально можливому значенню їх

енергії. Такий стан називають нормальним. Всі інші стани називають збудженими. В збуджений стан можуть переходити атоми, які мають вільні орбіталі і якщо їм надавати кванти енергії ззовні. При цьому можуть розпаровуватися валентні електрони.

Наприклад.  ${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  - повна електронна формула;  $3s^2 3p^5$  - скорочена електронна формула зовнішнього валентного рівня атома.



Валентні електрони знаходяться на останньому третьому рівні, вони і можуть переходити на вільний *d*-підрівень при збудженні атома.



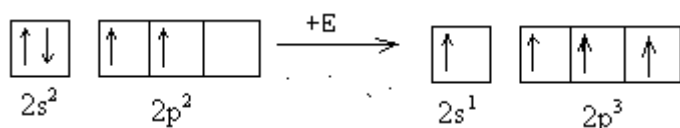
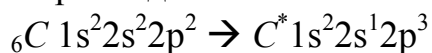
*Валентні можливості атомів та їх можливі ступені окислення.*

Під валентністю елемента розуміють його здатність до утворення певної кількості хімічних зв'язків у молекулі.

Чисельно значення валентності атома дорівнює кількості неспарених електронів (число ковалентних зв'язків, яке утворює атом).

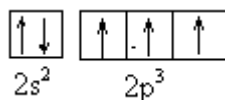
Характеристику валентних можливостей можна одержати із знаходження електронів на зовнішньому рівні.

Наприклад.



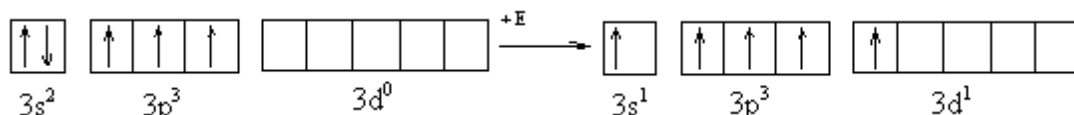
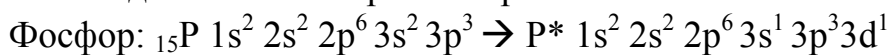
В нормальному стані атом Карбону має 2 неспарених електрона, в збудженому 4. Атом Карбону може мати валентність 2 і 4

Нітроген:  ${}_{7}\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$

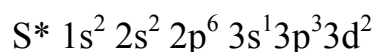
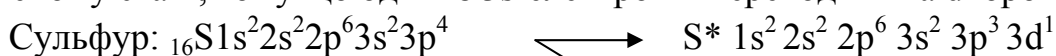


Атом Нітрогену не може бути переведений у збуджений стан, у нього немає вільних орбіталей, куди б міг перейти 2s-електрон.

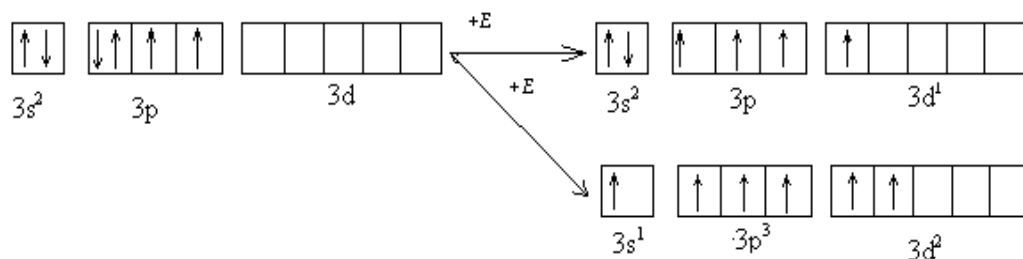
Нітроген проявляє валентність 3, тому що може утворювати три ковалентні зв'язки, але максимально можлива його валентність – 4, за рахунок утворення трьох ковалентних зв'язків і одного донорно–акцепторного за рахунок неподіленої  $2s^2$  – пари електронів.



Фосфор проявляє валентність 3 в основному стані і бути 5–валентним у збудженому стані, тому що один із 3s-електронів переходить на d–орбіталь .



З графічних формул видно, що у сульфурі можлива валентність 2, 4, 6.



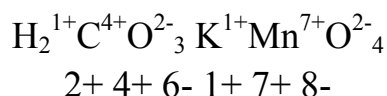
В хімії одночасно з валентністю широко застосовується таке поняття, як ступінь окислення елемента .

*Ступінь окислення* – це умовний заряд атома, розрахований, виходячи з положення, що молекула складається з іонів.

Для визначення ступеня окислення треба знати:

- ✓ атоми Оксигену мають ступінь окислення 2- (окрім  $\text{F}_2\text{O}$  і пероксидів);
- ✓ атоми Гідрогену мають ступінь окислення 1+ (окрім гідридів);
- ✓ метали в сполуках завжди мають позитивне значення ступеня окислення;
- ✓ ступінь окислення елемента, що має більшу електронегативність, завжди негативна по відношенню до іншого елемента;

Враховуючи електронейтральність молекул речовин, розраховують ступінь окислення будь-якого елемента :



Валентність і ступінь окислення – різні поняття. Ступінь окислення не відображує стан атома в молекулі і його не можна ототожнювати з валентністю елементів.

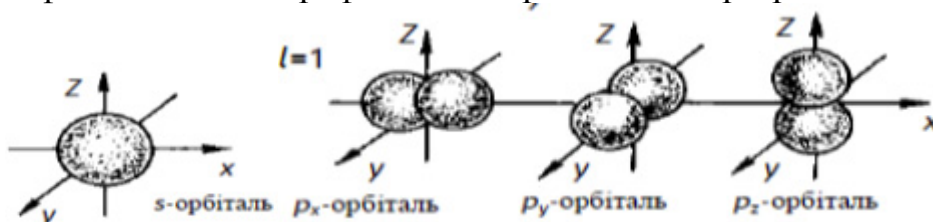
Наприклад, в молекулах  $\text{H}_2$  і  $\text{O}_2$  ступені окислення рівні нулю, а валентність відповідно 1 і 2.

В деяких випадках валентність співпадає з абсолютною величиною ступеня окислення (див. Додаток 5).

Наприклад, в молекулі кальцій оксиду  $\text{CaO}$  валентність і кальцію, і кисню 2, а ступінь окислення кальцію  $2+$ , а кисню  $2-$ . В молекулі амоніаку  $\text{NH}_3$  валентність нітрогену 3, а ступінь окислення  $3-$ .

### Питання для самоперевірки.

1. Яка частинка первинна – атом чи молекула? Відповідь мотивуйте.
2. Електронна оболонка атома деякого елемента містить 42 електрони. Скільки протонів знаходиться в ядрі цього атома? Визначити порядковий номер елемента і назвіть його.
3. Скласти електронну формулу атома фосфору. Зобразити графічно розміщення електронів у атомі фосфору.
4. Скласти електронні формули атома та іона стронцію.
5. Скільки електронних рівнів мають іони:  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}^{4+}$ ,  $\text{S}^{6+}$ ? Скласти електронні формули цих іонів.
6. Записати електронні формули атомів  $\text{K}$ ,  $\text{N}$ ,  $\text{Mn}$ . Вказати валентні електрони.
7. Скільки валентних електронів міститься в атомах елементів №14, 20, 32?
8. В якій послідовності відбувається заповнення підрівнів  $5s$ ,  $4p$ ,  $4d$ ?
9. Електронна формула атома  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ . Визначити період і групу Періодичної системи, в яких розміщений цей елемент.
10. Яка максимальна кількість електронів може бути в атомів у електронному шарі, що характеризується головним квантовим числом 4?
11. Скласти електронні формули і зобразити графічно збуджений і не збуджений стани атома Карбону.
12. Є шість ізотопів кальцію з масовими числами 40, 42, 43, 44, 46 і 48. Скільки протонів і нейтронів у ядрах цих ізотопів?
13. Поясніть фізичний зміст графічного зображення  $s$ - і  $p$ -орбіталей:



14. Яка основна відмінність  $p$ -орбіталей від  $d$ -орбіталей?
15. Порівняйте електронну і електронно-структурну формули атома Нітрогену. Яку додаткову інформацію містить електронно-структурна формула у порівнянні з електронною?



16. Записати електронні формули атомів Натрію, Карбону, Хлору.  
 17. Що таке валентність елементу в сполуці і чим вона відрізняється від ступеня окиснення?  
 18. Визначити ступені окиснення елементів у сполуках:  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SnO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$

**Вправи і досліді до виконання лабораторної роботи 3**

**Вправа 1.** Використовуючи основні закономірності Періодичної системи, вказати як змінюються у періодах (зліва на право) і групах (зверху вниз) характеристики та хімічні властивості елементів:

Характеристики	у періодах	у групах
Радіус атома		
Енергія йонізації		
Електронегативність		
Число валентних електронів		
Металічні властивості		
Неметалічні властивості		

**Вправа 2.** Використовуючи правила Клечковського, розташувати орбіталі у порядку заповнення їх електронами:

3d,4s,2p,4p,3p,2s,3s,1s	
5s,4d,4s,4p,3d,3p	
4s,4d,5s,5p,4p,3d	
2s,3d,4s,2p,3s,3p	
2s,3d,4s,2p,3s,4p,5s,4d,2p,3p	

**Вправа 3.** За наведеною електронною формулою зовнішнього та передостаннього енергетичних рівнів визначити, атомам яких елементів вони відповідають:

Електронна формула	Елемент	Повна електронна формула	Кількість неспарених електронів		Валентність
			в основному стані	у збудженому стані	
$\dots 5s^2 5p^5$					
$\dots 3s^2 3p^3$					
$\dots 3d^{10} 4s^2$					
$\dots 3s^2 3p^2$					
$\dots 3d^5 4s^2$					
$\dots 3d^7 4s^2$					

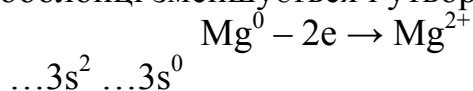
**Вправа 4.** Обґрунтувати вибір вірної відповідь до питання:

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
Питання 1	<i>За сучасними уявленнями атом - це .....</i>
1)	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
2)	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра і негативно заряджених електронів
3)	Хімічно подільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів
4)	Хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з негативно зарядженого ядра і позитивно заряджених електронів
питання 2	<i>Якими чотирма квантовими числами характеризується стан електрона в атомі ?</i>
1)	$n, \beta, h, m_s$
2)	$\alpha, l, e, m_l$
3)	$n, l, m_l, m_s$
4)	$n, l, e, \alpha$
питання 3	<i>Скільки протонів міститься в ядрі атома калію ?</i>
1)	20
2)	19
3)	39
4)	29
питання 4	<i>Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома хлору ?</i>
1)	$s^2 p^1$
2)	$s^2 p^3$
3)	$s^2 p^5$
4)	$s^2 p^2$
питання 5	<i>Скільки електронів знаходиться на зовнішньому енергетичному рівні іону сульфору <math>S^{2-}</math></i>
1)	6
2)	8
3)	2
4)	4
питання 6	<i>Яку найнижчу ступінь окислення може виявляти нітроген в сполуках ?</i>
1)	1-
2)	3-
3)	0
4)	2-
питання 7	<i>Скільки неспарених електронів має атом фосфору в незбудженому стані ?</i>

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
1)	3
2)	5
3)	1
4)	2
питання 8	Знайдіть електронні формули, що відповідають конфігураціям йонів:
1)	$^{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
2)	$^8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^6$
3)	$^{14}\text{Si } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
4)	$^6\text{C } 1s^2 2s^1 2p^3$

### Дослід 1. Зміна електронної будови атомів металів при окисненні.

При окисненні атомів металів число електронів у їхній електронній оболонці зменшується і утворюються іони з позитивним зарядом. Наприклад:



У три пробірки (по 15-20 крапель) внесіть розчину плюмбум нітрату  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . У першу пробірку опустіть шматочок заліза, у другу – цинк, у третю – магній. Через декілька хвилин огляньте поверхню металів, які ви опустили у розчин солі плюмбуму.

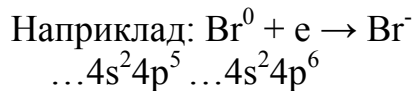
- 1) Запишіть рівняння реакцій, які відбулися між залізом, магнієм і цинком з нітратом плюмбуму.
- 2) Результати внести у таблицю:

До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атома або йона металу	Електронна формула атома або йона	Хімічний знак атома або йона металу	Електронна формула атома або йона
Fe Mg Zn Pb <sup>2+</sup>	$\dots 3d^6 4s^2$		

3) Наведіть схему розподілу у квантових комірках електронів зовнішнього енергетичного рівня атомів: а) магнію; б) заліза; в) цинку; г) плюмбуму. Якими значеннями квантових чисел (n, l, m) характеризується атомна орбіталь формуючого електрона в атомах: а) магнію; б) заліза; в) цинку; г) плюмбуму. Знайдіть в періодичній системі електронні аналоги плюмбуму і запишіть електронну формулу їх зовнішнього енергетичного рівня.

**Дослід 2.** Зміна електронної будови атомів неметалів при відновленні.

При відновленні атомів неметалів число електронів в електронній оболонці зростає і утворюються йони з від'ємним зарядом.



**Дослід проведіть під витяжною шафою!** Виконувати лише за завданням викладача:

**А.** У дві пробірки внесіть по 7 крапель розчинів калій броміду та калій йодиду, відповідно. У кожену пробірку додати 3 краплі бензену. Струсіть пробірки. Зверніть увагу на колір шару бензену. Додайте у кожену пробірку по 5 крапель хлорної води ( $\text{Cl}_2$ ). Енергійно збовтайте суміш. Порівняйте колір шару бензену у кожній пробірці? Складіть відповідні рівняння реакцій і запишіть спостереження.

**Б.** До 4-6 крапель розчину натрій сульфід долейте 5 крапель хлорної води. Що спостерігається? Напишіть рівняння реакції.

Заповніть таблицю за результатами дослідів:

До реакції		Після реакції	
Хімічний знак атома або іона неметала	Електронна формула атома або іона	Хімічний знак атома або іона неметала	Електронна формула атома або іона
$\text{S}^{2-}$ Г $\text{Br}^-$ $\text{Cl}^0$	$\dots 3s^2 3p^6$		

Наведіть схему розподілу у квантових комірках електронів, що відносяться до зовнішнього енергетичного рівня атомів: а) сульфур; б) хлору; в) йоду; г) бром. Якими значеннями квантових чисел (n, l, m) характеризується атомна орбіталь формуючого електрона в атомах: а) сульфур; б) хлору; в) йоду; г) бром? Знайдіть у періодичній системі елемент з електронною формулою  $\dots 4s^2 4p^4$ . Якими значеннями квантових чисел (головного і орбітального) характеризуються зовнішні р-електрони в атомі цього елемента?

## **Тема лабораторної роботи 4.**

### **Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів**

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

- 1) електронні формули атомів; послідовність заповнення електронами рівнів та підрівнів; Правило Хунда, правило Клечковського;
- 2) валентні електрони атома; нормальний та збуджений стан атома;
- 3) валентність атома; кількісна характеристика валентності;
- 4) ступінь окислення елемента;
- 5) сучасні уявлення про природу хімічного зв'язку та умови, необхідні для його реалізації;
- 6) ковалентний зв'язок, та способи його утворення;
- 7) іонний зв'язок та його природа;
- 8) водневий зв'язок та його природа;
- 9) металічний зв'язок.

*Що треба вміти:*

- 1) визначати число неспарених електронів в нормальному та збудженому станах;
- 2) визначати максимальні валентні можливості атомів;
- 3) розраховувати ступені окислення елементів в сполуках;
- 4) визначати умови, за яких можлива реалізація обмінного та донорно-акцепторного механізмів утворення ковалентного зв'язку;
- 5) пояснювати причинність відміни полярного ковалентного зв'язку від неполярного;
- 6) пояснювати двоїстість природи водневого зв'язку;
- 7) визначати тип хімічного зв'язку, використовуючи довідкові дані про характеристики атомів, що його утворюють;
- 8) пов'язувати тип і характеристики хімічного зв'язку між атомами з хімічними властивостями сполук і їх поведінкою.

***Хімічний зв'язок.***

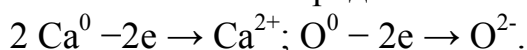
Хімічні елементи у природі зустрічаються переважно у вигляді складних або простих речовин, атоми яких сполучені хімічними зв'язками.

При утворенні хімічного зв'язку між атомами потенційна енергія молекули зменшується порівняно з енергією ізольованих атомів, з яких вона утворена за рахунок перерозподілу електронної густини. Хімічний зв'язок між атомами здійснюється за рахунок валентних електронів, але утворюється по різному.

Тип хімічного зв'язку, що реалізується під час формування молекули, залежить від хімічної природи елементів, яка зумовлюється здатністю атомів

віддавати або приєднувати електрони, тобто від електронегативності елементів. Відомі основні типи хімічного зв'язку: йонний, ковалентний, ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом, водневий, металічний.

*Йонний зв'язок.* Йонний зв'язок характерний для молекул, атоми яких мають велику різницю в значеннях електронегативності (ЕН), різниця між ними перевищує 1,7. Наприклад. Розглянемо утворення молекули CaO:  $EN_{(Ca)} = 1,0$ ;  $EN_{(O)} = 3,5$ . Різниця в значеннях ЕН:  $3,5 - 1,0 = 2,5 > 1,7$ . Зв'язок відбувається за рахунок електростатичного притягання протилежно заряджених йонів. Атоми, які віддають електрони, перетворюються в позитивно заряджені йони, а атоми, які приєднують електрони – в негативно заряджені йони:

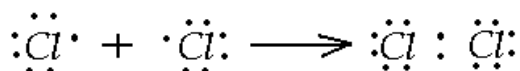


*Ковалентний зв'язок.* Розрізняють неполярний і полярний ковалентний зв'язок. неполярний зв'язок характерний для молекул простих речовин  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $F_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ , та інших, атоми яких мають однакові значення електронегативності РН<sub>3</sub>. Зв'язок відбувається за рахунок спільних електронних пар, які знаходяться на однаковій відстані від ядер кожного атома в молекулі і характеризується симетричним розподіленням електричних зарядів між атомами.

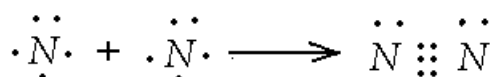
Наприклад. Розглянемо утворення молекули хлору. У атома хлору на зовнішньому енергетичному рівні знаходяться 7 електронів, які схематично можна зобразити крапками: Один електрон неспарений. При утворенні



молекули неспарені електрони утворюють спільну електронну пару:



В молекулі Нітрогену три спільні електронні пари, тому що в кожному атомі є три неспарених електрона:



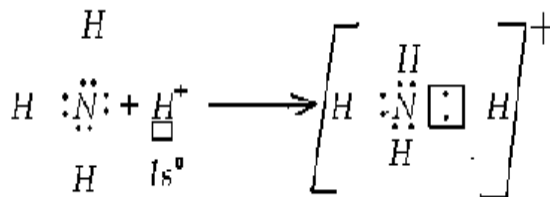
Полярний зв'язок характерний для молекул, атоми яких мають різні значення електронегативності, різниця між якими менша 1,7 (див. Додаток 2). Такі молекули називають полярними, тому що електричні заряди розподілені несиметрично. Зв'язок виникає за рахунок загальних електронних пар, зміщених ближче до ядра атома з більшим значенням електронегативності.

Наприклад. Розглянемо молекулу HCl:  $EN_{(Cl)} = 3,0$ ;  $EN_{(H)} = 2,1$ . Різниця ЕН складає  $3,0 - 2,1 = 0,9 < 1,7$ . При утворенні молекули неспарений електрон атому гідрогену утворює спільну електронну пару зі неспареним електроном атому хлору, зміщену до хлору. Полярність молекули характеризується дипольним моментом:  $\mu = q \cdot l$ , де  $q$  - величина заряду;  $l$  - відстань між центрами позитивних і негативних зарядів. Чим більша полярність молекули,

тим сильніше зміщені валентні електронні пари до одного з атомів, тим більше значення  $\mu$ .

*Донорно-акцепторний механізм ковалентного зв'язку* (координаційний). Донорно-акцепторний зв'язок утворюється між різними сполуками, коли в одній є атом, який має пари валентних електронів (донор), а в другій – йон або атом, який має вільні орбіталі (акцептор). Донор віддає пари електронів на вільні орбіталі акцептора.

Наприклад. Розглянемо утворення йона  $\text{NH}_4^+$ :  $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$ . Нітроген в молекулі амоніаку має вільну електронну пару і є донором, а йон гідрогену має вільну 1s орбіталь, тому виконує роль акцептора:

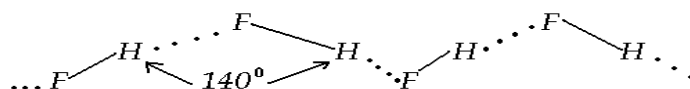


Такий зв'язок характерний при утворенні координаційних (комплексних)

сполук, де в ролі донорів виступають атоми лігандів, а в ролі акцепторів атоми-комплексоутворювачі.

*Водневий зв'язок.* Водневий зв'язок – міжмолекулярний. Він характерний для молекул, у склад яких входить гідроген, сполучений з елементом, який має велику ЕН (F, O, N тощо). В таких молекулах спільна електронна пара сильно зміщена до елемента з великим значенням ЕН, цей елемент стає частково негативно заряджений, а гідроген практично перетворюється в протон. Протон однієї молекули електростатично притягується до елемента з великою ЕН іншої молекули, що приводить до утворення водневого зв'язку.

Наприклад. Розглянемо водневий зв'язок між молекулами HF. Фтористий водень у рідкому і газоподібному стані утворює стійкі полімерні ланцюжки:



Механізм утворення водневого зв'язку можна розглядати як донорно-акцепторний. В ролі донора виступає елемент з великою ЕН, в ролі акцептора – протон (ядро атома гідрогену). Водневий зв'язок тим сильніший, чим більша електронегативність донорного атома і чим менші його розміри.

*Металічний зв'язок.* Металічний зв'язок – багатоцентровий зв'язок, характерний для металів та їх сплавів. У атомів металів на зовнішньому рівні від 1 до 3 електронів, тому вони і мають багато вакантних електронних орбіталей. Валентні електрони досить вільні у відокремленні від окремих атомів металів (мала електронегативність і спорідненість з електроном) і стають спільними для всього кристалу. Так утворюються позитивні йони металу та «електронний газ» – сукупність рухливих електронів. У кристалі металу спільні електрони зв'язують багато його йонів.

### *Питання для самоперевірки*

1. У сполуках:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  визначити ступені окислення елементів
2. Що таке спорідненість атома з електроном?
3. Як змінюється величина відносної електронегативності атома у елементів у межах періодів та груп?
4. Назвати основні відмінності властивостей атомів s-, p- та d- елементів щодо приєднання або віддавання електронів.
5. Вкажіть умови, які необхідні для реалізації ковалентного зв'язку за донорно-акцепторним механізмом.
6. Що розуміють під насиченістю, направленістю та поляризованістю зв'язку ?
7. Чи існує 100% ковалентний зв'язок? Обґрунтуйте відповідь.
8. Яка природа водневого зв'язку? В сполуках яких елементів періодичної системи водневий зв'язок швидше за все реалізується?
9. В яких випадках утворюються речовини з іонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками? Навести приклади.
10. У сполуках:  $\text{P}_2\text{O}_5$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ;  $\text{LiHSO}_3$ ;  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ ;  $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$  визначіть ступінь окислення елементів.
11. Визначіть, який тип хімічного зв'язку між атомами найбільш ймовірний, використовуючі електронні формули атомів двох елементів  $1s^22s^1$  і  $1s^22s^22p^5$ .
12. Розгляньте характеристики хімічних зв'язків у молекулах  $\text{Cl}_2$  і  $\text{O}_2$ .
13. Напишіть формули іонних сполук, які містять такі пари іонів:  
а)  $\text{Mg}^{2+}$  і  $\text{N}^{3-}$ ; б)  $\text{Al}^{3+}$  і  $\text{F}^-$ ; в)  $\text{Al}^{3+}$  і  $\text{S}^{2-}$ ; г)  $\text{Fe}^{2+}$  і  $\text{O}^{2-}$ ; д)  $\text{Fe}^{3+}$  і  $\text{O}^{2-}$ ; е)  $\text{Co}^{3+}$  і  $\text{SO}_4^{2-}$
14. Вкажіть умови утворення водневого зв'язку?
15. Поясніть суть «теорії октету» у вченні про хімічні зв'язки? Наведіть приклади того, як ця теорія дозволила пояснити утворення хімічних зв'язків.
16. Чому в утворенні хімічних зв'язків приймають участь лише електрони валентних енергетичних підрівнів?
17. Чи можливе утворення хімічного зв'язку між атомами за допомогою: а) лише одного електрону; б) двох електронів різних атомів; в) двох електронів лише одного із атомів?
18. Які характеристика мають атоми для утворення між ними хімічного зв'язку за ковалентним механізмом?
19. Чому при утворенні донорно-акцепторного зв'язку атоми (або йони) металів звичайно відіграють роль акцепторів, а атоми (або йони) неметалів – донорів електронів?
20. Чим окреслюється валентність елементу у конкретній сполуці ?



21. Чим лімітується число хімічних зв'язків, що може утворювати атом будь-якого елемента, у його сполуках?
22. Що є мірою полярності хімічного зв'язку?
23. Дайте визначення поняття електронегативність елемента?
24. Як змінюється електронегативність елементів, розміщених в Періодичній системі, в періодах і зверху до низу у групах?
25. Визначте тип хімічного зв'язку (йонний, ковалентний полярний і ковалентний неполярний) для наведених речовин: HF; SO<sub>3</sub>; CaO; Li<sub>3</sub>N; Cl<sub>2</sub>; NCl<sub>3</sub>; CO<sub>2</sub>; NH<sub>3</sub>; Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; NaN; MgCl<sub>2</sub>.

### **Вправи до виконання лабораторної роботи 4**

**Вправа 1.** Обґрунтувати вибір вірної відповідь до питання:

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
питання 1	<i>Яка будова зовнішнього енергетичного рівня атома йоду ?</i>
1)	$s^2 p^1$
2)	$s^2 p^3$
3)	$s^2 p^5$
4)	$s^2 p^2$
питання 2	<i>Скільки електронів знаходиться на зовнішньому енергетичному рівні іону оксигену O<sup>2-</sup></i>
1)	6
2)	8
3)	2
4)	4
питання 3	<i>Яку найнижчу ступінь окислення може виявляти фосфор в сполуках ?</i>
1)	1-
2)	3-
3)	0
4)	2-
питання 4	<i>Скільки неспарених електронів має атом нітрогену в незбудженому стані ?</i>
1)	3
2)	5
3)	1
4)	2
питання 5	<i>Хімічний зв'язок між атомами виникає, якщо:</i>
1)	відбувається розпаровування валентних електронів
2)	збільшується енергія системи

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
3)	зменшується енергія системи
4)	утворюється декілька спільних електронних пар
<b>питання 6</b>	<i>Йонний зв'язок реалізується тоді, коли:</i>
1)	між атомами утворюється хоч одна спільна електронна пара
2)	між атомами з різко відмінними електронегативностями відбувається передача валентних електронів і виникає електростатичне тяжіння
3)	атоми мають однакову електронегативність
4)	електронна густина між атомами не зміщується від одного атома до іншого
<b>питання 7</b>	<i>Скільки електронів беруть участь в утворенні зв'язків у молекулі <math>Cl_2O_7</math>?</i>
1)	14
2)	7
3)	28
4)	56
<b>питання 8</b>	<i>Який тип хімічного зв'язку утворюється у сполуці <math>B_2O_3</math> ?</i>
1)	йонний
2)	ковалентний полярний
3)	водневий
4)	донорно-акцепторний механізм ковалентного зв'язку
<b>питання 9</b>	<i>У якій сполуці зв'язок елемент - хлор має йонну природу: <math>CCl_4</math>, <math>Cl_2O</math>, <math>MgCl_2</math>, <math>HCl</math> ?</i>
1)	$CCl_4$
2)	$Cl_2O$
3)	$MgCl_2$
4)	$HCl$
<b>питання 10</b>	<i>В молекулі <math>HF</math> розрахункові заряди для фтору -1, для гідрогену +1, а ефективні – відповідно -0,42 та +0,42. Розрахувати ступінь йонності зв'язку <math>H-F</math> в процентах.</i>
1)	0,42
2)	4,2
3)	42
4)	84
<b>питання 11</b>	<i>В молекулі <math>NH_3</math> значення електронегативності для нітрогену 3,0 і для гідрогену 2,1. Розрахувати ступінь йонності зв'язку <math>N-H</math> в процентах.</i>

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
1)	13,8
2)	26,5
3)	40,2
4)	53,0
питання 12	
<i>Знайдіть електронні формули, що відповідають конфігураціям йонів:</i>	
1)	$^{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
2)	$^8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^6$
3)	$^{14}\text{Si } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
4)	$^6\text{C } 1s^2 2s^1 2p^3$

**Дослід 1.** *Оцінка типу хімічного зв'язку атомів гідрогену в молекулах*

В пробірку відміряти 8-10 крапель хлоридної кислоти і додати дрібку металічного цинку. Що спостерігається?

Написати рівняння реакції і зробити розрахунки, що підтверджують зміну типу хімічного зв'язку атомів гідрогену в молекулах до і після реакції.

Скласти структурно-графічні формули сполук гідрогену.

Заповнити таблицю за результатами дослідів:

До реакції		Після реакції	
Хімічна формула сполуки гідрогену	Степінь іонності зв'язку гідрогену у сполуці	Хімічна формула сполуки гідрогену	Степінь іонності зв'язку гідрогену у сполуці

**Дослід 2.** *Оцінка типу хімічного зв'язку атомів оксигену в молекулах*

Внести у пробірку 5 крапель розчину купрум(II) сульфату  $\text{CuSO}_4$  і додати по краплям розчин натрій гідроксиду  $\text{NaOH}$ . Записати спостереження.

Скласти рівняння реакції і структурно-графічні формули сполук, що містять атоми оксигену.

Виконати розрахунки степеня йонності зв'язків атома оксигену у молекулах сполук як до, так і після реакції.

Заповнити таблицю за результатами дослідів:

До реакції		Після реакції	
Хімічні зв'язки атомів оксигену у сполуках	Степінь йонності зв'язку оксигену у сполуці	Хімічні зв'язки атомів оксигену у сполуках	Степінь іонності зв'язку оксигену у сполуці
Cu—O S—O Na—O O—H		Cu—O O—H Na—O S—O	

## **Тема лабораторної роботи 5.**

### **Розчини та їх характеристика. Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів.**

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

1. Які системи називаються розчинами?
2. В чому полягає відмінність розчинів від хімічних сполук?
3. Від яких факторів залежить розчинність?
4. Які можливі теплові ефекти при розчиненні ?
5. Способи вираження концентрації розчинів.
6. Як визначають еквіваленти кислот, основ, солей ?
7. В чому полягає механізм електролітичної дисоціації ?
8. Основні положення теорії електролітичної дисоціації.
9. Що таке ступінь електролітичної дисоціації ?
10. Від яких факторів залежить ступінь дисоціації ?
11. Які електроліти відносяться до сильних та слабких ?
12. Направленість реакцій в розчинах електролітів.
13. Що таке константа дисоціації ?

*Що треба вміти:*

1. Робити розрахунки кількості розчиненої речовини (наважки) і кількості розчинника при приготуванні розчинів різної концентрації.
2. Складати рівняння дисоціації кислот, основ та солей.
3. Писати повні та скорочені йонні рівняння.

*Про що треба мати уявлення:*

1. Водні розчини та їх значення в житті рослин і тварин.
2. Гідратна теорія розчинів Д.І. Менделєєва. Сольвати, гідрати, кристалогідрати.
3. Явища гідратації йонів.
4. Добуток розчинності малорозчинних речовин.

#### ***Розчини та їх характеристика.***

Розчин - це однорідна (гомогенна) система, що складається з двох або більше компонентів (складових частин) і продуктів їх взаємодії.

Наприклад, розчин натрій гідроксиду складається з розчинника - води, розчиненої речовини – натрій гідроксиду та продуктів їх взаємодії - гідратованих йонів  $\text{Na}^+$  і  $\text{OH}^-$ .

Компонент, що міститься в більшій кількості, а також при утворенні розчину не змінює свій агрегатний стан, називається *розчинником*.

Розчини за агрегатним станом поділяються на: газоподібні, рідкі і тверді.

Прикладами газоподібних розчинів є суміші газів у повітрі; рідких - розчини кислот, солей, етанолу у воді, твердих - скло, сплав срібла і золота.

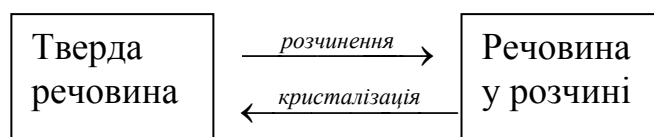
Розчинність речовин. Процес переходу речовини, яку розчиняють, в товщу розчинника називається *розчиненням*.

За розчинністю у воді тверді речовини умовно поділяються на: 1) добре розчинні; 2) мало розчинні; 3) практично нерозчинні. Якщо в 100 г  $H_2O$  при нормальній температурі розчиняються 0,01 - 1 г речовини, то вона вважається малорозчинною. А якщо при тих же умовах в розчин переходить менш ніж 0,01г речовини, то її відносять до практично нерозчинних. Відповідно для добре розчинних речовин розчинність може складати від 1 г і до десятків грамів у 100г  $H_2O$ .

Слід зауважити, що абсолютно нерозчинних речовин у природі не існує.

Перехід речовини у розчин супроводжується поступовим збільшенням його концентрації. Але одночасно має місце і зворотній процес – виділення речовини із розчину (кристалізація).

Спочатку переважає процес розчинення, але з часом швидкості цих процесів стають однаковими і настає динамічна рівновага:



При цьому концентрація речовини, що розчиняється, залишається незмінною. Розчин, в якому досягається така рівновага, називається *насиченим*.

Розчин, у якому речовина більше не розчиняється при даній температурі, називається *насиченим*.

Розчин, у якому речовина ще може розчинитися за даної температури, називається *ненасиченим*.

У насиченому розчині за даної температури міститься максимально можлива кількість розчиненої речовини.

У ненасиченому розчині міститься менше речовини, ніж у насиченому, а у пересиченому розчині – більше, ніж у насиченому.

Пересичені розчини нестійкі.

Кількісно розчинність виражається концентрацією насиченого розчину.

*Залежність розчинності речовин від їх природи, температури та тиску.*

Речовини йонної природи, або речовини, молекули яких є полярними (солі, луги, кислоти), добре розчиняються у полярних розчинниках (у воді).

Речовини молекулярної неполярної будови ( $I_2$ ) погано розчиняються у воді (див. Додаток б).

На розчинність речовин впливає температура. З підвищенням температури розчинність більшості твердих речовин збільшується.

Розчинність твердих речовин практично не залежить від тиску.

Взаємна розчинність рідин з підвищенням температури збільшується доти, поки не буде досягнута температура, при якій обидві рідини змішуються в будь-яких співвідношеннях.

Розчинність газів зменшується з підвищенням температури. На розчинність газів найсильніше впливає тиск - при збільшенні тиску розчинність газів збільшується.

#### *Теплові явища при розчиненні.*

Розчинення речовин супроводжується виділенням або поглинанням теплоти. Так, при розчиненні у воді калій гідроксиду відбувається виділення теплоти (розчин розігрівається), а при розчиненні амоній нітрату спостерігається поглинання теплоти (розчин охолоджується). Виділення теплоти – це екзотермічний процес ( $\Delta H < 0$ ), поглинання теплоти – це ендотермічний процес ( $\Delta H > 0$ ).

*Теплота розчинення*  $\Delta H$  – це кількість теплоти, що виділяється або поглинається під час розчинення 1 моля речовини.

Під час розчинення утворюються нестійкі сполуки розчиненої речовини з розчинником - *сольвати* (якщо розчинником є вода – *гідрати*).

Процес розчинення речовини можна розглядати як сукупність таких процесів: 1) руйнування структури розчиненої речовини – відбувається руйнування зв'язків між йонами, атомами або молекулами; 2) взаємодія частинок розчиненої речовини з розчинником – сольватація (гідратація); 3) рівномірний розподіл сольватованих частинок у всьому об'ємі розчинника – дифузія.

Перший процес – руйнування структури речовини – відбувається з поглинанням теплоти – негативний тепловий ефект. Другий процес – утворення зв'язків супроводжується виділенням теплоти - позитивний тепловий ефект.

Загальний тепловий ефект процесу розчинення речовини залежить від співвідношення теплових ефектів першого і другого процесів. Відповідно до цього процес розчинення речовини може бути *екзотермічним* або *ендотермічним*.

#### *Способи вираження складу розчинів.*

Склад будь-якого розчину може бути виражений як якісно, так і кількісно. При якісній оцінці розчинів використовують такі поняття, як розбавлений та концентрований розчини.

Розчин з відносно низьким вмістом розчиненої речовини називають *розбавленим*, а розчин з відносно великим вмістом розчиненої речовини – *концентрованим*.

Для більш точної кількісної оцінки розчинів використовують інші поняття: масова частка розчиненої речовини, процентна концентрація, молярна концентрація, нормальна концентрація, титр розчину (*див. Додаток 7*).

*Масова частка* розчиненої речовини ( $\omega$ ) – це фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до маси всього розчину:

$$\omega = \frac{m_{\text{реч(маса розчиненої речовини)}}}{m_{\text{розч (маса розчину)}}$$

Масову частку розчиненої речовини  $\omega$  виражають в частках одиниці або у відсотках.

Наприклад, масова частка розчиненої речовини – нітрату калію у воді дорівнює 0,05 або 5%. Це означає, що в розчині нітрату калію масою 100 г міститься 5 г нітрату калію і 95 г води.

*Процентна (масова) концентрація*, (%) виражається числом грамів розчиненої речовини, що міститься в 100 г розчину:

$$C = \frac{m_{\text{речовини}}}{m_{\text{розчину}}} \cdot 100$$

Процентну концентрацію розчину іноді виражають через питому масу (густину), тобто масу 1 мл розчину. Таке вираження концентрації розчину базується на тому, що із зміною концентрації розчину змінюється його питома маса. Для приблизного, але швидкого визначення питомої маси розчинів використовують ареометр, який являє собою скляний поплавок з дробом і вузькою шийкою, у верхній частині якої нанесена шкала з поділками, що відповідають величинам питомої маси. В залежності від питомої маси розчину ареометр занурюється на різну глибину. Для цього в сухий циліндр об'ємом 250-300 мл наливають розчин, опускають ареометр так, щоб він не торкався стінок циліндра. Та поділка шкали, до якої опустився ареометр, показує питому масу розчину. Відлік ведуть по нижньому краю меніска. За питомою масою можна визначити концентрацію розчину, користуючись спеціальними таблицями, в яких проти питомої маси кислот, лугів знаходять відповідну процентну концентрацію (*див. Додаток 8*).

Розрахунки з використанням густини базуються на співвідношенні:

$$\rho = \frac{m}{V}, \text{ де } \rho - \text{ густина, г/мл; } m - \text{ маса розчину, г; } V - \text{ об'єм розчину, мл.}$$

*Молярна концентрація* або *молярність* ( M) виражається числом молів розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину ( моль/л).

Розчин, в 1 л якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називається молярним – 1М; 0,1М – децимолярний; 0,01М – сантимольярний. Наприклад, 1М

КОН – одномолярний розчин калій гідроксиду; 1 л такого розчину містить 1 моль речовини (КОН), або  $1 \text{ М} \cdot 56 \text{ г/моль} = 56 \text{ г КОН}$ . Щоб приготувати 1М розчин калій гідроксиду, треба зважити 56 г КОН, перенести в мірну колбу на 1л, додати дистильованої води, розчинити наважку і потім об'єм розчину довести до мітки.

*Нормальна концентрація N, н.* (нормальна або молярна концентрація еквівалента) визначається числом грам-еквівалентів (моль-еквівалентів) розчиненої речовини, що міститься в 1 л розчину.

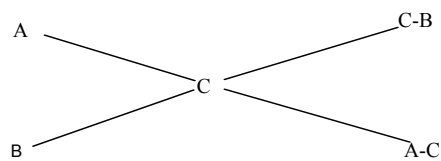
Грам-еквівалент речовини чисельно дорівнює її еквіваленту і вимірюється в грамах.

1N – однонормальний розчин, в 1л якого міститься 1 еквівалент розчиненої речовини.

*Титр, Т* – кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину (г/мл).

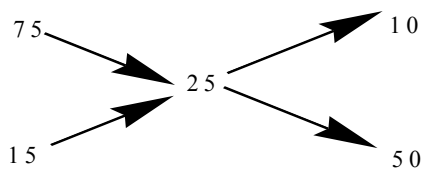
На практиці необхідно вміти готувати розчини заданої концентрації шляхом змішування розчинів різної концентрації. В цьому випадку можна скористатися *діагональною схемою розрахунків (правило хреста або конверт Пірсона)*, суть якої полягає в наступному: в лівому верхньому куту умовного прямокутника пишуть концентрацію більш концентрованого вихідного розчину (А), а в лівому нижньому куту – менш концентрованого (В).

В центрі умовного прямокутника записується концентрація розчину, яку потрібно одержати (С). Потім віднімають по діагоналі від більшого числа менше. Відповідь одержують у вигляді чисел на протилежних кінцях діагоналей.



Приклад 1. Необхідно приготувати 25% розчин сульфатної кислоти шляхом змішування 75% і 15% розчинів. В яких вагових співвідношеннях потрібно змішати ці розчини?

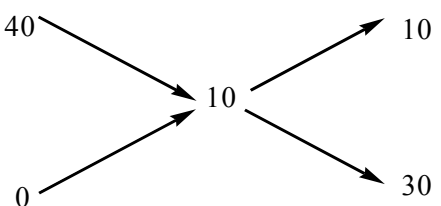
Для одержання 25% розчину сульфатної кислоти необхідно змішати 10 вагових частин 75% розчину з 50 ваговими частинами 15% розчину.



Приклад 2. Розведення водою розчину певної концентрації.

Необхідно приготувати 10% розчин із 40% розчину.

Для цього потрібно взяти 10 вагових частин вихідного розчину і додати 30 вагових частин води.





### Приклади розв'язування типових задач

1. Розрахувати масу солі калій хлориду та об'єм води, які необхідно взяти для приготування 5%-ного розчину калій хлориду масою 350 г.

*Розв'язок:*

1) Обчислюємо масу солі калій хлориду, необхідної для приготування розчину:  $m(KCl) = \frac{m_{розч} \cdot \omega(KCl)}{100}$ , де  $m_{розч}$  - маса розчину,  $\omega(KCl)$  - масова частка

$$KCl. m(KCl) = \frac{350 \cdot 5}{100} = 17,5 \text{ г}$$

Обчислюємо масу води, необхідну для приготування розчину:

$$m(H_2O) = m_{розч} - m(KCl); \text{ Отже } m(H_2O) = 350 - 17,5 = 332,5 \text{ г.}$$

2. В 270 г води розчинили 30 г солі. Визначити масову частку розчиненої речовини (%) в розчині.

$$\text{Роз'язок: } m_{розчину} = 270 \text{ г} + 30 \text{ г} = 300 \text{ г.}$$

$$\omega = \frac{m_{реч}}{m_{розч}} \cdot 100\% = \frac{30}{300} \cdot 100 = 10\%$$

3. 1200 г розчину з масовою часткою натрій хлориду 20% упарили до 800 г. Визначити масову частку NaCl в одержаному розчині.

$$\text{Розв'язок: } m_{солі} = m_{розчину} \cdot \omega_1; m_{солі} = 1200 \text{ г} \cdot 0,2 = 240 \text{ г.}$$

При випарюванні розчину була видалена частина води, а кількість солі залишалась та сама. Отже:

$$\omega_2 = \frac{m_{солі}}{m_{розчину2}} \cdot 100\% = \frac{240}{800} \cdot 100\% = 30\%$$

4. До 50 мл розчину  $H_2SO_4$  з масовою часткою 96% та густиною 1,84 г/мл додали 250 мл води. Визначити масову частку (%) сульфатної кислоти в розчині після розведення.

*Розв'язок:*

$$\text{Визначимо масу вихідного розчину: } m_{розчину1} = 50 \text{ мл} \cdot 1,84 \text{ г/мл} = 92 \text{ г.}$$

$$\text{Визначимо вміст кислоти в цьому розчині: } m(H_2SO_4) = m_{розчину1} \cdot \omega_1;$$

$$m(H_2SO_4) = 92 \cdot 0,96 = 88,32 \text{ г } H_2SO_4.$$

$$\text{Маса води складає: } m(H_2O) = 250 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 250 \text{ г.}$$

$$\text{Маса розчину після розведення: } m_{(розчину2)} = m(H_2O) + m(H_2SO_4);$$

$$m_{(розчину2)} = 250 \text{ г} + 92 \text{ г} = 342 \text{ г.}$$

Масова частка сульфатної кислоти в розчині після розведення:

$$\omega_2 = \frac{m(H_2SO_4)}{m_{розчину2}} \cdot 100\% = \frac{88,32}{342} \cdot 100\% = 25,82\%$$

5. У 135,6 г води розчинили 64,4 г глауберової солі  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ . Визначити масову частку (%) безводної солі в розчині.

*Розв'язок:*  $m_{\text{розчину}} = m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O});$

$$m_{\text{розчину}} = 135,6 + 64,4 = 200 \text{ г.}$$

Знаходимо масу безводного натрій сульфату в кристалогідраті:

в 1 молі  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  міститься 1 моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ .

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 322 \text{ г/моль},$$

$$M_r \text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ моль} \cdot 322 \text{ г/моль} = 322 \text{ г},$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 142 \text{ г.}$$

Виходячи з цих, даних складаємо пропорцію:

в 322 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  міститься 142 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

в 64,4 г - X г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

$$x = \frac{142 \cdot 64,4}{322} = 28,42$$

Масова частка безводної солі в розчині:

$$\omega_2 = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{розчину}_2}} \cdot 100\% = \frac{28,4}{200} \cdot 100\% = 14,2\%$$

**6.** Визначити концентрацію (в моль/л) розчину, в 50 мл якого міститься 5,6г калій гідроксиду.

*Розв'язок:*  $M = \frac{\nu(\text{KOH})}{V_{\text{розч}}}$ , де  $\nu(\text{KOH}) = m / M_r$ ;  $M_r(\text{KOH}) = 56 \text{ г/моль}$ .

$$\nu(\text{KOH}) = \frac{5,6}{56} = 0,1 \text{ моль}; V_{\text{розчину}} = 50 \text{ мл} = 0,05 \text{ л};$$

$$M = \frac{0,1 \text{ моль}}{0,05 \text{ л}} = 2 \text{ моль/л}$$

**7.** Визначити молярну концентрацію розчину, одержаного при розчиненні 42,6 г натрій сульфату у 300 г води, якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.

*Розв'язок:* Визначаємо масу одержаного розчину:

$$m_{\text{розчину}} = m(\text{Na}_2\text{SO}_4) + m(\text{H}_2\text{O}); m_{\text{розчину}} = 42,6 + 300 = 342,6 \text{ г.}$$

$$\text{Об'єм розчину: } \rho = \frac{m}{V} \text{ або } V = \frac{m}{\rho} \text{ Звідси } V = \frac{342,6}{1,12} = 306 \text{ мл} = 0,306 \text{ л}$$

Кількість натрій сульфату складає:

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{42,6}{142} = 0,3 \text{ моль.}$$

Молярна концентрація при цьому становить:

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V} = \frac{0,3}{0,306} = 0,98 \text{ моль/л}$$

8. Визначити масу осаду, який утворюється при взаємодії 15 г розчину з масовою часткою барій хлориду 5% з 10 г розчину натрій сульфату (масова частка натрій сульфату 8%).



Визначаємо масу і кількість речовини барій хлориду в розчині:

$$m(\text{BaCl}_2) = m_{\text{розчину}} \cdot \omega; m(\text{BaCl}_2) = 15 \cdot 0,05 = 0,75 \text{ г};$$

$$\nu(\text{BaCl}_2) = \frac{m(\text{BaCl}_2)}{Mr(\text{BaCl}_2)} = \frac{0,75}{208} = 3,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

Маса і кількість речовини натрій сульфату в розчині:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = m_{\text{розчину}} \cdot \omega = 10 \cdot 0,08 = 0,8 \text{ г};$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{Mr(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{0,8}{142} = 5,6 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

Із рівняння реакції видно, що кількість взятої речовини ( $3,6 \cdot 10^{-3}$  моль) барій хлориду менша за кількість речовини осаджувача ( $5,6 \cdot 10^{-3}$  моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ). Отже  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  взято з надлишком і розрахунки потрібно робити за барій хлоридом.

Із рівняння реакції видно:  $\nu(\text{BaSO}_4) = \nu(\text{BaCl}_2)$ ;  $\nu(\text{BaSO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-3}$  моль.

Визначаємо масу осаду:  $m(\text{BaSO}_4) = \nu(\text{BaSO}_4) \cdot Mr(\text{BaSO}_4)$ ;

$$m(\text{BaSO}_4) = 3,6 \cdot 10^{-3} \cdot 233 = 0,838 \text{ г}.$$

### ***Питання для самостійної підготовки***

1. Дайте визначення розчину і процесу розчинення.
2. Чим пояснити, що процес розчинення безводного купрум(II) сульфату є екзотермічним, а процес розчинення мідного купоросу - ендотермічним?
3. Чи може розчин бути одночасно насиченим і розведеним; концентрованим і ненасиченим?
4. Наведіть приклади твердих і газоподібних розчинів.
5. Дайте визначення пересиченого розчину?
6. Яка величина коефіцієнту розчинності для малорозчинних та практично нерозчинних речовин?
7. За допомогою яких фізичних чинників впливають на розчинність речовин у воді.
8. Чому у воді погано розчиняється гідроген і кисень, але добре розчиняється хлороводень та амоніак?
9. Які процеси можна виділити під час розчинення речовини?
10. Що таке гідратація і які речовини називають кристалогідратами?
11. У чому суть понять масова частка та процентна концентрація?
12. Що таке молярна концентрація та як вона зв'язана з кількістю розчиненої речовини у розчині?
13. Яким співвідношенням зв'язані масова концентрація розчиненої речовини та її молярність в розчині?
14. Що таке густина розчину, які одиниці її вимірювання?

15. Яким математичним співвідношенням зв'язані процентна і молярна концентрації?
16. Розчинність натрій нітрату при 30 °С складає 40 г на 100 г розчину. Скільки потрібно взяти води, щоб розчинити 100 г цієї солі?
17. Скільки грамів  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  потрібно взяти, для того щоб приготувати 5 літрів 8 %-ного розчину  $\text{CuSO}_4$ , густина якого  $1,084 \text{ г/см}^3$ ?
18. Обчислити масову частку натрій сульфату, виготовленого розчиненням 240 г глауберової солі  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  в 760 мл води.
19. Скільки літрів води необхідно додати до 5 кг 20 %-ного розчину, щоб одержати 12 %-ний розчин?
20. Скільки води необхідно додати до 200 мл 20 %-ного розчину сульфатної кислоти (густина якого  $1,14 \text{ г/см}^3$ ), щоб одержати 5 %-ний розчин?
21. Скільки грамів  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  міститься у 500 мл 0,25М розчину?
22. Скільки води потрібно додати до 200 г 5 %-го розчину  $\text{NaOH}$ , щоб одержати 2 %-й розчин?
23. Чому рівна процентна концентрація 0,286 М розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , якщо його густина рівна  $1,17 \text{ г/мл}$  ?
24. Розрахуйте молярну концентрацію 20 %-го розчину  $\text{HCl}$ , що має густина  $1,098 \text{ г/мл}$  ?
25. В якому випадку масова частка лугу в розчині буде більшою: при розчиненні 20 г натрій гідроксиду в 180 мл води чи 9,2 г натрію в 191,6 мл води?

## Тема лабораторної роботи 5.2

### Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів

#### Електроліти та неелектроліти.

*Електроліти* - це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм.

*Неелектроліти* - речовини, розчини чи розплави яких не проводять електричний струм.

Оскільки тільки заряджені частинки (позитивні або негативні) можуть переносити електричний струм, розчин електроліту містить іони, що утворюються в результаті розпаду відповідних молекул електроліту.

Теорію електричної дисоціації розробив шведський фізико-хімік Сванте Арреніус (1887 - 1888 р.р.).

*Дисоціація* (від лат dissociatio - роз'єднання) - це розпад частинки (молекули, радикалу, іону) на декілька більш простих частинок.

*Електролітична дисоціація* - це процес розпаду молекул електролітів на йони під дією полярних молекул розчинника (або під час розплавлення).

#### *Основні положення теорії електролітичної дисоціації.*

Під час розчинення у воді чи в іншому полярному розчиннику молекули електролітів дисоціюють (розпадаються) на позитивно і негативно заряджені йони. Йони можуть бути прості ( $K^+$ ;  $Ca^{2+}$ ;  $Cl^-$ ;  $S^{2-}$ ) і складні ( $SO_4^{2-}$ ;  $CO_3^{2-}$ ;  $PO_4^{3-}$ ).

Властивості іонів значно відрізняються від властивостей атомів, з яких вони утворені. Наприклад, металічний натрій бурхливо розкладає воду з виділенням газоподібного водню, тоді як іони натрію  $Na^+$  не розкладають воду. Атоми хлору утворюють двоатомні молекули, які є токсичними та мають різкий запах. Хлор  $Cl^-$  іон нетоксичний і без запаху. Іон у перекладі з грецької означає «мандрівник».

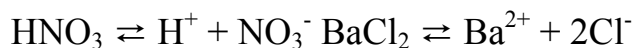
Речовини з іонними або ковалентними полярними зв'язками зазнають електролітичної дисоціації в розчині, у розплавах - тільки сполуки з іонними зв'язками.

Йони у водному розчині оточені гідратною оболонкою, тобто знаходяться в гідратованому стані.

*Дисоціація* є оборотним процесом. Це означає, що в розчині встановлюється динамічна рівновага між кількістю молекул, які розпадаються на іони, і кількістю молекул, які утворюються з іонів. Тому в рівнянні електролітичної дисоціації символ оборотності « $\rightleftharpoons$ » використовується замість « $\rightleftharpoons$ ».

Під дією електричного струму іонам властивий спрямований рух: позитивно заряджені іони-катіони рухаються до катода (-), а негативно заряджені іони-аніони — до анода (+).

Електропровідність розчинів електролітів зумовлена наявністю в них йонів, що утворилися внаслідок електролітичної дисоціації.



### *Ступінь дисоціації*

Ступінь дисоціації електроліту означає відношення кількості молекул, що розпалися на іони в розчині, до загальної кількості молекул електроліту в розчині:

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

де  $\alpha$  - ступінь дисоціації,  $n$  - число молекул, що розпалися на іони,

$N$  - загальне число молекул у розчині.

Ступінь дисоціації вимірюють в частках одиниці або у відсотках (%).

Ступінь дисоціації залежить від природи розчиненої речовини і розчинника, концентрації і температури розчину:

1) Чим більший ступінь дисоціації, тим менша концентрація електроліту в розчині. Тобто при нескінченному розведенні розчину ступінь дисоціації наближається до 100%.

2) З підвищенням температури ступінь дисоціації зростає. За ступенем дисоціації всі електроліти поділяють на електроліти сильні, електроліти слабкі та електроліти середньої сили. (див. Додаток 9).

*Сильні електроліти* - це електроліти,  $\alpha$  яких перевищує 30%. Сильні електроліти майже повністю дисоціюють на іони. До сильних електролітів належать: більшість солей, гідроксиди лужних та лужноземельних металів (луги - NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub> та ін.) і деякі неорганічні кислоти - HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

*Слабкі електроліти.* Їх значення  $\alpha$  менше 2%. До них відносяться більшість органічних кислот, деякі неорганічні кислоти - HNO<sub>2</sub>, HCN, HClO, HF, H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, гідроген пероксид, амоній гідроксид, нерозчинні гідроксиди металів.

*Електроліти середньої сили.* Ступінь дисоціації цих електролітів коливається від 2% до 30%: H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, але здебільшого їх відносять до слабких електролітів за концентрацією розчину.

*Константа дисоціації.* Для порівняння сили слабких електролітів частіше використовують константу дисоціації, ніж ступінь дисоціації, оскільки, на відміну від ступеня дисоціації, вона не залежить від концентрації електроліту.

У водних розчинах слабкі електроліти дисоціюють частково. Між молекулами та йонами слабого електроліту в розчині встановлюється хімічна рівновага:  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ .

До рівноваги, яка встановлюється в розчині слабого електроліту, згідно з законом діючих мас можна записати вираз константи рівноваги:

$$K_{\text{дисоціації}} = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]},$$

де  $[H^+]$ ,  $[A^-]$  - концентрація йонів,  $[HA]$  - концентрація недисоційованих молекул.

Константа рівноваги, що відповідає дисоціації слабого електроліту, називається константою дисоціації.

*Константа дисоціації* - це фізична величина, що дорівнює відношенню добутку рівноважних концентрацій йонів, на які розпався електроліт, до рівноважної концентрації недисоційованих молекул електроліту.

Наприклад:  $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$ ,

$$K_{\text{дис}}(CH_3COOH) = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

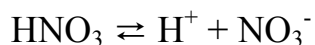
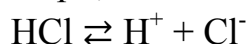
Константа дисоціації електроліту залежить від природи електроліту та розчинника, від температури, але не залежить від концентрації розчину.

Чим більша константа дисоціації, тим сильніше електроліт дисоціює (тим сильнішою є кислота чи основа).

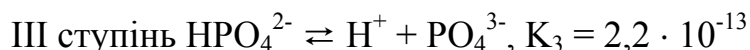
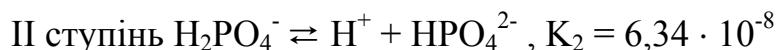
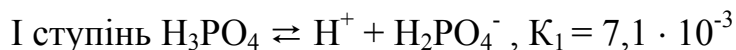
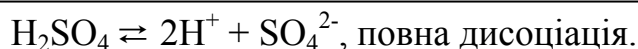
- Якщо:
- 1)  $K_d > 10^{-2}$ , то  $\alpha > 30\%$  - сильні електроліти
  - 2)  $10^{-3} < K_d < 10^{-2}$ , то  $2\% < \alpha < 30\%$  - електроліти середньої сили
  - 3)  $K_d < 10^{-3}$ ;  $\alpha < 2\%$  - слабкі електроліти.

### *Властивості кислот, основ та солей з точки зору теорії електролітичної дисоціації*

*Кислоти* є електролітами і при їх дисоціації утворюються катіони водню  $H^+$ , які визначають основні властивості кислоти (кислий смак, вплив на індикатори, взаємодія з основами тощо).



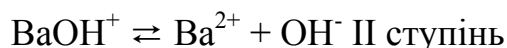
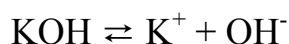
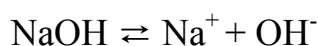
Дво- та багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато:



$K_1 > K_2 > K_3$ , тобто ортофосфорна кислота в найбільшій мірі дисоціює за I ступенем.

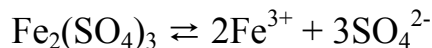
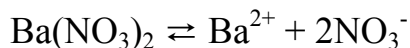
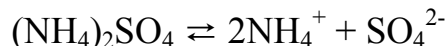
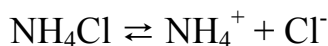
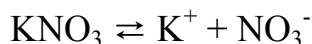
Йони гідрогену  $\text{H}^+$  у водних розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді гідроксоній-йонів  $\text{H}_3\text{O}^+$ , але для спрощення їх записують як  $\text{H}^+$ .

Основи — електроліти, які при дисоціації утворюють гідроксид-іони  $\text{OH}^-$  (інших аніонів не утворюють).



*Солі* - це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони металів (або катіон амонію  $\text{NH}_4^+$ ) та аніони кислотних залишків.

Середні солі практично повністю дисоціюють.



Кислі і основні солі дисоціюють ступінчато:





Саме тому в розчинах кислих солей, крім катіонів металів, можуть бути ще йони гідрогену  $\text{H}^+$ , а в розчинах основних солей, крім йонів кислотних залишків, можуть бути гідроксид-йони  $\text{OH}^-$ .

Слід підкреслити, що в розчинах багатоступінчастих електролітів дисоціація відбувається переважно за першим ступенем. Дисоціація за другим ступенем значно менша, ніж за першим, а за третім - менша, ніж за другим.

Як кислі, так і основні солі є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації.

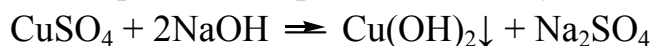
### *Реакції в розчинах електролітів*

Реакції у водних розчинах електролітів є реакціями між іонами. Реакції між іонами називаються іонними реакціями, а рівняння цих реакцій — іонними рівняннями. При написанні іонних рівнянь реакцій слід керуватися тим, що малодисоційовані, малорозчинні речовини (речовини, що випали в осад), газоподібні речовини записуються в молекулярній формі, а сильні електроліти – в іонній (вихідні та продукти реакції).

Реакції обміну в розчинах електролітів протікають до кінця (тобто є практично необоротними) у разі утворення слабких електролітів, нерозчинних газоподібних продуктів реакції.

Розглянемо приклади складання таких рівнянь.

1. Утворення малорозчинної сполуки:



$\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  - це повне йонне рівняння;

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$  - це скорочене йонне рівняння.

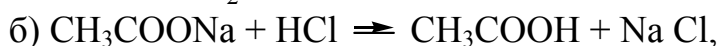
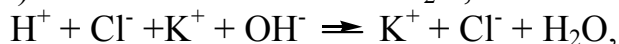
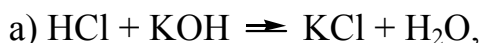
Скорочене йонне рівняння отримують шляхом виключення з цього рівняння однакових іонів у лівій і правій частинах.

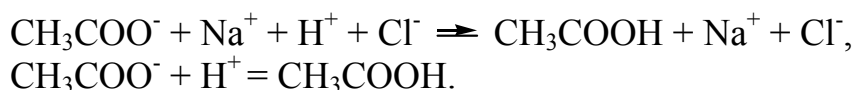
Скорочене йонне рівняння показує, що реакція між купрум(II) сульфатом та натрій гідроксидом є взаємодією між іонами  $\text{Cu}^{2+}$  та гідроксид-йонами  $\text{OH}^-$ .

З точки зору теорії електролітичної дисоціації йони  $\text{SO}_4^{2-}$  та  $\text{Na}^+$  в реакції не беруть участі.

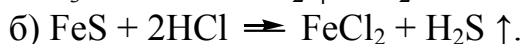
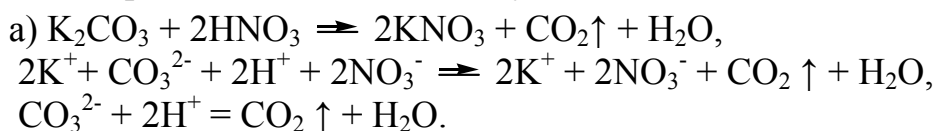
Це скорочене йонне рівняння показує, що коли розчин будь-якої речовини, що містить іони  $\text{Cu}^{2+}$ , змішується з розчином, що містить іони  $\text{OH}^-$ , рівновага зміщується в бік утворення нерозчинного у воді купрум гідроксиду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .

2. Утворення малодисоційованої сполуки:



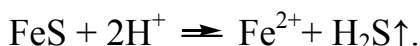


3. Утворення газоподібної сполуки:



Ферум(II) сульфід не розчинний у воді.

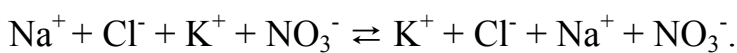
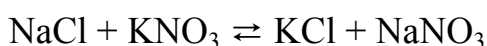
Сірководень - малодисоційована сполука, слабкий електроліт.



Реакції в розчинах електролітів проходить до кінця, якщо в результаті реакції утворюються:

- а) малодисоційована сполука;
- б) нерозчинні речовини (осади);
- в) газоподібні речовини.

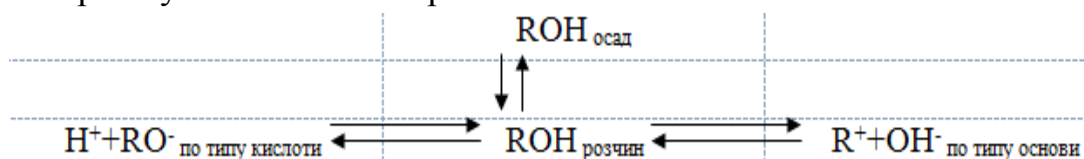
Реакції в розчинах електролітів не ідуть до кінця, якщо не виконується хоча б одна з умов. В такому випадку в розчині буде суміш іонів



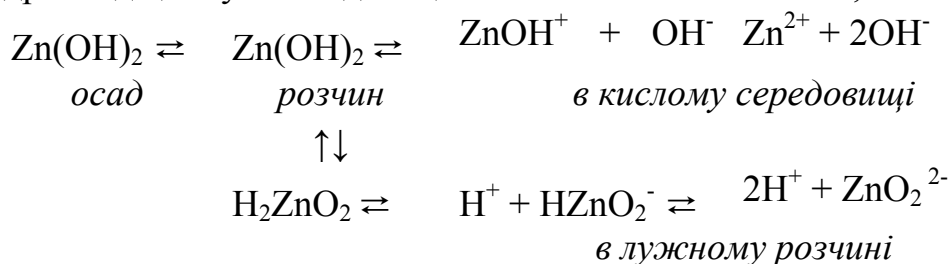
*Амфотерні електроліти (амфоліти).*

Це слабкі електроліти, що мають властивості слабких і кислот і основ. Амфоліти — гідроксиди деяких металів:  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Pb}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  та інші.

Пояснення явища амфотерності полягає в тому, що в молекулах амфоліту міцність зв'язку між металом і киснем (Me – O) не сильно відрізняється від міцності зв'язку між киснем і воднем (O – H). Таким чином, такі молекули можуть дисоціювати за місцем цих двох зв'язків. Тобто при дисоціації амфоліту утворюються іони водню та гідроксид-іони. Пояснення явища амфотерності полягає в тому, що в молекулах амфоліту міцність зв'язку між металом і киснем (Me – O) не сильно відрізняється від міцності зв'язку між киснем і воднем (O – H). Таким чином, такі молекули можуть дисоціювати за місцем цих двох зв'язків. Тобто при дисоціації амфоліту утворюються іони водню та гідроксид-іони. Дисоціацію молекули амфотерного електроліту ROH можна виразити схемою:



Гідроксид цинку може дисоціювати на іони і як основа, і як кислота

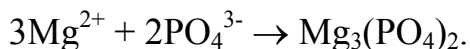
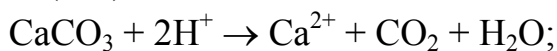
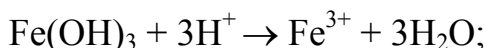
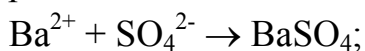


Можливість зміщення рівноваги в обох напрямках обумовлена розчинністю нерозчинних у воді амфотерних гідроксидів в кислотах і у лугах.

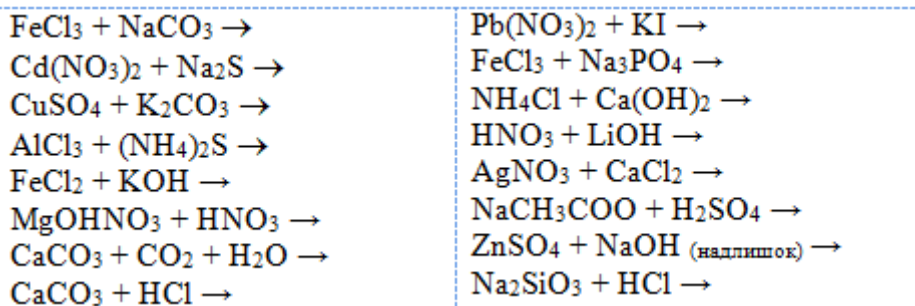
### **Питання для самостійної підготовки.**

1. Дайте визначення електролітам та неелектролітам.
2. Який процес називають електролітичною дисоціацією?
3. В чому полягає механізм електролітичної дисоціації ?
4. Чому розчини та розплави електролітів проводять електричний струм ?
5. Що таке ступінь електролітичної дисоціації ?
6. Від яких факторів залежить ступінь дисоціації ?
7. Які електроліти є сильними, а які – слабкими?
8. Чим розчин електроліту відрізняється від розчину неелектроліту?
9. Який тип хімічного зв'язку характерний для молекул електролітів ?
10. Напишіть рівняння дисоціації на йони наступних сполук:  
 $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Ca(OH)}_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .
11. Напишіть молекулярні, повні та спрощені йонні рівняння:  
 $\text{BaCl}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow$   
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$   
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$   
 $\text{FeCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow$   
 $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ba(OH)}_2 \rightarrow$   
 $\text{Cu(OH)}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
12. Яка з двох реакцій проходить в розчині до кінця і чому? Написати відповідні молекулярні та йонні рівняння:
  - а) кальцій хлорид + магній нітрат  $\rightarrow$   
натрій карбонат + цинк хлорид  $\rightarrow$
  - б) літій сульфат + калій гідроксид  $\rightarrow$   
ферум(II) сульфат + натрій гідроксид  $\rightarrow$
  - в) амоній фосфат + натрій нітрат  $\rightarrow$   
амоній фосфат + купрум(II) нітрат  $\rightarrow$
  - г) калій хлорид + феруму(II) сульфат  $\rightarrow$   
калій хлорид + аргентум нітрат  $\rightarrow$

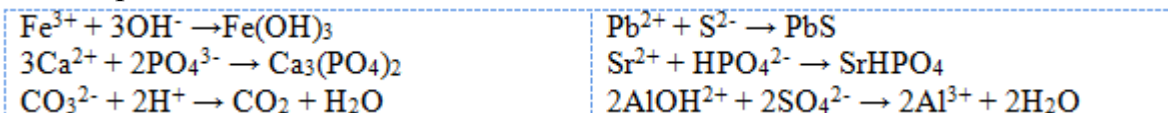
13. Складіть молекулярні рівняння реакцій між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такими схемами:



14. Написати в іонній формі рівняння таких реакцій, що відбуваються у водних розчинах:



15. Скласти молекулярне рівняння реакції у відповідності зі скороченими іонними рівняннями:



### **Вправи і досліди до виконання лабораторної роботи № 5**

**Вправа 1.** Скільки  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  і  $\text{H}_2\text{O}$  потрібно для приготування 250 г 8% розчину  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ?

**Вправа 2.** В 200 мл  $\text{H}_2\text{O}$  розчинили 40 г солі. Визначити масову частку та процентну концентрацію солі в одержаному розчині ( $\rho = 1$  г/мл).

**Вправа 3.** Приготувати 270 г 30% - ного розчину цукру, маючи в своєму розпорядженні 45% та 18% розчини цукру.

**Вправа 4.** Обчисліть молярність (M) 25% - ного розчину  $\text{HNO}_3$ .

**Вправа 5.** Обчисліть нормальність (N) розчину хлоридної кислоти ( $\rho = 1,18$  г/мл), що містить 36,5%  $\text{HCl}$ .

**Вправа 6.** Скільки  $\text{NaNO}_3$  потрібно для приготування 300 мл 0,2M розчину?

**Вправа 7.** Скільки грамів  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  міститься в 500 мл 0,1N розчину?

**Вправа 8.** Скільки потрібно 98% розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$  г/мл) для отримання 500 мл 1N розчину?

**Вправа 9.** Визначити молярну концентрацію (M) розчину, одержаного при розчиненні 42,6 г  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  у 300 г  $\text{H}_2\text{O}$ , якщо густина одержаного розчину дорівнює 1,12 г/мл.

### Дослід 1. Одержання малорозчинних речовин.

А) У 4 пробірки налейте по 3 - 5 крапель розчинів HCl, NaCl, MgCl<sub>2</sub>, KClO<sub>3</sub> і додайте декілька крапель AgNO<sub>3</sub>. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій:

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) У три пробірки внесіть відповідно по 5 крапель розчинів K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> і Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> і додайте в кожен пробірку по 3 краплі розчину BaCl<sub>2</sub>. Що ви спостерігаєте? Напишіть молекулярне та йонні рівняння реакції

РІВНЯННЯ	BaCl <sub>2</sub> + Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В) У дві пробірки внесіть по 5 крапель розчину CuSO<sub>4</sub> і Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. В одну пробірку додайте 5 крапель розчину NaOH, а в другу -5 крапель Ba(OH)<sub>2</sub>. Що ви спостерігаєте? Запишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій

РІВНЯННЯ	CuSO <sub>4</sub> + NaOH →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 2. Одержання малодисоційованої речовини.

У дві пробірки взяти по 5 крапель розчинів CH<sub>3</sub>COONa та Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub> і додати в кожен пробірку по 5 крапель 2н. HCl або 2н. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Суміш нагріти на водяній бані і по запаху визначити виділення парів оцтової кислоти. Запишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій

РІВНЯННЯ	CH <sub>3</sub> COONa + HCl →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 3. Одержання газоподібних речовин.

А) Внесіть в пробірку 5 крапель NH<sub>4</sub>Cl і додати стільки ж розчину лугу. Підігрійте вміст пробірки на водяній бані. Який газ виділяється, визначіть по запаху. Напишіть молекулярне та йонні рівняння реакції

РІВНЯННЯ	NH <sub>4</sub> Cl + KOH →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) В пробірку внесіть 0,01 – 0,02 г твердої солі CaCO<sub>3</sub> або BaCO<sub>3</sub> і додати 4-5 крапель 2н. HCl. Що спостерігаєте? Напишіть молекулярне та йонні рівняння реакції

РІВНЯННЯ	CaCO <sub>3</sub> + HCl →
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

#### Дослід 4. Одержання та властивості амфотерних гідроксидів.

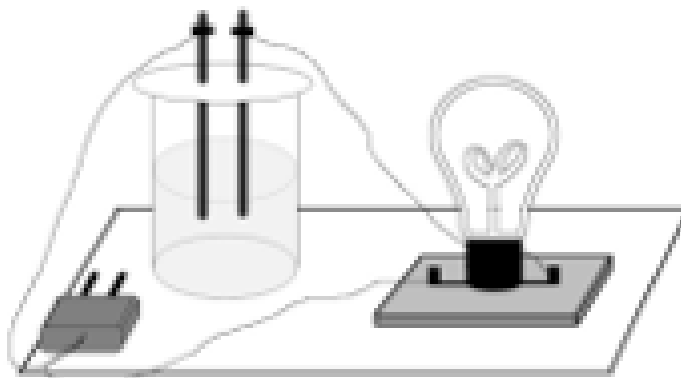
Отримайте осад  $Zn(OH)_2$  у 2-х пробірках, додавши кілька крапель розчину  $NaOH$  до 7 крапель розчину  $ZnSO_4$ . Далі в одну пробірку додати 5-6 крапель 2н.  $HCl$ , а в другу – 5-6 крапель 2н.  $NaOH$ . Що відбувається з осадом  $Zn(OH)_2$ ? Запишіть молекулярні та йонні рівняння одержання осаду  $Zn(OH)_2$  та його розчинення в кислоті та лузі:

РІВНЯННЯ	$ZnSO_4 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

#### Дослід 5. Дослідження електропровідності розчинів електролітів і неелектролітів.

Для дослідження використовується прилад, що складається з графітових електродів, включених у ланцюг послідовно з ламповим реостатом (додатково може бути додано гальванометр). Електроди занурюють у склянку, яку заповнюють по черзі розчинами: дистильованої та водопровідної води  $H_2O$ ; цукру  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ; етилового спирту  $C_2H_5OH$ ; хлоридної кислоти  $HCl$ ; натрій гідроксиду  $NaOH$ ; калій нітрату  $KNO_3$ .

Відмітити, у яких розчинах лампочка горить або не горить, яскраво чи тьмяно. При наявності демонстраційного гальванометра виміряти кількісні показники, що характеризують електропровідність досліджуваних розчинів. Скласти рівняння дисоціації електролітів. За ступенем розжарювання електричної лампи зробити висновок про їх силу. Які сполуки відносяться до неелектролітів?



#### Дослід 6. Залежність електропровідності розчинів слабких електролітів від їх концентрації.

Як слабкий електроліт налити в посудини приладу по 100 мл розчинів оцтової кислоти різної масової концентрації. У першу посудину – концентрований розчин, у другу –  $\omega = 80\%$ , третю –  $\omega = 20\%$ , четверту –  $\omega = 5\%$ , п'яту –  $\omega = 3\%$  і в шосту –  $\omega = 1\%$ . Записати за відхиленням стрілки гальванометра показники електропровідності для розчинів  $CH_3COOH$  різної концентрації. Чим пояснюється різниця в електропровідності розчинів  $CH_3COOH$  різної концентрації?

## Тема лабораторної роботи 6.

### Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

1. Що таке іонний добуток води? Яка його величина ?
2. Що таке водневий показник ?
3. Якими величинами рН характеризується нейтральне, кисле та лужне середовище ?
4. Яке значення водневого показника чистої води при  $22^{\circ}\text{C}$  ?
5. Який процес називають гідролізом ?
6. Що таке ступінь гідролізу та константа гідролізу ?

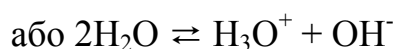
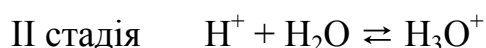
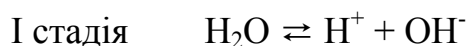
*Що треба вміти:*

1. Обчислювати рН і рОН розчинів за концентрацією іонів гідрогену або іонів гідроксилу.
2. Визначати середовище розчину за допомогою індикаторів.
3. Складати молекулярні та йонні рівняння гідролізу солей.

*Про що треба мати уявлення:*

Буферні розчини в хімії та біології.

**Вода** є слабким амфотерним електролітом (амфолітом), який незначною мірою проводить електричний струм, тобто має вимірювану електропровідність. Дисоціацію води можна записати так:



Для спрощення у рівнянні дисоціації води не враховують другу стадію (утворення  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) і дисоціацію води записують:  $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$

Застосувавши закон діючих мас одержимо:

$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} \text{ або } K_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] [\text{OH}^-],$$

де  $K_{\text{д}}$  - константа дисоціації води,  $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$ ;  $[\text{H}^+]$  - концентрація іонів гідрогену;  $[\text{OH}^-]$  - концентрація гідроксид-іонів;  $[\text{H}_2\text{O}]$  - концентрація недисоційованих молекул.

Оскільки ступінь дисоціації води дуже малий ( $\alpha = 1,8 \cdot 10^{-9}$ ), то концентрація недисоційованих молекул  $\text{H}_2\text{O}$  практично дорівнює загальній концентрації води і є сталою величиною, яка дорівнює  $\frac{1000}{18} = 55,56 \text{ моль/л}$

Відповідно, і добуток  $K_d[\text{H}_2\text{O}]$  для певної температури є сталою величиною:  $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$ ;  $K_d \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}}$ .

Величина  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  називається йонним добутком води:

$$K_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$K_{\text{H}_2\text{O}}$  є сталою величиною не тільки для води, але і для розбавлених водних розчинів при певній температурі. При підвищенні температури  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  зростає, а при зниженні температури  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  зменшується.

З наведеної вище формули видно, що оскільки добуток  $[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$  є сталою величиною, то в будь-якому водному розчині концентрації йонів гідрогену і гідроксид-йонів не можуть дорівнювати нулю. Будь-який водний розчин містить як  $\text{H}^+$ , так і  $\text{OH}^-$  йони. Водні розчини різних речовин можуть давати кислу, лужну або нейтральну реакції. Реакція середовища залежить від співвідношення концентрації йонів водню та гідроксид-йонів у розчині.

Для чистої води концентрація йонів гідрогену дорівнює концентрації гідроксид-йонів:  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = 10^{-7} \text{ г-йон/л}$

Якщо  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ , то реакція середовища нейтральна.

Якщо  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ , то середовище кисле

Якщо  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ , то середовище лужне.

*Водневий показник.* Набагато зручніше працювати не зі значенням концентрації йонів водню, а з його десятковим логарифмом взятим з протилежним знаком. Ця величина називається *водневим показником* і позначається через рН:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] \quad \text{або} \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Водневий показник рН – це від'ємний десятковий логарифм концентрації йонів гідрогену.

По аналогії з рН є і гідроксильний показник рОН. Від'ємний десятковий логарифм концентрації гідроксид-йонів називають гідроксильним показником – рОН:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-];$$

$$\text{тоді} \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14.$$

Нейтральне середовище :  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]; [\text{H}^+] = 10^{-7}; \text{pH} = 7$

Кисле середовище:  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]; [\text{H}^+] > 10^{-7}; \text{pH} < 7$

Лужне середовище:  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]; [\text{H}^+] < 10^{-7}; \text{pH} > 7$



Розчини, значення рН яких перебуває в інтервалі від 0 до 3, належать до сильноокислих; при рН = 4 - 6 – слабокисле середовище. Слаболужні розчини мають рН від 8 до 10, сильнолужні рН = 11-14.

На практиці рН розчинів зазвичай визначають за допомогою індикаторів, що є слабкими органічними кислотами або основами.

Індикатори - це речовини, які змінюють колір залежно від концентрації іонів водню в розчині, тобто змінюють колір при різних значеннях рН.

Індикатор	Забарвлення індикатора у середовищі		Інтервал рН зміни кольору індикатора
	кислому	лужному	
Метилоранж	Червоний	Жовтий	3,1-4,4
Лакмус	Червоний	Синій	6 – 8
Фенолфталеїн	Безбарвний	Червоний	8,3-10,0

## Тема лабораторної роботи 6.2

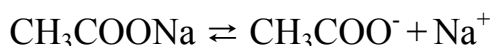
### Гідроліз солей. Типові випадки гідролізу солей.

Солі утворюються при взаємодії кислот і лугів. Тому можна було б припустити, що розчини солей, на відміну від кислот і основ, будуть мати нейтральну реакцію середовища, тобто концентрація йонів  $H^+$  і йонів  $OH^-$  буде однаковою.

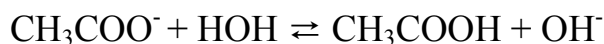
Але досвід показав, що хоча солі не містять іонів водню або гідроксильних йонів, розчини солей мають лужне, кисле або нейтральне середовище. Пояснення цим фактам слід шукати у взаємодії солі з водою.

Якщо взяти розчини натрій хлориду, натрій ацетату та алюміній хлориду та за допомогою індикатора визначити реакцію середовища, то виявиться, що лише розчин натрій хлориду матиме нейтральне середовище. Розчин натрій ацетату – лужне середовище, а розчин алюміній хлориду – кисле середовище.

Як приклад запису рівнянь гідролізу, розглянемо розчин натрій ацетату  $CH_3COONa$ . Натрій ацетат є сильним електролітом і при розчиненні у воді повністю дисоціює на йони  $Na^+$  і  $CH_3COO^-$  :



Останні взаємодіють з  $H^+$  і  $OH^-$  - йонами води. У той же час йони  $Na^+$  не можуть зв'язати йони  $OH^-$  в молекули, так як  $NaOH$  є сильним електролітом та існує у розчині у вигляді йонів. При цьому ацетат-йони зв'язують йони  $H^+$  з утворенням молекул слабого електроліту – ацетатної кислоти.



Внаслідок утворення слабого електроліту  $CH_3COOH$  йонна рівновага дисоціації води зміщується і утворюється надлишок  $OH^-$  - йонів, і тому розчин стає лужним.

Взаємодія іонів солі з водою (з іонами води), в результаті якої утворюються слабкі або погано розчинні електроліти, називається *гідролізом* солі.

Гідроліз можна представити як реакцію обмінного розкладання солі водою або як процес, обернений реакції нейтралізації. Гідроліз солі є рівноважним процесом. Гідроліз солі є окремим випадком взаємодії іонів солі з розчинником – водою.

Загалом взаємодія солі з розчинником, що супроводжується утворенням слабого електроліту, називається сольволизом.

Внаслідок процесу гідролізу змінюється концентрація водневих та гідроксильних йонів, тобто змінюється реакція середовища.

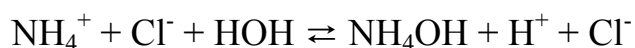
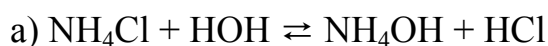
Гідролізують солі, що утворені слабкими кислотами і слабкими основами. Солі, утворені сильними кислотами і основами, не гідролізують, оскільки

катіони та аніони солі не зв'язують йони води ( $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$ ), і як наслідок, не зміщують йонну рівновагу води. Тому розчини таких солей, як  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{BaCl}_2$  та інші, не гідролізують, а розчини їх нейтральні ( $\text{pH} = 7$ ). Механізм гідролізу різним, в залежності від типу солі.

Розглянемо типові випадки гідролізу солей. Солі, утворені слабкою основою і сильною кислотою або слабкою кислотою і сильною основою, або слабкою кислотою і слабкою основою вступають у реакції гідролізу.

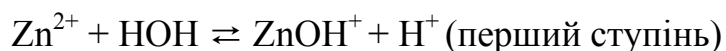
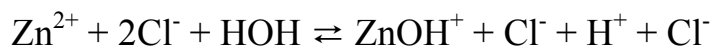
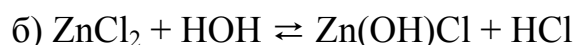
*Сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою – гідроліз за катіоном.* Прикладами таких солей можуть бути:  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  тощо.

Це найпоширеніший випадок, оскільки більшість гідроксидів металів (багатовалентних) є слабкими основами. Солі слабких основ і сильних кислот гідролізують з утворенням слабкої основи (якщо це сіль однокислотної основи) або основних солей (якщо це сіль багатокислотної основи). Між тим одним із продуктів гідролізу є сильна кислота. Розчини таких солей мають кислу реакцію ( $\text{pH} < 7$ ).

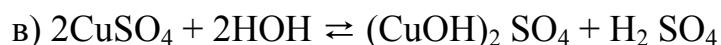
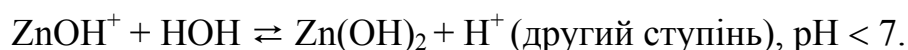
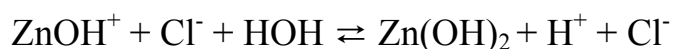
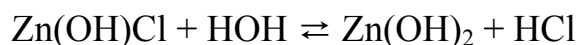


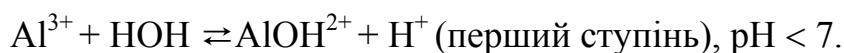
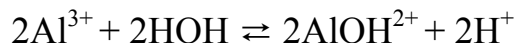
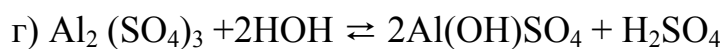
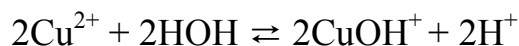
Йони  $\text{NH}_4^+$  взаємодіють з гідроксид-іонами води з утворенням слабого електроліту  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), а йони гідрогену води не утворюють з йонами  $\text{Cl}^-$  молекул, оскільки  $\text{HCl}$  є сильним електролітом, але їх заряди взаємно компенсовані. У результаті, в розчині утворюється надлишок  $\text{H}^+$  тому розчин  $\text{NH}_4\text{Cl}$  має кислу реакцію.

Солі утворені багатокислотними основами (багатозарядний катіон) гідролізують ступінчасто. При цьому гідроліз солі в основному протікає по першій стадії



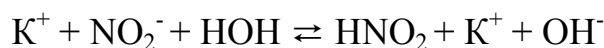
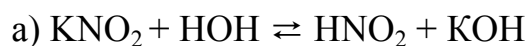
середовище кисле,  $\text{pH} < 7$ .





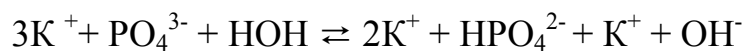
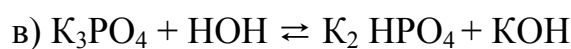
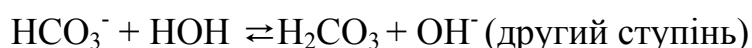
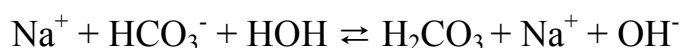
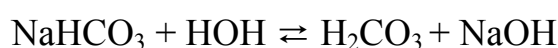
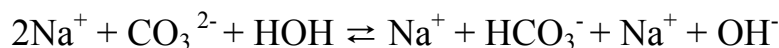
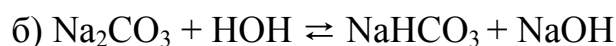
*Сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою – гідроліз за аніоном.*

Прикладом таких солей є:  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  та інші.

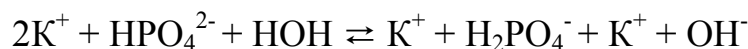
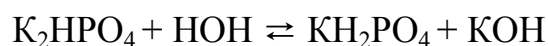


Внаслідок гідролізу цієї солі утворюється слабкий електроліт  $\text{HNO}_2$  та деякий надлишок йонів  $\text{OH}^-$ , тому розчин має лужну реакцію.

Солі багатоосновних кислот гідролізуються ступінчасто, головним чином за першим ступенем з утворенням кислотої солі.



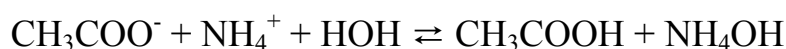
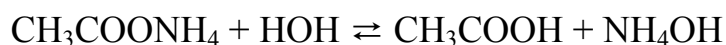
При надлишку води гідроліз частково йде далі:



За третім ступенем з утворенням ортофосфатної кислоти гідроліз практично не відбувається, внаслідок накопичення в розчині значної кількості йонів  $\text{OH}^-$  ( $\text{KOH}$ ) і активізації зворотнього процесу нейтралізації.

*Сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою – гідроліз за катіоном і аніоном.* Як приклад можуть бути солі:  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ,  $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ .

Реакція розчину солей, що утворюються зі слабкої основи і слабкої кислоти, залежить від співвідношення констант дисоціації кислоти і основи, що утворюють сіль. Якщо  $K_{\text{дис}}$  кислоти більша за  $K_{\text{дис}}$  основи, то розчин має слабокислу реакцію, а якщо навпаки – слаболужну.



Розчин  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$  має  $\text{pH} \approx 7$ , так як константи дисоціації  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і  $\text{NH}_4\text{OH}$  практично однакові ( $K_{\text{дис}} \text{CH}_3\text{COOH} = 1,74 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{\text{дис}} \text{NH}_4\text{OH} = 1,76 \cdot 10^{-5}$ ).

Багато солей цього типу, що утворені багатозарядними катіонами і однозарядними аніонами і навпаки, гідролізують ступінчасто.

Якщо кислота і основа, які утворюють сіль, не тільки слабкі електроліти, а й малорозчинні, нестійкі або летючі, то гідроліз солі часто відбувається необоротно, тобто супроводжується повним розкладанням солі (повний гідроліз):  $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HON} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$

Через повний гідроліз ряд середніх солей дуже слабких кислот і основ не може бути одержаний у водних розчинах:

Ацетати  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ .

Сульфіди  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$

Сульфіти  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$

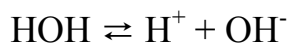
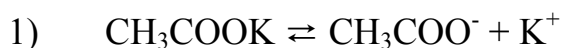
Карбонати  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$

Силікати  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$

До цих пір процес гідролізу солі ми записували наступним чином: склали молекулярне рівняння гідролізу солі, записували його в йонному вигляді (повне йонне рівняння) і потім – скорочене йонне рівняння.

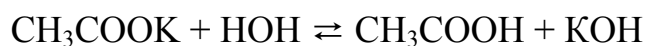
Скласти рівняння гідролізу солі можна дещо іншим способом. Знаючи сили кислот і основ, що утворюють солі, можна відразу написати скорочене йонне рівняння, враховуючи, що при гідролізі будуть утворюватися слабкі електроліти.

Наприклад, при складанні рівняння гідролізу калій ацетату виходять з наступних положень: сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою, дисоціює повністю, гідроліз протікає за аніоном:

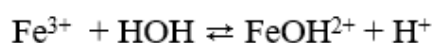
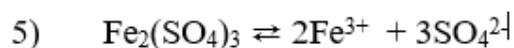
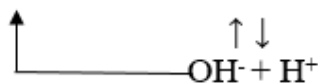
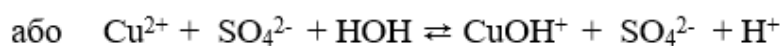
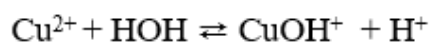
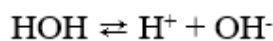
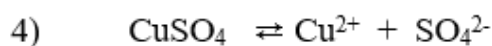
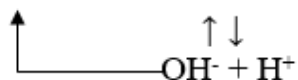
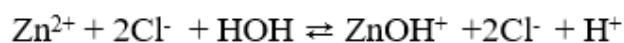
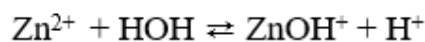
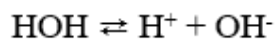
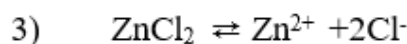
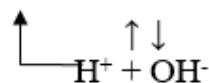
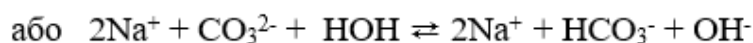
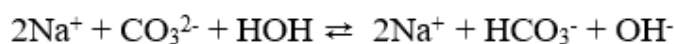
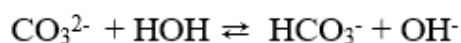
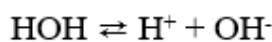
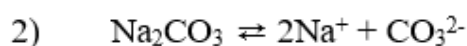
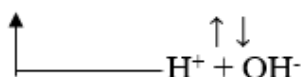
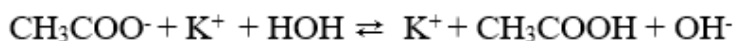


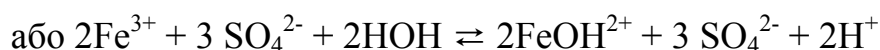
тоді  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ , а йон  $\text{K}^+$  не бере участі в утворенні слабого електроліту.

А далі можна скласти молекулярне і повне йонне рівняння:



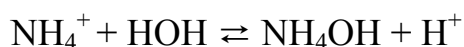
Запис йонних рівнянь гідролізу можна ще дещо змінити :



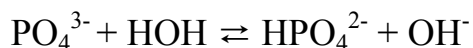


При такому підході легко написати скорочені йонні рівняння таких солей:

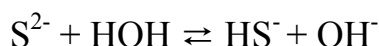
1)  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  – гідроліз за катіоном



2)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – гідроліз за аніоном



3)  $\text{BaS}$  – гідроліз за аніоном

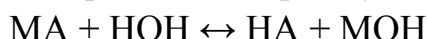


*Константа та ступінь гідролізу.*

Кількісно, як і процес дисоціації електролітів, гідроліз солі оцінюють ступенем гідролізу і константою гідролізу.

Гідроліз солей є оборотним процесом, тому до реакцій гідролізу можна застосувати закон діючих мас, тобто стан рівноваги характеризується константою  $K_p$ .

Запишемо рівняння гідролізу в загальному вигляді. Нехай  $\text{HA}$  – кислота,  $\text{MOH}$  – основа,  $\text{MA}$  – сіль. Тоді рівняння гідролізу матиме вигляд:



Цій рівновазі відповідає константа:

$$K_{\text{рівноваги}} = \frac{[\text{HA}][\text{MOH}]}{[\text{MA}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Концентрація молекул води у розбавлених розчинах є практично сталою величиною. Позначивши  $K \cdot [\text{H}_2\text{O}] = K_r$ , одержимо:

$$K_{\text{гідролізу}} = \frac{[\text{HA}][\text{MOH}]}{[\text{MA}]},$$

де  $K_r$  – константа гідролізу солі.

Вона характеризує здатність солі гідролізуватися: чим більше  $K_r$ , тим більшою мірою (при однаковій температурі і концентрації солі) відбувається гідроліз.

Наприклад,  $\text{KCN} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{KOH}$

$$K_{\text{гідролізу}} = \frac{[\text{HCN}][\text{KOH}]}{[\text{KCN}]}.$$

Для оцінки глибини процесу гідролізу солі використовують поняття ступеня гідролізу.

Ступінь гідролізу ( h ) – це відношення числа молекул солі, що прогідролізувалися до загального числа молекул солі у розчині.

Ступінь гідролізу  $h$  коливається від 0 до 1 або від 0 до 100%.

Ступінь гідролізу залежить від природи, концентрації та температури солі.

Чим більше ступінь гідролізу:

- 1) чим вища температура;
- 2) чим слабша кислота (або основа), що утворюється при гідролізі солі;
- 3) чим менша концентрація солі, тобто чим більш розведений розчин.

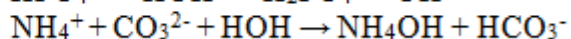
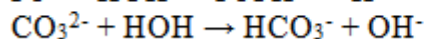
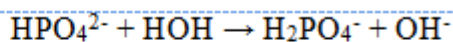
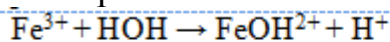
Отже, щоб посилити гідроліз солі, розчин солі потрібно розбавити та нагріти.

### ***Питання для самостійної підготовки.***

1. Який процес називається гідролізом?
2. Яку реакцію середовища мають розчини солей, утворені відповідно слабкою кислотою та сильною основою, слабкою основою та сильною кислотою?
3. Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища? Напишіть відповідні рівняння:
  - а) алюміній нітрат, калій сульфід, калій хлорид;
  - б) калій карбонат, ферум(II) сульфат, літій хлорид;
  - в) купрум(II) хлорид, натрій хлорид, літій карбонат.
4. Водний розчин якої солі буде мати лужну реакцію середовища. Напишіть відповідні рівняння реакцій:
  - а) кальцій хлорид, алюміній хлорид, натрій силікат;
  - б) літій нітрат, калій карбонат, цинк нітрат;
  - в) калій хлорид, алюміній хлорид, натрій сульфід.
5. Навести приклади гідролізу солей за катіоном з різними його зарядами на прикладі  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
6. Навести приклади гідролізу солей за аніоном з різними його зарядами на прикладі  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{CN})_2$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_3$ .
7. Навести приклади гідролізу солей за катіоном та аніоном на прикладі:  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{S}_3$ .
8. Які фактори сприяють більш повному проходженню процесу гідролізу?
9. При додаванні яких електролітів до водного розчину натрій карбонату гідроліз цієї солі збільшиться? Додавання яких електролітів може зменшити гідроліз?
10. Чим пояснити, що у водному розчині середнього натрій ортофосфату середовище лужне, натрій гідрофосфату – слаболужне, натрій дигідрофосфату – слабо кисле?
11. За допомогою хімічних реакцій пояснити, чому при змішуванні водних розчинів  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і  $\text{Na}_2\text{S}$ , а також розчинів  $\text{AlCl}_3$  і  $\text{K}_2\text{CO}_3$ , в осад випадає одна і та ж речовина?



15. Якому молекулярному рівнянню реакції гідролізу відповідає скорочене йонне рівняння?



### Вправи і досліди до виконання лабораторної роботи №6.2

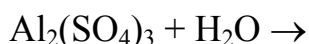
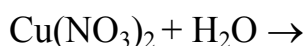
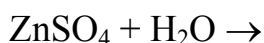
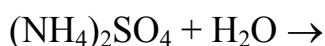
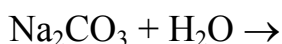
#### Гідроліз солей

**Дослід 1.** Визначення реакції середовища в розчинах солей.

Для розчинів солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  складіть рівняння гідролізу солі та теоретично спрогнозуйте значення рН цих розчинів солей. Потім у кожному випадку визначіть реакцію середовища, наносячи краплю розчину солі на лакмусовий папірець.

№ пробірки	Формула солі	Індикатор	Колір індикатора	Середовище
1	$\text{Na}_2\text{CO}_3$			
2	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$			
3	$\text{ZnSO}_4$			
4	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$			
5	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$			
6	$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$			

Напишіть молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій:



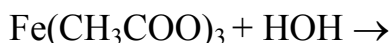
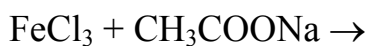
#### Дослід 2.

А) У дві пробірки налити по 5-6 крапель 2н. розчину  $\text{CH}_3\text{COONa}$  або  $\text{CH}_3\text{COOK}$  і краплю розчину фенолфталеїну. Залиште одну пробірку для порівняння, а другу помістіть на водяну баню, щоб нагріти та відзначити зміну кольору. Напишіть рівняння гідролізу в молекулярній та йонній формі.



Б) В пробірку внесіть 5 крапель  $\text{FeCl}_3$  і 4-5 крапель  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Зверніть увагу на зміну кольору розчину внаслідок утворення ферум(III) ацетату. Додайте 30 крапель дистильованої води і нагрійте суміш на водяній бані до утворення

коричневого осаду. Складіть рівняння гідролізу ферум(III) ацетату за першою та другою стадіями в молекулярній та йонній формі відповідно.



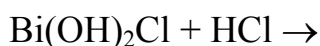
**Дослід 3.** *Посилення гідролізу при розведенні розчину.*

Внести в пробірку 4-5 крапель вісмут хлориду або нітрату і додати по краплям (15-20 крапель) дистильовану воду до утворення осаду основної солі. Розчин з осадом, що утворився, зберігати для наступного досліді. Написати рівняння гідролізу, враховуючи утворення  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Cl}$  при гідролізі.



**Дослід 4.** *Оборотність процесу гідролізу.*

До одержаного в попередньому досліді осаду основної солі вісмуту додавайте по краплях розчин хлороводневої кислоти  $\text{HCl}$  до повного розчинення осаду. Потім знову додайте дистильованої води до утворення осаду основної солі. Поясніть, що відбувається. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.



**Дослід 5.** *Повний гідроліз*

У пробірку налейте  $\sim 3$  мл розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і додайте рівний об'єм розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Спостерігайте утворення білого аморфного осаду  $\text{Al}(\text{OH})_3$  і виділення бульбашок газу. Щоб довести, що випав осад  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , нагрійте пробірку, відфільтруйте осад, промийте на фільтрі гарячою дистильованою водою від надлишку  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і розділіть на дві частини. До одного розчину додайте  $\text{NaOH}$ , а до другого -  $\text{HCl}$ . В обох випадках осад розчиняється. верніть увагу, що при розчиненні осаду в розчині хлоридної кислоти бульбашки не утворюються. Напишіть рівняння реакції між розчином  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і розчином солі алюмінію і рівняння реакції гідролізу. Напишіть рівняння реакції взаємодії алюміній гідроксиду, що утворився при гідролізі, з  $\text{NaOH}$  і  $\text{HCl}$ .

## **Тема лабораторної роботи 7.**

### **Вивчення типів окисно-відновних процесів і правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій.**

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

- 1) зрозуміти та основні характеристики окисно-відновних реакцій;;
- 2) способи визначення ступеню окислення елементу в молекулі;
- 3) що таке процес окиснення і основні відновники;
- 4) що таке процес процес відновлення і основні окисники;
- 5) найважливіші правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій методом електронного балансу;
- 6) типи окисно-відновних реакцій;
- 7) вплив середовища на процес окисно-відновної реакції;;

*Що треба вміти:*

- 1) розрахувати ступінь окиснення елементів у сполуці;
- 2) визначити окисник і відновник у реакції відповідно до ступеня окиснення елемента, положення елемента в періодичній системі та типових хімічних властивостей сполуки;;
- 3) скласти схеми перерозподілу електронів для окисно-відновних реакцій;
- 4) підбирати та розставити коефіцієнти в реакціях зі зміною ступеня окислення елементів.

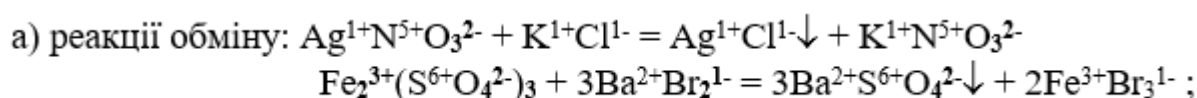
*Про що треба мати уявлення:*

- 1) Як використовувати метод напівреакцій для окисно-відновних реакцій;
- 2) Як розрахувати електродний потенціал системи за різницею стандартних електродних потенціалів окислювача і відновника для визначення напрямку окисно-відновної реакції.

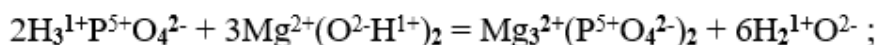
#### Характерні ознаки реакцій окислення-відновлення

Усі хімічні реакції можна поділити на два типи:

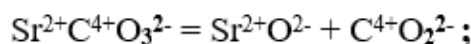
1. Реакція, що відбувається без зміни ступеня окиснення елементів, в складі реагуючих речовин. До них відносяться:



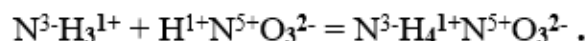
б) реакції нейтралізації:  $\text{Ca}^{2+}(\text{O}^{2-}\text{H}^{1+})_2 + 2\text{H}^{1+}\text{N}^{5+}\text{O}_3^{2-} = \text{Ca}^{2+}(\text{N}^{5+}\text{O}_3^{2-})_2 + 2\text{H}_2^{1+}\text{O}^{2-}$



в) деякі реакції розкладу:  $\text{Hg}^{2+}(\text{O}^{2-}\text{H}^{1+})_2 = \text{Hg}^{2+}\text{O}^{2-} + \text{H}_2^{1+}\text{O}^{2-}$

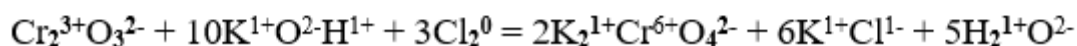
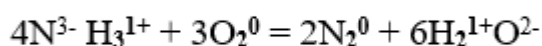
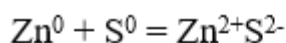


г) деякі реакції сполучення:  $\text{H}_2^{1+}\text{O}^{2-} + \text{S}^{6+}\text{O}_3^{2-} = \text{H}_2^{1+}\text{S}^{6+}\text{O}_4^{2-}$



2. Реакції, які супроводжуються зміною ступеня окислення елементів у складі реагуючих речовин.

Цей тип реакцій має назву *окисно-відновних*:



Згідно з сучасними уявленнями, зміни ступеня окиснення пов'язані з «рухом» електронів, тобто окисно-відновні реакції - це реакції, під час яких електрони «переходять» від одних атомів, молекул або іонів до інших атомів, молекул або (насправді має місце зміщення електронної густини, а не «перехід» електронів).

#### Загальні поняття про процеси окислення та відновлення

Назва процесу «окислення» походить від латинської назви кисню (оксігеніум), що використовується в реакції горіння, поєднання елемента та кисню. Одним з основних понять окисно-відновного процесу є *ступінь окислення*, під яким розуміють умовний заряд атому або йону елемента, вирахований, виходячи з припущення, що всі зв'язки в молекулах є ідеально йонними, тобто здійснені за рахунок повної передачі електронів від одного атома до іншого. Ця величина носить формальний характер, характеризує арифметичний підхід до оцінки хімічних явищ і у більшості випадків не відповідає істинним значенням зарядів атомів. Існує три можливі види ступенів окислення елементів: мінімальний ступінь окислення, максимальний ступінь окислення і проміжний ступінь окислення (див. Додаток 5).

*Мінімальний ступінь окислення* (негативний заряд) характерний для неметалів і чисельно дорівнює кількості електронів, необхідних електронейт-

ральному атому до завершення його зовнішнього енергетичного рівня, тобто  $8 - N$ , де  $N$  - номер групи елементів головних підгруп.

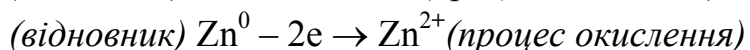
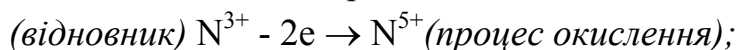
*Максимальний ступінь окислення* чисельно дорівнює числу електронів, які електронейтральний атому збудженому стані може віддати із зовнішнього енергетичного рівня. Зазвичай його абсолютне значення дорівнює номеру групи елемента.

*Проміжні ступені окислення* елементів розташовані в ряду між максимальним і мінімальним значеннями.

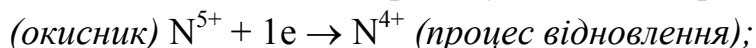
Наприклад, для Нітрогену елементу головної підгрупі V групи, мінімальний ступінь окислення 3-, максимальний - 5+, а проміжні можуть бути 2-, 1-, 1/3-, 0, 1+, 2+, 3+, та 4+.

*Окисно-відновні реакції* завжди складаються із двох взаємозв'язаних процесів:

1) *окислення* - це віддача електронів атомом або іоном, у результаті чого їхній негативний заряд зменшується або позитивний заряд зростає. Між тим, елемент, який віддає електрони, називається *відновником*:



2) *відновлення* - це приєднання електронів до атома чи іона, що супроводжується зменшенням їх позитивного заряду чи зростанням негативного. Між тим, елемент, до якого приєднуються електрони, називається *окисником*:



#### Типові окисники та відновники

Окисно-відновні властивості елемента залежать від його атомної будови (положення в Періодичній системі), валентного стану в молекулі речовини (ступеня окислення), складу реакційного середовища і особливо від рН суміші.

Окисні чи відновні властивості хімічних речовин (елементів) іноді можна оцінити однозначно.

Наприклад: 1) атом металу в елементарному стані завжди є тільки відновником:  $\text{(відновник)} \text{Ca}^0 - 2e \rightarrow \text{Ca}^{2+}$ ; 2) атоми неметалів з нижчим ступенем окислення (*мінімальним*) у сполуках є лише відновниками:  $\text{(відновник)} \text{N}^{3-} - 3e \rightarrow \text{N}^0$ .

В даному випадку це пояснюється тим, що мінімальний ступінь окислення означає такий стан атома (утворення заряджених іонів), коли його зовнішній енергетичний рівень (8 електронів) завершується за рахунок приєднання «чужих» електронів. Тому неможливо більше прийняти електрони, а є лише здатність віддавати електрони, тобти діяти як відновник;

3) атоми неметалів з максимальним ступенем окислення у сполуках – тільки окисники: (окисник)  $S^{6+} + 2e \rightarrow S^{4+}$ .

В цьому випадку максимальний ступінь окислення елемента характеризує такий стан атому, коли він віддав вже всі електрони із зовнішнього енергетичного рівня іншим атомам молекули, і, отже, не може більше віддавати (немає змоги бути відновником), а можна тільки приймати електрони, тобто виступати окисником.

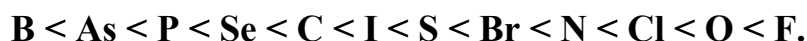
В інших випадках окисно-відновні властивості реагентів (атомів, іонів, молекул) оцінюють якісно або напівякісно шляхом порівняння властивостей реагентів з урахуванням таких закономірностей:

1) взагалі, чим більше електронів на зовнішньому енергетичному рівні у атома і чим ближче розміщені до ядра, тим сильніша окиснювальна здатність елемента в реакції;

2) у межах періоду із збільшенням порядкового номеру елементів їх відновні властивості зменшуються, а окислювальні – посилюються. Отже, найсильнішими відновниками є лужні метали та лужноземельні метали, що розпочинають періоди, а найсильнішими окисниками — атоми галогенів, кисень, сульфур;

3) відновні властивості елементів зростають зверху вниз у межах головних підгруп, а часто навпаки в побічних підгрупах;

4) окислювальна здатність елемента зростає з його електронегативністю. Отже, для неметалів можна скласти ряд зростання їх окисної активності:



У таблиці 4 наведено приклади типових окислювачів і відновників у реакціях. Крім того, виходячи з будови атомів хімічних елементів, можна визначити всі характерні ступені їх окислення і, порівнюючи їх, передбачити окисно-відновні властивості елемента в цій чи іншій сполуці.

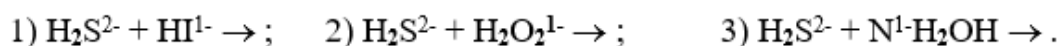
**Таблиця 4. Приклади типових окисників та відновників**

Переважаюча функція елемента в ОВ-реакції	Типи атомів, молекул чи іонів	Характерні ознаки, що зумовлюють виконання функції елемента в ОВ-реакції
Окисник	Більшість неметалів у елементному стані: $F_2$ , $Cl_2$ , $Br_2$ , $J_2$ , $S$ , $N_2$ , $O_2$	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 5-7 електронів, висока спорідненість до електрону, вищі значення електронегативності елемента
Окисник	$KMnO_4$ , $K_2Cr_2O_7$ , $NaNO_3$ , $PbO_2$ , $NaBiO_3$ , $HClO_4$ , $H_2SO_{4(конц.)}$ , $HNO_{3(конц. \text{ і розв.})}$	Молекули та іони, що містять атоми металів або неметалів з <i>максимальним</i> ступенем окислення, в т.ч. і типові кислоти-окисники

Окисник	$\text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Tl}^{3+}, \text{Tl}^+, \text{Co}^{2+}$	Іони металів, як правило, з максимальним ступенем окиснення або проміжним
Відновник	Всі метали у елементному стані: Na, Li, Mg, Zn, Fe, Hg, Mn	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-2 електронів, низька спорідненість до електрону, невисокі значення електронегативності елемента
Відновник	Деякі неметали у елементному стані або їх сполуки: $\text{H}_2, \text{C}, \text{P}, \text{B}, \text{CO}, \text{NO}, \text{P}_2\text{O}_3, \text{HNO}_2, \text{SO}_2$	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-5 електронів, <i>проміжний</i> ступінь окиснення атому в сполуці, наявність в реакції сильнішого окисника
Відновник	$\text{LiH}, \text{HJ}, \text{HBr}, \text{HCl}, \text{H}_2\text{S}, \text{NH}_3, \text{PH}_3$	Сполуки, що містять атоми неметалів з <i>мінімальними</i> ступенями окиснення (негативними зарядами)

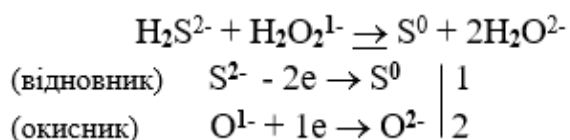
Розглянемо ці положення на таких прикладах.

*Приклад 1.* Порівнюючи ступені окиснення, зробити висновки про принципову можливість протікання таких реакцій:



Ми визначили ступінь окиснення кожного елемента в трьох реакціях і порівняли їх окисно-відновні властивості. У першому випадку сірка і йод мають найнижчий (мінімальний) ступінь окиснення, тому ці два елементи можуть проявляти лише відновні властивості, і ніяка реакція між цими речовинами неможлива.

Порівнюючи ступені окиснення елементів у другому випадку, можна зробити наступні висновки: сульфур у складі сірководню може бути лише відновником (найнижчий ступінь окиснення 2-); кисень у складі гідроген пероксиду має ступінь окиснення 1- (проміжне положення), що дозволяє йому віддавати або приєднувати 1 електрон, таким чином функціонуючи як відновник або окислювач. Отже, коли пероксид водню взаємодіє з сірководнем, він буде проявляти властивості окислювача, і реакція повинна протікати за таким рівнянням:



### Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій

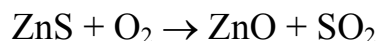
Найпоширенішими методами складання рівнянь окислювально-відновних реакцій (прогноз продуктів та підбір коефіцієнтів) є: 1) *метод електронного балансу* та 2) *іонно-електронний метод* або *метод півреакцій*.

Оволодіння процесом складання рівнянь окисно-відновних реакцій *методом електронного балансу* передбачає два етапи: 1) реакції, в яких відомі

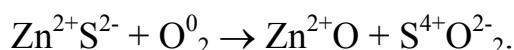
хімічні формули всіх речовин до та після взаємодії; 2) реакції, в яких відомими є лише вихідні речовини, а продукти потрібно визначати, спрогнозувати тощо.

1. При складанні рівняння окислювально-відновної реакції, у якому відомі хімічні формули речовин до і після взаємодії, ключовим моментом є правильне визначення величин ступенів окислення елементів, складання схем півреакцій процесів окислення і відновлення (*схема перерозподілу електронів*), розрахунок коефіцієнтів півреакцій за методом електронного балансу і розстановка коефіцієнтів у рівнянні реакції.

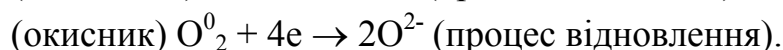
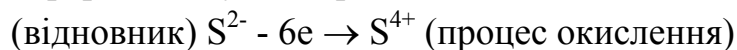
*Приклад 2.* Під час обпалювання цинк сульфід у схемі реакції має вигляд:



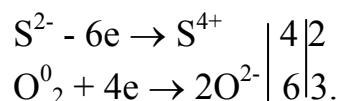
або



Тобто під час реакції змінюються ступені окиснення атомів сульфуру та кисню, які і представляють півреакції процесів окислення та відновлення у схемі перерозподілу електронів:



Далі складається електронний баланс, виходячи з того, що кількість відданих і прийнятих електронів має бути однаковою. При цьому кількість електронів коригується коефіцієнтами, що розраховуються за принципом спільного знаменника для двох чисел (кількість електронів у півреакціях):



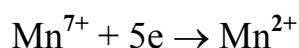
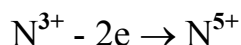
Коефіцієнт 2 відноситься до атомів сульфуру до і після реакції, а коефіцієнт 3 до атомів кисню і з них починають процес урівнювання елементів, а потім коефіцієнти підбираються для атомів металів, гідрогену, якщо вони є в реакції:  $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ .

Іноді в реакції можуть брати участь молекули трьох речовин, і в результаті реакції утворюються молекули трьох або чотирьох нових речовин.

*Приклад 3.* Записуємо молекулярну схему реакції

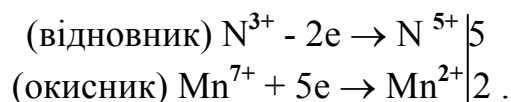


У цій реакції змінюють ступінь окислення нітроген і манган. До реакції ступінь окислення нітрогену був 3+, а після реакції його ступінь окислення підвищився до 5+. Ступінь окислення мангану в молекулі калій перманганату 7+, який після реакції стає 2+. Складемо для нітрогену і мангану схеми електронних переходів:

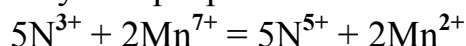




Складемо електронний баланс:



Найменше спільне кратне між кількістю електронів, відданих відновником (2) і кількістю електронів, що прийняв окислювач (5), дорівнює 10. Поділимо 10 на 2 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для нітрогену (5). Розділіть 10 на 5, щоб одержати коефіцієнти в електронному балансі для мангану (2). Враховуючи розрахований множник, отримуємо:

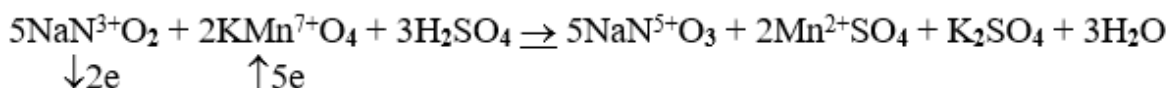


Переносимо коефіцієнти, визначені електронним балансом, у схему реакції:  $5\text{NaNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{NaNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Зрівнявши кількість аніонів  $\text{SO}_4^{2-}$  і атомів гідрогену зліва та справа, перевіряємо кількість атомів кисню в лівій та правій частині, і, переконавшись, що вони рівні, замінюємо стрілки між лівою і правою частинами на знак рівності, щоб перетворити схему реакції в рівняння:



Існує інший спосіб запису електронного балансу:



Стрілка вниз вказує на те, що нітроген (ступінь окислення 3+) в молекулі  $\text{NaNO}_2$  втрачає два електрони під час реакції та діє як відновник. Навпаки, стрілка, яка спрямована вгору до молекули  $\text{KMnO}_4$ , вказує, що манган (ступінь окислення 7+) під час реакції прийняв 5 електронів, тобто є окислювачем. Цей метод менш інформативний, ніж «класичний» методом електронного балансу і може бути рекомендований за наявності великого досвіду та практики складання окисно-відновних реакцій.

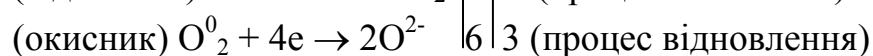
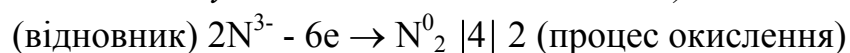
2. Якщо в рівняннях не вказані продукти окисно-відновних реакцій, їх можна з певною достовірністю передбачити, враховуючи аналогію з раніше вивченими закономірностями зміни властивостей елементів, речовин тощо. Проте ви повинні завжди дотримуватися наведених нижче порад:

- 1) визначте ступені окислення всіх атомів у складі реагентів;
- 2) порівняйте ступінь окиснення, положення елемента в Періодичній системі (значення електронегативності) для визначення найімовірнішого елемента-окисника та елемента-відновника;
- 3) складіть схеми півреакцій окислення та відновлення, дотримуючись таких порад:

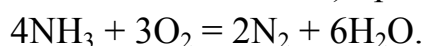
- а) елементи-окисники характеризуються прагненням прийняти якомога більше електронів;
- б) відновники – віддають якомога менше електронів;
- в) в обох випадках віддача і приєднання електронів повинні призвести до утворення найбільш хімічно інертних продуктів один відносно одного;
- 4) розрахуйте коефіцієнти схеми перерозподілу електронів (скласти електронний баланс);
- 5) За балансом перерозподілу електронів запишіть у рівняння реакції продукт відновлення окисника та продукт окислення відновника, а потім речовини, утворені елементами, які не змінюють ступені окислення;
- 6) відповідно до електронного балансу розставте у рівнянні реакції коефіцієнти, дотримуючись порядку:
- ✓ окисник – продукт відновлення;
  - ✓ відновник – продукт окислення;
  - ✓ атоми металів, кислотні залишки і гідроксильні групи, де ступінь окиснення елемента не змінилася;
  - ✓ атоми гідрогену;
  - ✓ атоми кисню.

*Приклад 4.*  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$

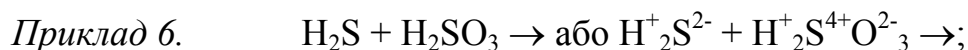
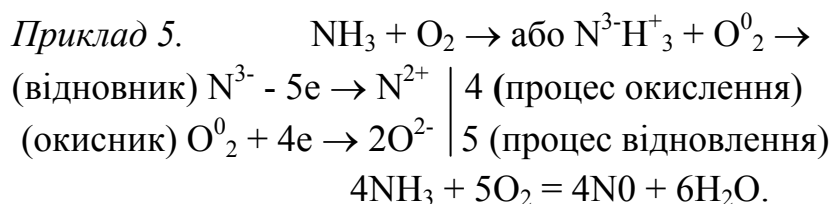
- Визначаємо ступені окислення елементів:  $\text{N}^3\text{-H}^+ + \text{O}^0 \rightarrow$ ;
- Аналізуючи елементи за ступенями окислення, робимо висновок:  $\text{N}^3\text{-}$  може бути лише відновником (*найнижчий ступінь окислення*),  $\text{H}^+$  - лише окисником (*найвищий*), а  $\text{O}^0$  – і окисником і відновником (*проміжний*). Порівнюючи електронегативності елементів (положення у Періодичній таблиці) визначаємо, що окисник -  $\text{O}^0$ , а відновник –  $\text{N}^3\text{-}$ ;
- Записуємо схему перерозподілу електронів, враховуючи, що  $\text{O}^0$  (6 група, 6 електронів на зовнішньому енергетичному рівні в елементному стані) може прийняти 2 електрони до завершення зовнішнього енергетичного рівня, а  $\text{N}^3\text{-}$  (в цьому стані 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні) теоретично може послідовно віддавати 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 і 8 електронів, при цьому перетворюючись відповідно у  $\text{N}^{2-}$ ,  $\text{N}^{1-}$ ,  $\text{N}^0$ ,  $\text{N}^{1+}$ ,  $\text{N}^{2+}$ ,  $\text{N}^{3+}$ ,  $\text{N}^{4+}$ ,  $\text{N}^{5+}$ . У той же час найбільш хімічно інертний до кисню і гідрогену  $\text{N}^0$  (складова частина повітря, яка в звичайних умовах з киснем не взаємодіє).



- Відповідно до схеми перерозподілу електронів записуємо у рівняння реакції продукти ( $\text{N}^0_2$  та  $\text{H}_2\text{O}$  як об'єднання  $\text{O}^{2-}$  та  $\text{H}^+$ ) і розставляємо коефіцієнти:

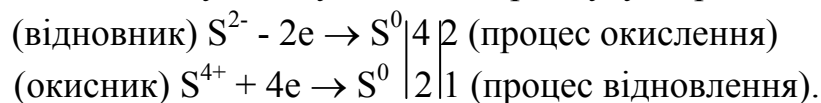


В особливих умовах (наявність каталізатора) відновлення  $N^{3-}$  іде глибше до  $N^{2+}$ .



*Мінімальний* ступінь окислення мають  $O^{2-}$  та  $S^{2-}$  і тому можуть бути лише відновниками, *максимальний* -  $H^+$  і він може діяти як окисник, *проміжний* ступінь окислення у  $S^{4+}$  - може бути як окисником, так і відновником. Відповідно до значень електронегативності Н (2,1), О (3,5), S (2,5) відновник –  $S^{2-}$ , а окисник –  $S^{4+}$ , а тому: (відновник)  $S^{2-} - ne \rightarrow$   
 (окисник)  $S^{4+} + xe \rightarrow$ .

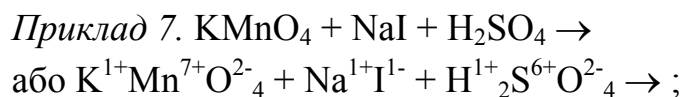
Відповідно до електронної будови зовнішнього енергетичного рівня атома сульфуру у незбудженому та збуджених станах можна передбачити для нього можливі ступені окислення такі як  $S^{2-}$ ,  $S^0$ ,  $S^{2+}$ ,  $S^{4+}$ ,  $S^{6+}$ . Між тим найбільш хімічно стійким є сульфур зі ступенем окислення нуль. Отже, процеси окислення і відновлення відбуватимуться в напрямку утворення  $S^0$  за такою схемою:



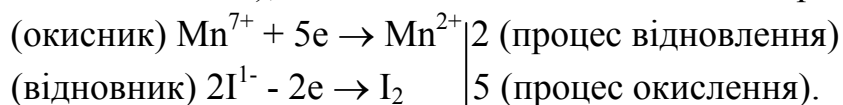
За схемою перерозподілу електронів запишемо продукти реакції і розставимо коефіцієнти:  $2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O$ .

*Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення*

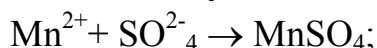
В окисно-відновних реакціях існує група процесів, у яких склад окиснених або відновлених продуктів залежить від середовища, в якому вони відбуваються. Прикладом такого процесу може бути участь у реакції  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$  (табл. 5).



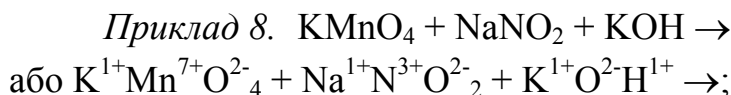
У цій реакції  $H_2SO_4$  визначає кисле середовище, до складу якого входять елементи, які не беруть участь у перерозподілі електронів. Окисником є  $Mn^7$ , який у кислому середовищі приймає 7 електронів (табл. 5), а відновником –  $I^{1-}$  (мінімальний ступінь окиснення), який віддасть не менше 1 електрона:



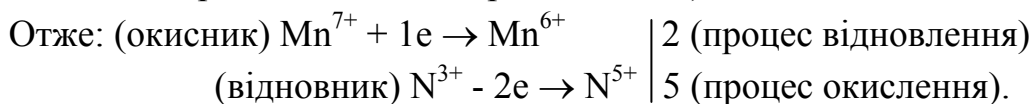
Продукти відновлення або окислення (іони) і атоми, що не змінюють ступеня окислення, умовно з'єднуються з іонами речовини-середовища, утворюючи молекули:



Отже, загальне рівняння реакції з продуктами і коефіцієнтами матиме такий вигляд:



KOH визначає лужне середовище реакції і іони, що входять до його складу, не беруть участі в перерозподілі електронів, а використовуються лише для утворення молекул продуктів реакції. Окисником є  $\text{Mn}^{7+}$ , який у лужному середовищі приймає 1 електрон (табл. 5), а відновником може бути лише  $\text{N}^{3+}$  (за наявністю двох електронів на зовнішньому енергетичному рівні та за показником електронегативності порівняно з  $\text{O}^{2-}$ ).

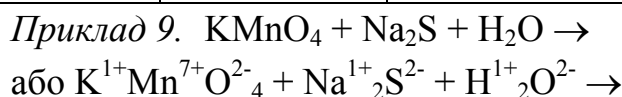


Реакція закінчується перетворенням  $\text{KMn}^{7+}\text{O}_4$  на  $\text{K}_2\text{Mn}^{6+}\text{O}_4$  та  $\text{NaN}^{3+}\text{O}_2$  на  $\text{NaN}^{5+}\text{O}_3$ :  $2\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + 2\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$

**Таблиця 5.** Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

Сполука та її функція в ОВ-реакції	Реакційне середовище	Схема півреакції	Типові продукти
Окисник: $\text{KMnO}_4$	Кисле ( $\text{H}^+$ , $\text{pH} < 7$ )	$\text{Mn}^{7+} + 5\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	Солі $\text{Mn}^{2+}$ та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $\text{KMnO}_4$	Лужне ( $\text{OH}^-$ , $\text{pH} > 7$ )	$\text{Mn}^{7+} + 1\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{6+}$	Солі марганцевистої кислоти ( $\text{H}_2\text{MnO}_4$ ) і лугу, що визначає середовище
Окисник: $\text{KMnO}_4$	Нейтральне ( $\text{H}_2\text{O}$ )	$\text{Mn}^{7+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{4+}$	$\text{MnO}_2$
Окисник: $\text{MnO}_2$	Кисле ( $\text{H}^+$ , $\text{pH} < 7$ )	$\text{Mn}^{4+} + 2\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+}$	Солі $\text{Mn}^{2+}$ та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Кисле ( $\text{H}^+$ , $\text{pH} < 7$ )	$\text{Cr}^{6+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Cr}^{3+}$	Солі $\text{Cr}^{3+}$ та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $\text{H}_2\text{O}_2$	Кисле ( $\text{H}^+$ , $\text{pH} < 7$ )	$\text{O}^{1-} + 1\text{e} \rightarrow \text{O}^{2-}$	$\text{H}_2\text{O}$

Відновник: сполуки Cr <sup>3+</sup>	Лужне (ОН <sup>-</sup> , рН > 7)	Cr <sup>3+</sup> - 3e → Cr <sup>6+</sup>	Солі хромової кислоти (H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> ) та лугу, що визначає середовище
Відновник: Амфотерні метали в елементному стані Zn, Al, Be	Лужне (ОН <sup>-</sup> , рН > 7)	Zn <sup>0</sup> - 2e → Zn <sup>2+</sup> Al <sup>0</sup> - 3e → Al <sup>3+</sup> Be <sup>0</sup> - 2e → Be <sup>2+</sup>	Солі лугу з аніоном [Zn(OH) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup> Солі лугу з аніоном [Al(OH) <sub>6</sub> ] <sup>3-</sup> Солі лугу з аніоном [Be(OH) <sub>4</sub> ] <sup>2-</sup>



H<sub>2</sub>O визначає нейтральне середовище реакції і іони, що входять до її складу, не беруть участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для утворення молекул продуктів взаємодії реагентів. Окисником є Mn<sup>7+</sup>, який приймає 3 електрони в нейтральному середовищі, а відновником може бути тільки S<sup>2-</sup> (мінімальний ступінь окислення).

Тоді : (окисник)  $\text{Mn}^{7+} + 3\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{4+} \cdot 2$  (процес відновлення)  
(відновник)  $\text{S}^{2-} - 2\text{e} \rightarrow \text{S}^0 \cdot 3$  (процес окислення).

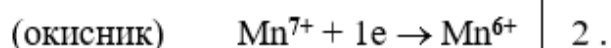
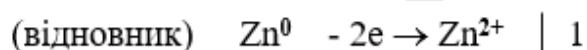
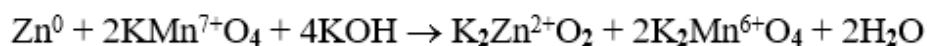
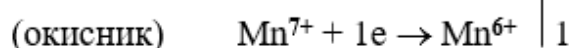
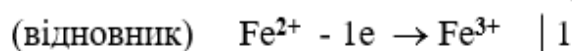
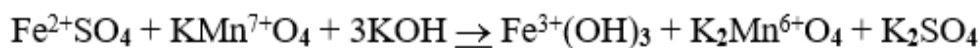
Наприкінці реакції KMn<sup>7+</sup>O<sub>4</sub> перетворюється на Mn<sup>4+</sup>O<sub>2</sub>, а іони K<sup>1+</sup> і Na<sup>1+</sup> об'єднуються з йонами гідрогену та кисню, утворюючи відповідні гідроксиди:



Найчастіше для створення кислого середовища в розчині використовують сірчану кислоту. Не можна використовувати нітратну кислоту, оскільки вона є окисником, а соляна кислота – відновником. Для досягнення в лужного середовища розчинах використовують гідроксид натрію або калію.

Якщо метал або його сіль виконує роль відновника в лужному середовищі, можливе утворення осаду малорозчинного гідроксиду або солей кислот відповідного амфотерного металу.

*Приклад 10:*



Деякі окисно-відновні реакції є оборотними.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій, які враховують середовище, необхідно дотримуватися таких правил:

1. Якщо в продукт реакції містять більше кисню, ніж вихідні компоненти, то поповнення кисню у кислих і нейтральних розчинах відбувається за рахунок води, а в лужних розчинах за рахунок  $\text{OH}^-$ -групи;

2. У кислому або нейтральному середовищі метали із ступенями окислення  $1+$ ,  $2+$ ,  $3+$  утворюють солі з кислотними залишками;

3. У лужному середовищі в осаді знаходяться іони металів з утворенням нерозчинних гідроксидів;

4. Амфотерні елементи утворюють солі в лужних середовищах і входять до складу аніонів ( $\text{K}_3\text{AlO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$  тощо).

### ***Питання для самопідготовки***

1. Чим відрізняються поняття "ступінь окислення елемента" і "валентність"?
2. Визначити ступінь окислення:
  - а) нітрогену у сполуках  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{N}_2\text{H}_4$ ;  $\text{NH}_2\text{OH}$ ;  $\text{HN}_3$ ;  $\text{N}_2$ ;  $\text{N}_2\text{O}$ ;  $\text{NO}$ ;  $\text{N}_2\text{O}_5$ ;  $\text{HNO}_2$ ;  $\text{HNO}_3$ ;
  - б) сульфуру в сполуках  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{S}$ ;  $\text{SO}$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ;
  - в) йоду в сполуках  $\text{PI}_3$ ;  $\text{I}_2$ ;  $\text{HI}$ ;  $\text{KIO}_3$ ;  $\text{I}_2\text{O}_5$ ;
  - г) фосфору в сполуках  $\text{PH}_3$ ;  $\text{KH}_2\text{PO}_2$ ;  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ;  $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$ ;
  - д) мангану в сполуках  $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$ ;  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ;  $\text{BaMnO}_4$ ;  $\text{NH}_4\text{MnO}_4$ .
3. Дати визначення понять "відновник", "окисник", "процес відновлення", "процес окислення".
4. Як змінюється ступінь окиснення елемента, де:
  - а) елемент зазнав окислення (є відновником);
  - б) елемент є окисником (відновився)?
5. Вказати найсильніші окисники та відновники у II, III, IV, V періодах періодичної системи хімічних елементів.
6. У якому ступені окиснення повинен перебувати елемент, щоб одночасно бути окисником і відновником (наприклад, S, N, P, Cr, Cl, Pb)?
7. Яка з наведених сполук має такі властивості:
  - а) окисника;
  - б) відновника;
  - в) є як окислювачем, так і відновником (подвійна функція):  
 $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;  $\text{CrO}_3$ ;  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?
8. Визначте ступінь окиснення атомів елементів у молекулах таких сполук:
  - 1)  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ .
  - 2)  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$
  - 3)  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_2\text{OH}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{HNO}_2$

- 4)  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{FeS}_2$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$
- 5)  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
- 6)  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ ,  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{NaClO}_2$ ,  $\text{KCl}$
- 7)  $\text{CrO}$ ,  $\text{K}_3\text{CrO}_3$ ,  $\text{NaCrO}_2$ ,  $\text{BaCrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

9. Розставте коефіцієнти у рівняннях реакцій методом електронного балансу.

Укажіть, яка речовина є відновником, а яка – окисником:

- 1)  $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 2)  $\text{K}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 3)  $\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$
- 4)  $\text{HI} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 5)  $\text{Ag} + \text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- 6)  $\text{B} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NO}_2$
- 7)  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$
- 8)  $\text{PbO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{HMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 9)  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 10)  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$
- 11)  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 12)  $\text{KCrO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 13)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 14)  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$
- 15)  $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Ca}(\text{OCl})_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 16)  $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$
- 17)  $\text{KClO} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl}$
- 18)  $\text{H}_3\text{PO}_3 \rightarrow \text{PH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4$
- 19)  $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
- 20)  $\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

10. Визначте продукти реакції, складіть схему електронного балансу, позначте відновник і окисник та зрівняйте реакцію:

- 1)  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 2)  $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 3)  $\text{HNO}_3 \rightarrow$
- 4)  $\text{HClO}_4 \rightarrow$
- 5)  $\text{KBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 6)  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$
- 7)  $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 8)  $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 9)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 10)  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 11)  $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ .

## Вправи і досліді до виконання лабораторної роботи №7.2

### Окисно-відновні реакції

**Дослід 1.** Вплив реакції середовища на окисно-відновні процеси.

У три пробірки внесіть 3 краплі розчину  $\text{KMnO}_4$ . До першого розчину додайте 2 краплі розчину сульфатної кислоти, до другого – 4 краплі дистильованої води, до третього – 3 краплі розчину лугу ( $\text{NaOH}$  або  $\text{KOH}$ ). Чи зміниться колір розчину  $\text{KMnO}_4$ ? Потім додайте трохи твердих кристалів натрій або калій сульфіту (на кінчику шпателя) у кожну пробірку. Що відбувається в кожній пробірці? Запишіть рівняння реакцій, складіть схеми перерозподілу електронів, вказавши відновник та окисник:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Mn}^{7+} + e \rightarrow$ $\text{S}^{4+} - e \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 2.** Окисно-відновні властивості сполук хрому.

У пробірку внесіть 3 краплі розчину калій біхромату  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , додайте 3 краплі розчину сульфатної кислоти і додайте трохи твердих кристалів калій або натрій сульфіту (на кінчику шпателя). Зверніть увагу на зміну кольору розчину. Запишіть рівняння та складіть схему перерозподілу електронів, вказавши відновник та окисник:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

У другу пробірку внесіть 2 краплі розчину лугу ( $\text{NaOH}$  або  $\text{KOH}$ ) і по краплях додайте розчин хром(III) сульфату до утворення осаду. Зверніть увагу на колір осаду. Знову додайте розчин лугу ( $\text{KOH}$  чи  $\text{NaOH}$ ) до повного розчинення осаду, потім додайте 4 краплі 10%-ного розчину гідроген пероксиду  $\text{H}_2\text{O}_2$  і нагрійте суміш на водяній бані впродовж 2-3 хвилини. Як змінюється колір розчину? Складіть рівняння реакції, що відповідає перетворенню  $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ . Запишіть рівняння та складіть схему перерозподілу електронів, вказавши відновник та окисник:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{KOH} \rightarrow$ $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KOH} \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	



**Дослід 3.** Відновні властивості йонів металів з нижчим ступенем окиснення.

У пробірці до 3 крапель розчину амоній роданіду  $\text{NH}_4\text{SCN}$  додайте 2 краплі розчину ферум(III) хлориду чи сульфату. Зверніть увагу на колір утвореного розчину. Потім по краплях додавайте розчин станум(II) хлориду до повної зміни кольору. Запишіть рівняння та складіть схему перерозподілу електронів, вказавши відновник та окисник:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{NH}_4\text{SCN} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 4.** Окислювально-відновні реакції диспропорціонування або дисмутації

Внесіть у пробірку 5 крапель 10% розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$  і щільно закрийте пробірку пробкою. За допомогою тліючої скіпки покажіть, що гідроген пероксид при цих умовах не розкладається. Потім внесіть у пробірку на кінці шпателью манган диоксид, який виконує роль каталізатора (2-3 крихти). І знову внести тліючу скіпку. Чому скіпка загорілася? Запишіть рівняння та складіть схему перерозподілу електронів, вказавши відновник та окисник:

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 5.** Окислювальні властивості галогенів

У пробірку внесіть 5 крапель сірководневої води (розчин  $\text{H}_2\text{S}$  у воді) і додайте 4 краплі йодної води (розчин  $\text{I}_2$  у воді). Чому розчин йоду змінює колір і утворюється осад сірки? Запишіть рівняння та складіть схему перерозподілу електронів, вказавши відновник та окисник:

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 6.** Окислення йонів  $\Gamma$  йонами  $\text{Fe}^{3+}$

У пробірку налити 6 крапель розчину  $\text{FeCl}_3$ , додати 4 краплі безбарвного розчину  $\text{KI}$ . Суміш розвести 15-20 краплями дистильованої води, потім влити 1-2 краплі розчину крохмалю. Поява синього кольору свідчить про утворення вільного йоду в розчині. Як це пояснити? Напишіть рівняння та складіть схему перерозподілу електронів, вказавши відновник та окисник

## **Тема лабораторної роботи 8.**

### **Правила складання формул координаційних сполук, рівнянь з їх участю та вивчення властивостей**

**Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.**

*Що треба знати:*

- 1) типи хімічних зв'язків у молекулах простих і складних речовин: йонний, ковалентний полярний і ковалентний неполярний;
- 2) утворення ковалентного зв'язку донорно-акцепторним механізмом;
- 3) типові донори та акцептори електронних пар та характеристики їх електронної структури;
- 4) основні закономірності будови координаційних (комплексних) сполук;
- 5) координаційні числа найпоширеніших комплексоутворювачів.

*Що треба вміти:*

- 1) визначити внутрішню сферу, ступінь окиснення та можливе координаційне число комплексоутворювача за характеристиками електронної будови елементів;
- 2) розраховувати заряд комплексних йонів;
- 3) складати рівняння найпростіших реакцій утворення комплексних сполук із лігандами  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NO}_2$  та комплексоутворювачами  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$  та інші.
- 4) складати рівняння дисоціації комплексних сполук у розчинах;
- 5) називати комплексні сполуки.

*Про що треба мати уявлення:*

- 1) ізомерія комплексних сполук;
- 2) константи стійкості і нестійкості комплексних йонів;
- 3) характеристика деяких типових біологічно активних сполук, таких як хлорофіл, гемоглобін, ферменти та ін.

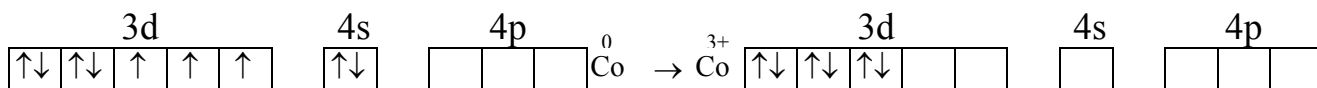
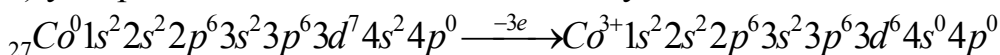
#### **Загальні питання**

Усі неорганічні сполуки можна умовно розділити на дві категорії: 1) сполуки першого порядку; 2) сполуки вищого порядку.

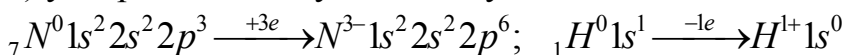
Речовина, у якої ступінь окиснення елемента відповідає його передбачуваній валентності або числу хімічних зв'язків, утворених у молекулі ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{AgCl}$  тощо), називається простою сполукою. Речовини, в яких елементи проявляють додаткові валентні зв'язки порівняно зі своїми ступенями окиснення, вважаються сполуками вищого порядку, відомі як координаційні сполуки або комплекси.

Прості сполуки здебільшого побудовані з іонних, ковалентних полярних або ковалентних неполярних зв'язків. Навпаки, у комплексних сполуках на основі донорно-акцепторних взаємодій утворюються додаткові ковалентні зв'язки. За допомогою цього зв'язку утворюються комплексні іони. Існує донорно-акцепторна взаємодія між центральним іоном і лігандом, що утворює комплекс. При цьому іони- комплексоутворювачі беруть участь в утворенні цих зв'язків, забезпечуючи вільні орбіталі їх зовнішніх або передзовнішніх енергетичних рівнів, тоді як ліганди беруть участь в утворенні цих зв'язків, надаючи електронну пару одного з атомів. Наприклад, в утворенні комплексного йона  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  можна виділити наступні етапи:

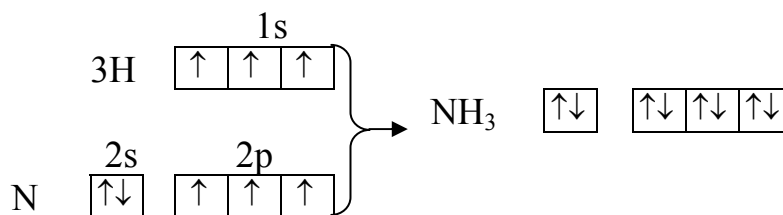
1) утворення іона  $\text{Co}^{3+}$  з атома кобальту



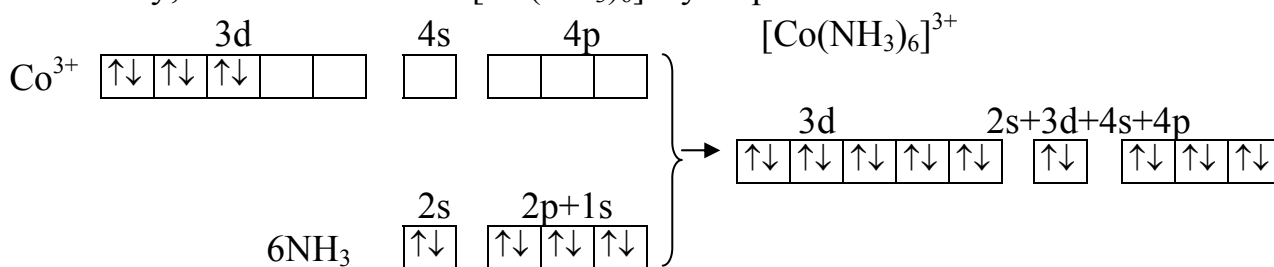
2) утворення молекул амоніаку



або



3) Завдяки шести вільним орбіталям 3d-, 4s- і 4p- підрівнів  $\text{Co}^{3+}$  і спареним 2s-електронам азоту, який входить до складу шести молекул амоніаку, комплексний іон  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  утворюється:

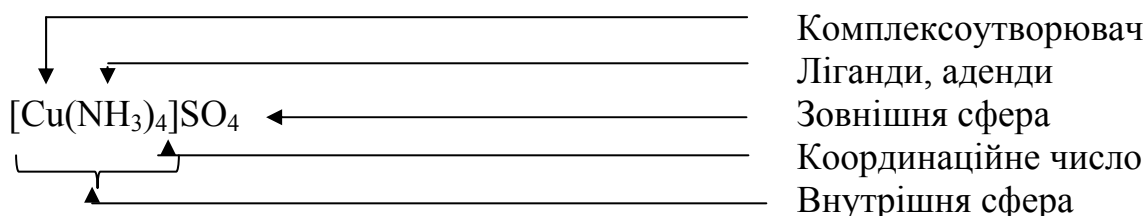


У 1893 році швейцарський хімік Вернер вперше виклав основні принципи утворення комплексних сполук у вигляді координаційної теорії:

- 1) У молекулі будь-якої комплексної сполуки один з іонів займає центральне положення, називається комплексоутворювачем, або центральним іоном;
- 2) Певна кількість протилежно заряджених іонів або нейтральних молекул (так звані ліганди або аденди) розміщені (координовані) навколо центрального іона в безпосередній близькості. Центральний

іон і оточуючі його ліганди утворюють так звану внутрішню координаційну сферу сполуки (комплексний йон);

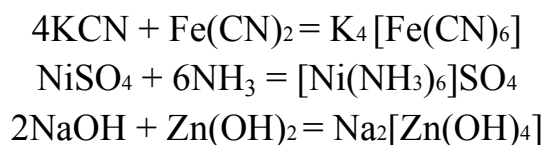
- 3) йони, які знаходяться далеко від центрального іона і компенсують його заряд, утворюють зовнішню координаційну сферу комплексної сполуки;
- 4) число, що вказує кількість лігандів, розміщених навколо комплексоутворювача внутрішньої сфери, називається координаційним.



При складанні молекулярних формул комплексних сполук слід враховувати такі правила:

- 1) Заряд комплексного іона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів комплексного іона і ліганду;
- 2) Загальний заряд іонів, розташованих у зовнішній сфері, дорівнює за величиною і протилежний за знаком заряду внутрішнього координаційного шару. Наприклад, для  $K_4[Fe(CN)_6]$  заряд внутрішньої сфери  $(2+) + (6-) = 4-$ , заряд зовнішньої сфери  $4 \cdot (1+) = 4+$ , заряд усього комплексу є нейтральним  $(4-) + (4+) = 0$ .

Здатність до комплексоутворення найчастіше проявляється у багатозарядних іонів важких металів з 18-електронною або перехідною від 8-ми до 18-електронною зовнішньою конфігурацією, в якій присутні вільні орбіталі. Комплексоутворювачами можуть бути також іони деяких неметалів (табл. 6). Загалом, заряд комплексного іона відповідає заряду даного атома у складі простої сполуки. Отже, процес утворення комплексних сполук можна спростити і представити як складання молекул простих речовин:



Найпоширенішими координаційними числами є 2, 4, 6. За деяким наближенням можна сказати, що координаційне число зазвичай дорівнює подвійному або потрійному заряду іонів, що утворюють комплекс (див. табл. 6).

Координаційна здатність ліганду залежить від атома або групи, в якій є неподілена пара електронів, і неподілена пара електронів використовується для з'єднання з центральним атомом. Найпоширенішими донорами електронів є атоми N, O, C, Cl, Br, I.

## *Номенклатура комплексних сполук*

Комплексні сполуки можна розділити на 3 категорії:

1. Катіонні комплекси - комплексні іони позитивно заряджені, наприклад,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$ ;
2. Аніонні комплекси – комплексні іони негативно заряджені, наприклад,  $[\text{K}_2[\text{PtCl}_4]]$ ,  $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$ ;
3. Нейтральні комплекси (внутрішньокмлексні сполуки) - абсолютна величина заряду комплексоутворювача і ліганду дорівнює, наприклад,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ .

З 1963 р. у назвах комплексних сполук використовують раціональну номенклатуру, згідно з якою спочатку називають катіон у називному відмінку, а потім аніон. У назві комплексного йона або молекули вказують всі складові частини: ліганди йонної природи, а потім молекулярної.

Таблиця 6. Характеристика деяких комплексних сполук

Координаційне число	Комплексоутворювач	Комплексні сполуки
2	$\text{Ag}^+$	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,
2	$\text{Au}^+$	$\text{Na}[\text{Au}(\text{CN})_2]$
4	$\text{Cu}^{2+}$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$
4	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{K}_2[\text{HgI}_4]$
4	$\text{B}^{3+}$	$\text{Na}[\text{BF}_4]$
4	$\text{Pt}^{2+}$	$\text{K}_2[\text{PtBr}_4]$
4	$\text{Co}^{2+}$	$\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$
4	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
4	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{K}_2[\text{PbCl}_4]$
6	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
6	$\text{Co}^{3+}$	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
6	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{SCN})_6]$
6	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
6	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

До звичайної латинської назви аніонного ліганду додайте закінчення – **o**:  $\text{F}^-$  – фторо,  $\text{Cl}^-$  – хлоро,  $\text{CN}^-$  – ціано,  $\text{OH}^-$  – гідроксо,  $\text{SO}_3^{2-}$  - сульфїто,  $\text{SCN}^-$  – тїоціанато,  $\text{SO}_4^{2-}$  – сульфато,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  – оксалато,  $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$  – дифосфато і т.д.

У перелїку молекулярних лігандів,  $\text{NH}_3$  позначають словом “амїн”,  $\text{H}_2\text{O}$  – “аква”,  $\text{NO}$  – “нітрозил”,  $\text{CO}$  – “карбонїл”.

Число лігандів позначається грецькою цифрою перед назвою: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта.

Центральний атом називають останнім. Якщо він у складї катїона або молекул, то вкажіть українську назву елемента. Назви комплексних іонів

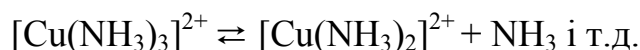
закінчуються на **-ат**, яка додається до латинських назв елементів –комплексоутворювачів, у складі аніону. Якщо комплексоутворювач проявляє декілька ступенів окислення, його ступінь окислення вказується в дужках після його назви. Наприклад:

$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$	- ферум(II) гексаціаноферат(III)
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$	-тетраамінміді(II) сульфат
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	- тетракарбонілнікель(II)
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$	- гексааквахром (III) бромід
$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$	- гексаамінхрому(III) гексаціанокобальтат(III)

У більшості випадків комплексні сполуки є електролітами, які легко дисоціюють на комплексні іони та іони зовнішньої сфери у водному розчині, наприклад,



Як правило, комплексні іони дисоціюють незначною мірою, подібно до слабких електролітів:



### ***Питання для самопідготовки***

1. Визначити в вказаних сполуках ступінь окислення, координаційне число центрального атома та заряд комплексного іона:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$ ,  $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ ,  $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$ ,  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ,  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]$ ,  $[\text{Co}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ .
2. З яких солей можна безпосередньо добути  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  і  $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ ? Написати рівняння реакцій.
3. Напишіть загальну формулу даної речовини як комплексної сполуки:  $2\text{HF} \cdot \text{SiF}_4$ ;  $2\text{KCl} \cdot \text{PbCl}_2$ ;  $\text{NiCl}_2 \cdot 6\text{NH}_3$ ;  $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3$ ;  $\text{Zn}(\text{OH})_2 \cdot \text{Ca}(\text{OH})_2$ ;  $3\text{KNO}_2 \cdot \text{Co}(\text{NO}_2)_3$ ;  $4\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_2$ .
4. Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакцій між поданими речовинами:  $\text{ZnSO}_4$  і  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{FeCl}_3$  і  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{KCl}$  і  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ ,  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$  і  $\text{AgNO}_3$ ;  $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$  і  $\text{KSCN}$ ;  $\text{NaCl}$  і  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ ;  $\text{CuSO}_4$  і  $\text{NH}_3$ .

### ***Вправи і досліди до виконання лабораторної роботи №8.2***

#### ***Комплексні сполуки***

***Дослід 1. Утворення сполук з комплексним катіоном.***

У пробірку з 5 краплями розчину купрум(II) сульфату або купрум(II) хлориду додайте по краплях розчин амоніаку спочатку до випадання в осад

купрум(II) гідроксисульфату, а потім до його повного розчинення з утворенням комплексу  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ . Як змінюється початковий колір розчину? Запишіть рівняння реакції за стадіями процесу взаємодії реагентів:

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 2. Утворення сполук з комплексним аніоном.**

2.1. У пробірку з 5 краплями розчину  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$  додайте по одній краплі розчин  $\text{KI}$  до утворення червоного осаду меркурій(II) йодиду. Продовжуйте додавати розчин  $\text{KI}$  до тих пір, поки осад повністю не розчиниться і не утвориться калій тетраїодмеркурат(II). Запишіть рівняння реакції за стадіями процесу взаємодії реагентів:

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2.2. У пробірку налейте 7 крапель розчину кобальт(II) сульфату або кобальт(II) хлориду. Поступово додавайте кристали  $\text{KNO}_2$  до насичення розчину (на дні пробірки залишається невелика кількість нерозчиненої солі). До суміші по краплях додавайте концентровану оцтову кислоту до утворення жовтого осаду  $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Враховуючи, що азотиста кислота, що виділяється при підкисленні, буде окислювати  $\text{Co}^{2+}$  до  $\text{Co}^{3+}$ , запишіть рівняння реакції за стадіями процесу взаємодії реагентів

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{CoCl}_2 + \text{KNO}_2 \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 3. Комплексні сполуки в реакціях обміну.**

3.1. До 5 крапель будь-якого розчину солі заліза(II) додайте 2 краплі розчину  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Якого кольору утворюється осад? Напишіть молекулярні та йонні рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

3.2. До 5 крапель будь-якого розчину солі купрум(II) додати 2-3 краплі розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Зверніть увагу на колір осаду та складіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

3.3. До 5 крапель розчину солі заліза(III) додати 2 краплі розчину  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Зверніть увагу на колір осаду та складіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

3.4. До 5-ти крапель розчину солі заліза(III) додати 3 краплі розчину KSCN або NH<sub>4</sub>SCN. Зверніть увагу на колір осаду та складіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	



## Тема лабораторної роботи 9.

### Вивчення хіміко-аналітичних властивостей s-катионів Na, K, Mg, Ca, Sr, Ba.

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

- 1) характеристика атомної будови елементів головної підгрупи I і II груп;
- 2) типи хімічного зв'язку у сполуках s-катионів Na, K, Mg, Ca, Sr, Ba;
- 3) формули магній, кальцій, стронцій, барій, натрій і калій та оксидів їх гідроксидів;
- 4) хімічні властивості сполук магнію, кальцію, стронцію, барію, натрію, калію.

*Що треба вміти:*

- 1) складати електронні формули магнію, кальцію, стронцію, барію, натрію і калію;
- 2) складати електронні формули атома і визначати валентність і ступені окислення Mg, Ca, Sr, Ba, Na, K;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості гідроксидів магній, кальцій, стронцій, барій, натрій і калій;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук s-катионів Na, K, Mg, Ca, Sr, Ba;

*Про що треба мати уявлення:*

- 1) значення магнію, кальцію, стронцію і барію як біогенних елементів;
- 2) агробіологічні характеристики іонів Mg, Ca, Sr, Ba, Na, K;

*Загальна характеристика s-елементів.*

До s-елементів входять 14 елементів головних підгруп I і II груп, а загальним для них є забудова в їхніх атомах s-підрівня зовнішнього енергетичного рівня. Електронна конфігурація зовнішньої електронної оболонки

елементів IA-групи і Гідрогену  $ns^1$   $\left( \begin{array}{c} \uparrow \\ \oplus \\ \downarrow \end{array} \right)$ , а елементів IIA-групи та Гелію  $ns^2$

$\left( \begin{array}{c} \uparrow \\ \oplus \\ \downarrow \end{array} \right)$ . Отже, елементи IA-групи (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) мають по одному s-електрону, а елементи IIA-групи (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) – по два електрони, відповідно на зовнішньому енергетичному рівні.

Хімічні властивості s-елементів подібні. Вони легко віддають валентні s-електрони, тобто є сильними відновниками. Проста речовина — типовий метал, який має блиск, високу електро- і теплопровідність, досить активний за хімічними властивостями.

Енергія іонізації s-елемента мала. Тому загалом вони утворюють сполуки з іонними зв'язками. Винятком є лише Гідроген, для якого у сполуки з навіть найбільш електронегативними елементами (наприклад, у  $\text{H}_2\text{O}$ ) характеризуються переважно ковалентними зв'язками. Частково ковалентний характер зв'язку в сполуках у певній мірі має місце у літію, берилію та магнію.

Більшість природних сполук натрію, калію, кальцію, стронцію розчинні у воді та слабких кислотах, а тому йони цих металів мігрують з водних розчинів до організму рослин, тварин та людини.

Водень, натрій, калій, кальцій, магній необхідні всім живим організмам. Цезій і стронцій також слід віднести до біогенних елементів через їх шкідливий вплив на живі організми.

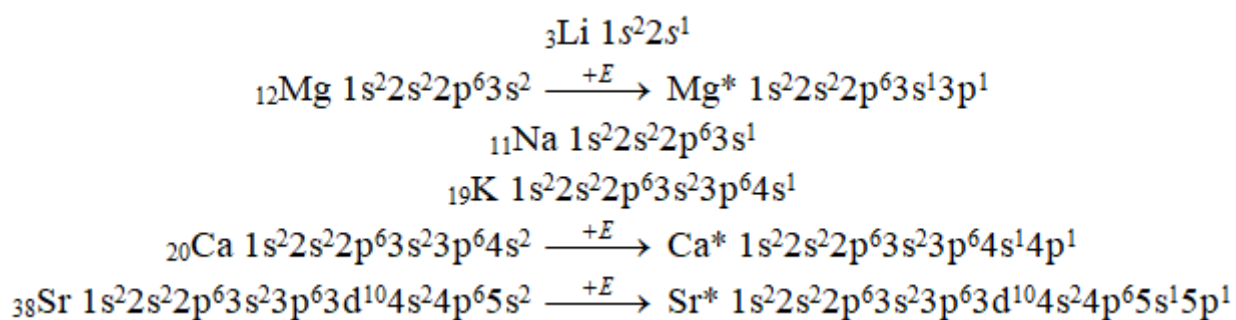
*Електронна будова* атомів, хімічні властивості s-елементів натрію, калію, магнію, кальцію, стронцію і їх сполук.

Електронна конфігурація зовнішніх енергетичних рівнів s елементів першої групи відповідає загальній формулі  $ns^1$ , а електронна конфігурація зовнішніх енергетичних рівнів елементів другої групи відповідає загальній формулі  $ns^2$ , де n – номер періоду елемента. Це означає, що залежно від номера групи один або два електрони розміщуються на останньому енергетичному рівні їх атомів, ці електрони легко відокремлюються (низька енергія іонізації), і електрично нейтральний атом стає позитивно зарядженим катіоном.

Отже, метали IA групи одновалентні, а ступінь їх окиснення дорівнює  $1+$  у сполуках з іншими елементами. Зокрема, цьому сприяє той факт, що їхнім валентним s-електронам передують ідеально стабільна електронна конфігурація  $s^2p^6$  попередніх атомів інертних газів (окрім літію).

У другій групі елементів два електрони знаходяться на останньому енергетичному рівні свого атома, і один з електронів може легко перейти в збуджений стан. Отже, метали IIA групи двовалентні, а ступінь їх окиснення дорівнює  $2+$  у сполуках з іншими елементами.

Елементи головних підгруп I та II групи є хімічними аналогами, але враховуючи особливості зміни електронної будови атомів у рядах  $\text{Li} - \text{Na} - \text{K} - \text{Rb} - \text{Cs}$  та  $\text{Be} - \text{Mg} - \text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba}$ , нюанси у властивостях елементів цілком зрозумілі. Тому літій ( $1s^22s^1$ ) має властивості, більш подібні до магнію, і має найменший атомний та іонний радіус серед лужних металів. Крім того, він утворює нерозчинні фосфати, фториди та карбонати, завдяки чому літій вважається металом із проміжними властивостями між лужними та лужноземельними елементами (*діагональна подібність*):

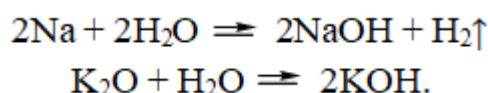


Неоднорідність зміни атомного радіуса, енергії іонізації та значень електронегативності при переході від Na до K, ніж далі в ряду K — Rb — Cs, можна пояснити порядком формування s-підрівнів їх зовнішніх енергетичних рівнів. Видно, що для атома Na перехід від 2s-підрівня літію до 3s-підрівня заряд ядра атома збільшується на 8 одиниць, що не лише збільшує радіус атома, а й вплив ядра на валентні електрони (тому металічні властивості Na більші ніж у Li). Подібна ситуація спостерігається і при переході від 3s-металу Na до 4s-металу K. Однак починає формуватися 3d-підрівень (раніше 4p-підрівня) і для наступного лужного металу Rb перехід супроводжується збільшенням заряду ядра порівняно з калієм на 18 протонів. У 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.

Найважливішими сполуками s-елементів є оксиди, гідроксиди та солі, серед яких для якісного аналізу використовують луги, основи та нерозчинні солі.

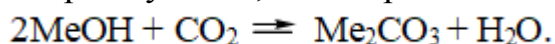
Гідроксид лужного металу MeOH — безбарвна, високогігроскопічна тверда речовина, блискуча на зламі, летка при нагріванні (за винятком LiOH, який не розкладається), легкоплавка, розчинна у воді (LiOH нерозчинний). При контактуванні з металом, метал руйнується.

*Гідроксиди* лужних металів можна отримати взаємодією металів, їх оксидів та пероксидів з водою:

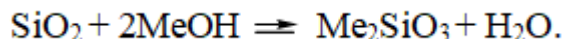


KOH і NaOH — безбарвні кристалічні речовини, добре розчинні у воді і при цьому виділяють багато тепла. У розчині вони практично повністю дисоціюють. Розчини цих гідроксидів називаються лугами. Технічна назва гідроксидів *їдкий натр* та *їдке калі*, завдяки сильній роз'їдаючій дії на шкіру, тканини, деревину та ін.

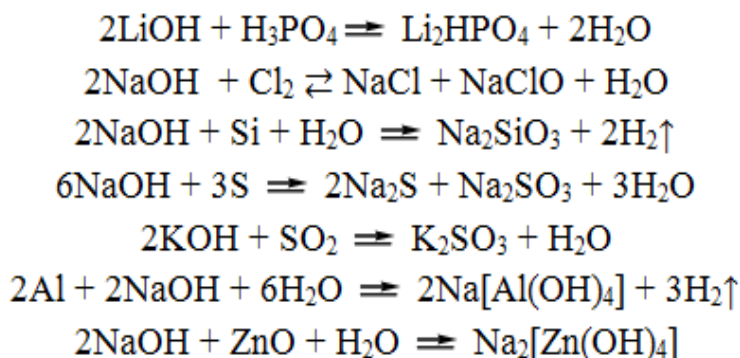
Гідроксиди натрію, калію та інших лужних металів поглинають вуглекислий газ CO<sub>2</sub> з повітря як у твердому стані, так і в розчиненому вигляді:



Зберігають їх у герметичному посуді. При тривалому зберіганні концентрованих розчинів КОН і NaOH у скляному посуді вони забруднюються силікатами внаслідок реакції лугів із кремній(IV) оксидом, що входить до складу скла:

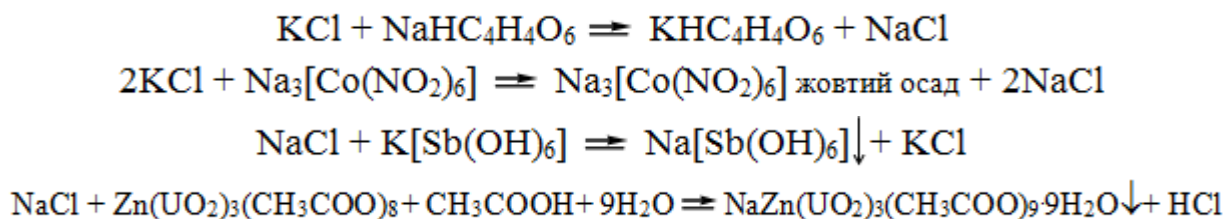


Водні розчини гідроксидів лужних металів, діють як сильні основи при взаємодії з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними металами та їх сполуками, неметалами, з солями малоактивних металів та амонію тощо:



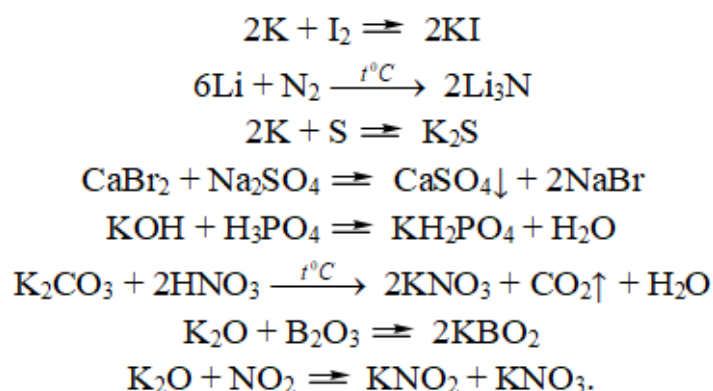
*Солі лужних металів.* Важливими солями лужних металів є нітрати, галогеніди, карбонати, сульфати, фосфати. Майже всі вони надзвичайно добре розчинні у воді (крім солей літію). До нерозчинних солей літію відносяться LiF, Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Li<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>. Калій утворює малорозчинний *гідротартрат* KHC<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>6</sub>, *гексахлорплатинат* K<sub>2</sub>[PtCl<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; натрій – *цинкуранілацетат* NaZn[(UO<sub>2</sub>)(CH<sub>3</sub>COO)<sub>3</sub>]<sub>3</sub>·9H<sub>2</sub>O, *гексагідроксостибіат* Na[Sb(OH)<sub>6</sub>], цезій та рубідій – *перхлорат* CsClO<sub>4</sub> та *гексахлорплатинат* Rb<sub>2</sub>[PtCl<sub>6</sub>].

Реакції з утворенням нерозчинних сполук літію, натрію та калію є важливими інструментами для якісного аналізу в аналітичній хімії. Наприклад, аналітичні реакції відкриття катіонів Na<sup>+</sup> і K<sup>+</sup>:

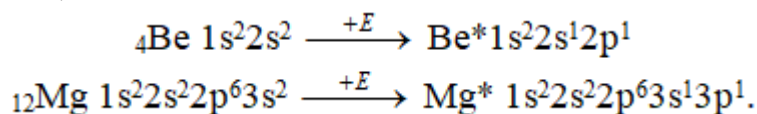


У водних розчинах солі лужних металів підлягають гідролізу зі створенням лужного середовища, якщо вони утворені слабкими кислотами.

Солі лужних металів отримують безпосередньою взаємодією металів і неметалів (галогеніди, сульфіді, карбіді, фосфіді, нітриди тощо), реакціями нейтралізації, сполучення, обміну, витіснення:



*Хімічні властивості s-елементів II групи і їх сполук. І берилій і магній є елементами малих періодів, вони мають багато подібностей не лише за електронною будовою, а й за хімічними властивостями:*



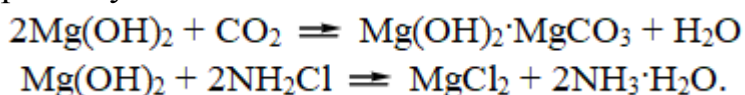
Берилій і його сполуки виявляють амфотерні властивості, а магній — більш виражені металічні властивості, ніж берилій;

*Магній гідроксид* — біла аморфна речовина, нерозчинна у воді. Осаджують з розчину солі магнію розчином амоніаку:



*Магній гідроксид* є слабким електролітом і при значному розведенні наближається до середнього ступеня дисоціації.

*Магній гідроксид* розчиняється в кислотах і реагує з вуглекислим газом. Він характеризується здатністю розчинятися в розчині солі амонію, що використовується в аналітичній хімії:

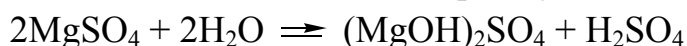


*Солі* магнію мають різноманітний склад і є похідними оксигеновмісних та безкисневих кислот. Більшість із них розчинні у воді, а гідратовані іони  $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$  безбарвні; іон магнію надає розчину гіркий смак, а іон берилію — солодкуватий. Однак, слід пам'ятати, що берилій і його сполуки дуже токсичні.

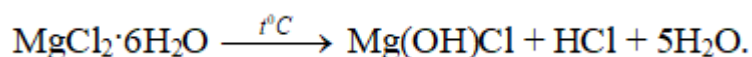
Серед найбільш часто використовуваних солей магнію можна вважати сульфати –  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ; нітрати –  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ; нерозчинні карбонати та гідрокси-карбонати –  $\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $4\text{MgCO}_3 \cdot \text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ; галогеніди –  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  тощо.

Магній характеризується утворенням подвійних солей, таких як фосфати:  
 $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightleftharpoons \text{MgNH}_4\text{PO}_4\downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$

У водному розчині солі магнію сильно гідролізують:



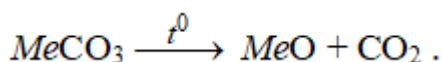
Кристалогідрат магній хлорид не тільки зневоднюється, але й гідролізується в процесі нагрівання:



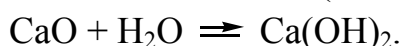
**Ca, Sr, Ba** – лужноземельні метали є хімічними аналогами і дуже реакційноздатними елементами.

До *кисневих сполук лужноземельних металів* відносяться оксиди  $\text{MeO}$ , пероксиди  $\text{MeO}_2$ , *надпероксиди*  $\text{Me}(\text{O}_2)_2$  та гідроксиди  $\text{Me}(\text{OH})_2$ .

Кальцій оксид та оксиди інших металів його підгрупи отримують в промислових масштабах прожарюванням карбонатів, таких як вапно або магнезит:

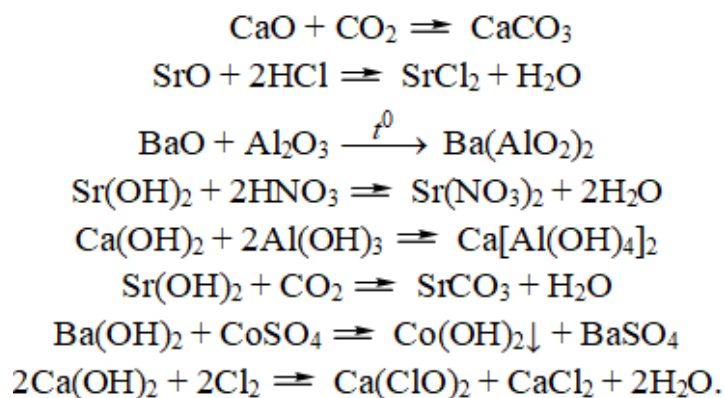


Оксиди елементів підгрупи кальцію бурхливо взаємодіють з водою з утворенням гідроксидів і виділенням великої кількості тепла. Наприклад, кальцій оксид  $\text{CaO}$  (*негашене вапно*) змінюється на *гашене вапно*  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



Кальцій гідроксид, що утворюється в реакції є найдешевшим і найбільш широко використовуваним в техніці.

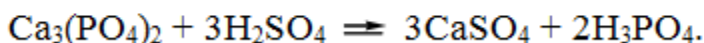
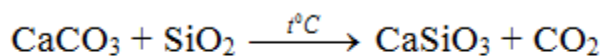
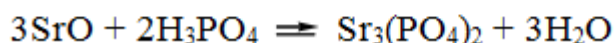
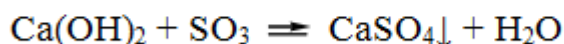
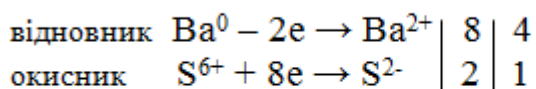
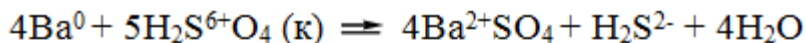
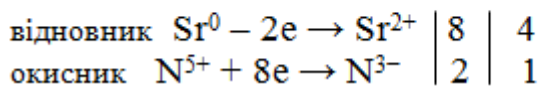
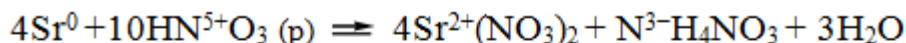
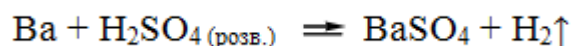
$\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{BaO}$  та їх гідроксиди – сполуки з сильно вираженими основними властивостями, що посилюються в ряду  $\text{Ca} - \text{Sr} - \text{Ba}$ . Для них характерні хімічні реакції з кислотами, кислотними оксидами, амфотерними оксидами і гідроксидами, солями, галогенами, які відбуваються в розчині та при плавленні речовин:



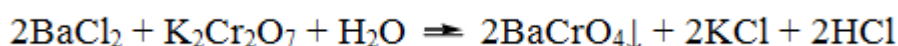
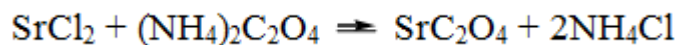
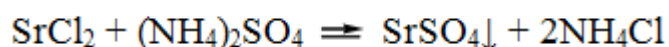
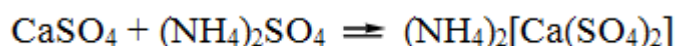
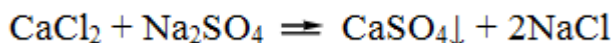
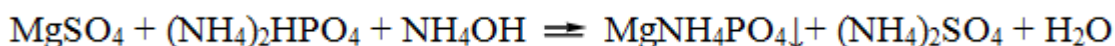
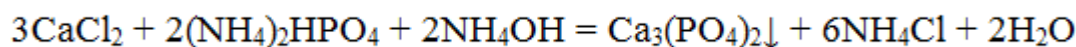
У воді розчинність гідроксидів від  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  до  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  зростає. Слід зазначити, що при нагріванні розчинність  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  зменшується, а решти гідроксидів зростає.

Суспензію  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  у воді називають *вапняним молоком*, а його водний розчин – *вапняною водою*. Вони сильно поглинають вуглекислий газ повітря, і як наслідок осаджується  $\text{CaCO}_3$ .

Солі Ca, Sr, Ba і Ra утворюються в результаті взаємодії металів, їх оксидів, пероксидів, гідроксидів та солей з кислотами, з кислотними оксидами, з неметалами:



Якісний аналіз катіонів проводять за характеристиками катіонів  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  з утворенням нерозчинних у воді солей. При цьому розчинність осаду в окремих реагентах також використовується як його аналітична характеристика. При цьому в якості осаджувачів використовують групові, селективні та специфічні реактиви:

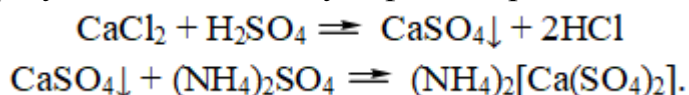


Найпоширеніші солі лужноземельних металів практичного використання включають нітрати, карбонати, галогеніди, силікати, сульфати та фосфати. У разі отримання їх з розчину вони знаходяться у вигляді кристалогідратів, наприклад: *подвійний суперфосфат*  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ; *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*  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ .

Розчини солей лужноземельних металів безбарвні, а кристалічні сполуки білого кольору. Солі, що містять аніони  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  добре розчиняються у воді, а фторид, ортофосфат, карбонат, сульфат — слабо. Природна вода завжди містить солі магнію і кальцію, які визначають твердість (або жорсткість) води.

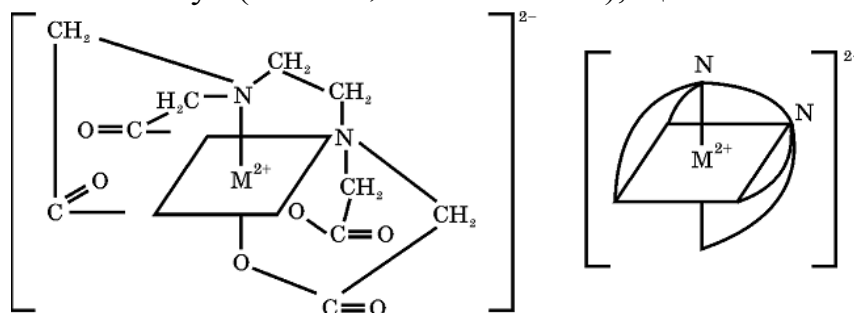
*Комплексні сполуки елементів ІІА групи.* Катіони лужноземельних елементів утворюють багато комплексних сполук з О- і N-донорними лігандами – гідроксид-іон, пірофосфат-, сульфат-, ацетат-, оксалат-іон, амоніак.

Іони кальцію можуть утворювати комплексні сполуки в надлишку розчину амоній сульфату, а сам кальцій сульфат є нерозчинним:



Магній, кальцій і їх аналоги утворюють більш стійкі комплексні сполуки з органічними лігандами і, наприклад, з комплексонами типу етилендіамін-тетраоцтової кислоти (ЕДТА), динатрієвої солі цієї кислоти (трилон Б, комплексон III, хелатон III). Використовуються вони для видалення накипу з систем гарячого водопостачання.

Стійкість кальцієвих та магнієвих сполук ЕДТА лежить в основі методу кількісного визначення твердості води в аналітичній хімії і зумовлена утворенням циклічних сполук (*хелатів, клішневидних*), що містять 5 циклів:



### **Питання для самопідготовки**

- Запишіть електронні формули атомів натрію та калію. Використовуючи електронну формулу та періодичну систему, поясніть:
  - за якою ознакою можна робити висновки про аналогію їх хімічних властивостей?
  - чому їх відносять до найбільш активних металів?
  - чому відносна здатність зростає від натрію до калію?
  - чому в природі вони існують лише у вигляді сполук?
  - яке відношення вони мають до води, кисню та кислот?
- Якщо натрій гідроксид і калій гідроксид зберігати у відкритих ємностях в атмосфері, що містить вуглекислий газ, на що вони поступово перетворяться?



3. До якого типу сполук належать гідроксиди лужних металів.
4. Де більше всього металічних елементів – серед s-, p- чи d-елементів?
5. Чи є в періодичній системі групи, де розміщені лише метали в головній і побічній підгрупі?
6. За яким показником можна оцінити хімічну активність металів?
7. Як можна охарактеризувати активність металу по відношенню до йонів інших металів, кислот-неокисників та води, аналізуючи положення металу в ряді напруг?
8. Напишіть рівняння реакцій калію: а) з водою; б) розчином хлоридної кислоти.
9. Напишіть рівняння реакцій:
  - а)  $K + Al_2O_3 \rightarrow$
  - б)  $Na_2O + B_2O_3 \rightarrow$
  - в)  $KMnO_4 + Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow$

### **Вправи і досліді до виконання лабораторної роботи № 9**

#### **Хімія s-катіонів**

#### **Дослід 1. Гідроліз солей калію та натрію**

На універсальний лакмусовий папір капніть по одній краплі розчинів: натрій і калій карбонатів, натрій і калій сульфатів, натрій ацетату, калій хлориду та сульфіту. Визначити реакцію (рН) середовища. Напишіть рівняння реакції гідролізу солей у молекулярній та йонній формах (тільки гідролізованих солей).

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 2. Якісна реакція на катіони натрію $Na^+$**

Додайте в пробірку 2-3 краплі розчину солі натрію та 2-3 краплі розчину калій гексагідроксистибіату (V) –  $K[Sb(OH)_6]$ . Реакцію проводимо, охолоджуючи розчин струменем холодної води під краном і потираючи скляною паличкою внутрішню стінку пробірки. Спостерігати утворення білого дрібнокристалічного осаду. Написати рівняння реакції в молекулярній та йонній формах.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 3. Якісні реакції на катіон калію $K^+$**

**А.** У пробірку додайте 4 краплі розчину солі калію та 3-4 краплі розчину натрій гідротартрату  $NaHC_4H_4O_6$ . Реакцію проводимо, охолоджуючи розчин струменем холодної води під краном і потираючи скляною паличкою внутріш-

ню стінку пробірки. Написати рівняння реакції в молекулярній та йонній формах та занотувати спостереження.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Б.** У пробірку додайте 4 краплі солі калію та 3 краплі розчину комплексної солі натрій гексанітрокобальтату (III)  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Запишіть свої спостереження та колір осаду калій–натрій гексанітрокобальтату (2:1)  $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ . Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### Дослід 4. Добування і властивості магній гідроксиду

У пробірку налейте 3-5 крапель розчину солі магнію (нітрат, хлорид або сульфат) і додайте 3-5 крапель розведеного розчину натрій або калій гідроксиду. Спостерігається утворення білого драглистого осаду. Розділіть осад у дві пробірки і обробіть осад надлишком лугу (1) і розведеною кислотою ( $\text{HCl}$  або  $\text{HNO}_3$ ) (2). Напишіть рівняння реакції і запишіть спостереження.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### Дослід 5. Вплив солей амонію на розчинність магній гідроксиду

У дві пробірки налейте по 3-5 крапель солі магнію, в 1 – внесіть 5 крапель концентрованого розчину амоній хлориду, потім в обидві пробірки по краплях додайте розчин амоніаку. В одній із пробірок спостерігається утворення осаду магній гідроксиду. Додайте до осаду конц. розчин амоній хлориду і спостерігайте за розчиненням осаду. Пояснити з точки зору хімічної рівноваги в системі:  $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{OH}$

Чому за наявності надлишку солі амонію не випадає осад магній гідроксиду, а утворений осад гідроксиду розчиняється?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### Дослід 6. Реакція виявлення катіонів магнію $\text{Mg}^{2+}$

До 5 крапель розчину солі магнію в пробірці додайте розчин амоніаку. Слідкуйте за утворенням осаду. До осаду по краплях додавайте розчин амоній хлориду до повного розчинення, потім до прозорого розчину суміші додайте 3 краплі натрій гідроортофосфату. Спостерігайте утворення білого кристалічного осаду магній-амоній ортофосфату  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ . Напишіть молекулярне та йонне рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 7. Одержання кальцій карбонату

У пробірку налейте 3 краплі розчину кальцій хлориду і додайте 3 краплі розчину натрій карбонату. Утворюється білий осад кальцій карбонату. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 8. Якісна реакція на катіони кальцію

У пробірку додати 3 краплі розчину солі кальцію, додати 3 краплі розчину  $(\text{NH})_4\text{C}_2\text{O}_4$  амоній оксалату. Випадає білий осад. При нагріванні осад кальцій оксалату утворюється швидше. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 9. Дія хроматів на катіони лужноземельних металів

Розчини солей кальцію, стронцію та барію ( $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{BaCl}_2$ ) наливають в окремі пробірки по 3 краплини. У кожену пробірку додайте 4-5 крапель розчину  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  чи  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . Якого кольору утворився осад і в якій пробірці? Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 10. Дія сульфатів і сульфатної кислоти на катіони лужноземельних металів

**А.** Розчини солей кальцію, стронцію та барію ( $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$  та  $\text{BaCl}_2$ ) наливають в окремі пробірки. У кожену пробірку додайте 5 крапель розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Укажіть, у якій пробірці утворився осад та його колір? Напишіть рівняння реакції.

**Б.** До отриманого осаду в п. А додають по краплях (5-10 крапель) концентрований розчин  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  і нагрівають. Поясніть, чому в одній пробірці розчинився осад. Напишіть рівняння цієї реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

## **Тема лабораторної роботи 10.**

### **Вивчення хіміко-аналітичних властивостей р-катіонів Al, Pb.**

**Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.**

*Що треба знати:*

- 1) значення алюмінію і плюмбуму як біогенних елементів;
- 2) характеристики атомної будови р-елементів елементів III і IV груп;
- 3) типи хімічних зв'язків у сполуках алюмінію і плюмбуму;
- 4) Хімічні формули алюмінію і плюмбуму та їх найважливіших гідроксидів;
- 5) хімічні властивості сполук алюмінію і плюмбуму.

*Що треба вміти:*

- 1) складати електронні формули алюмінію і плюмбуму;
- 2) записувати електронні формули атома Al, Pb і визначати їх валентність і ступені окислення;
- 3) писати рівняння реакцій, що характеризують властивості гідроксидів алюмінію і плюмбуму;
- 4) складати рівняння реакцій одержання найважливіших сполук алюмінію і плюмбуму;
- 5) записувати рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність сполук плюмбуму та алюмінію.

*Загальна характеристика р-Елементів*

Серед 30 р-елементів IIIA-VIIA-груп виражену біогенність виявляють у IIIA-групі - Бор В і Алюміній Al; IVA-групі – Карбон (вуглець) С, Силіцій (кремній) Si, Плюмбум (свинець) Pb; VA-групі – Нітроген (азот) N, Фосфор P, Арсен (миш'як) As; VIA-групі – Оксиген (кисень) O, Сульфур (сірка) S, Селен Se; VIIA-групі – Флуор (фтор) F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I.

Зліва направо в періодах атомний та іонний радіуси р-елементів зменшуються зі збільшенням заряду ядра, енергія іонізації та спорідненість до електрона загалом збільшуються, електронегативність зростає, а окисна активність речовин та неметалічні властивості зростають.

В групах радіуси атомів і однотипних іонів, в цілому, збільшуються. При цьому зростають металічні властивості елементних речовин і послаблюються неметалічні. Енергія іонізації під час переходу від 2р-елемента до бр-елемента зменшується, оскільки екранування заряду ядра електронами зовнішнього рівня збільшується зі збільшенням кількості електронних оболонок.

На властивості р-елементів і їх сполук впливає впливає нових підрівнів на зовнішній електронній оболонці і заповнення підрівнів внутрішніх електронних оболонок.

### *p-Елементи-катіони IIIA-групи і IVA-групи та їх сполуки*

Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня *p*-елементів IIIA-групи відповідає загальній формулі  $ns^2np^1$ , де *n* – номер періоду елемента. Це означає, що на останньому енергетичному рівні його атома розміщені три електрони, один з яких неспарений у незбудженому стані. Однак для цих елементів загальна енергія, яка звільняється при утворенні трьох зв'язків у сполуках типу  $EX_3$ , значно перевищує енергію утворення одного зв'язку в сполуках типу  $EX_1$ , забезпечуючи тим самим збудження елементів головної підгрупи III групи до гібридного валентного стану  $sp^2$ . Таким чином, вони подібні за своєю природою і мають велику здатність виявляти валентність 3.

#### *Особливості електронної будови атомів та хімічні властивості p-елементів-катіонів IIIA-групи і IVA-групи.*

Електронна будова атома *Алюмінію* у нормальному не збудженому стані:  $1s^22s^22p^63s^23p^1$ .

Валентність 1 для *алюмінію* не є характерною, оскільки атом легко переходить у збуджений стан через перехід 3*s*-електрона на 3*p*-орбіталь, і можливості створення трьох рівноцінних  $sp^2$ -гібридизованих зв'язків. І як результат валентність рівна 3 ступінь окислення підвищується до 3+.

*Плюмбум* – елемент підгрупи германію, є повним електронним аналогом з валентними електронами  $ns^2np^2$ . Тому можна передбачити його ступені окислення 4–, 0, 2+, 4+. Валентні підрівні Ge, Sn формуються після  $(n-1)d^{10}$ -підрівня, а *плюмбуму* після  $4f^{14}5d^{10}$ -підрівня, що призводить до значного стиснення електронних орбіталей в атомі, екранування валентних електронів і, таким чином, підвищення електронегативності елемента. Це, у свою чергу, ускладнює перехід у збуджений стан  $ns^2np^2 \rightarrow ns^1np^3$  і зменшує участь *ns* електронів в утворенні хімічного зв'язку. У результаті в групі *IVA* знижується стійкість сполук зі ступенем окислення 4+, а стійкість сполук зі ступенем окислення 2+ підвищується. Для Ge більш стійка ступінь окислення 4+, для Pb –2+, а для Sn характерні ступені окислення як 2+, так і 4+.

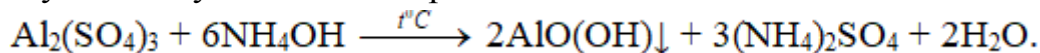
*Алюміній* є реакційноздатним металом, який у сполуках має лише ступінь окислення 3+, а ступені окислення 1+ і 2+ можливі лише при 800 °C у газовій фазі.

За хімічними властивостями Al подібний до Be (діагональна спорідненість). *Алюміній* і берилій, їх оксиди і гідроксиди амфотерні, утворюють однотипні комплекси, іони  $Al^{3+}$  і  $Be^{2+}$  сильно гідратуються.

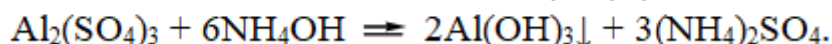
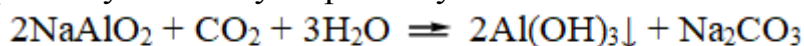
До кисневих сполуки *алюмінію* належить оксид  $Al_2O_3$ , гідроксид  $Al(OH)_3$  та їх солі, які за своїми хімічними властивостями належать до амфотерних сполук.

Відомі дві форми гідроксиду алюмінію, відповідно оксиду  $Al_2O_3$ : аморфний оксогідрат  $AlO(OH)$  і справжній гідроксид  $Al(OH)_3$ . Алюміній гідроксид можна отримати лише опосередковано з розчинних солей  $Al(III)$ .

Аморфний оксогідрат (*бйоміт* або природній *діаспор*) отримують дією розчину амоніаку на киплячий розчин солі алюмінію:

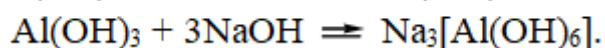
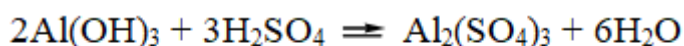


$Al(OH)_3$  отримують пропусканням  $CO_2$  у лужний розчин алюмінату або дією розчину амоніаку та розчину солі алюмінію:



При взаємодії розчину луку і солі алюмінію утворюється драглистий білий осад змінного складу, що містить велику кількість хімічно зв'язаної води з формулою  $Al(OH)_3 \cdot xH_2O$ .

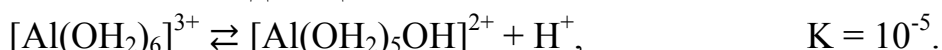
Алюміній гідроксид – амфотерна сполука, яка реагує з розчинами кислот і лугів:



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



Розчинні солі алюмінію у водному розчині сильно гідролізуються, а рН розчину значно знижується. Іон  $Al^{3+}$  у воді гідратований і комплекс гексаакваалюмінію дисоціює за схемою:

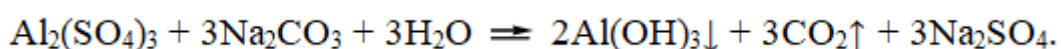


Значення константи рівноваги свідчить про те, гідратовані іони  $Al^{3+}$  є слабкими кислотами (за силою близькою до оцтової), тому гідроліз солей алюмінію (III) слід розглядати як процес поступового відщеплення іонів  $H^+$  від координованих молекул води в аквакомплексі алюмінію:



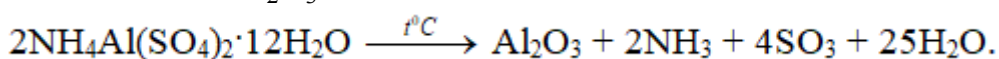
Гідроксокомплекси здатні полімеризуватися до поліядерних сполук типу  $[Al_2(OH)_2(H_2O)_8]^{4+}$ ,  $[Al_{13}(OH)_{32}]^{7+}$ . Ці комплекси знаходяться в розчині, тому, коли сіль алюмінію розчиняється, осад не утворюється.

Сіль алюмінію, утворена слабкою кислотою, повністю гідролізується, що ускладнює реакцію обміну між сіллю слабкої кислоти та сіллю алюмінію:



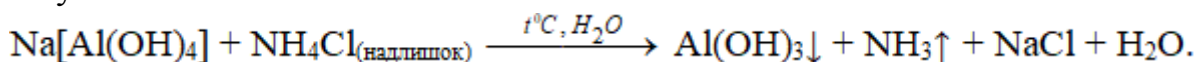
Внаслідок гідратації іонів алюмінію в розчині його солі виділяються з розчину у вигляді кристалогідратів, наприклад,  $AlCl_3 \cdot 6H_2O$ ,  $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ .

Алюміній сульфат із сульфатами одновалентних металів (окрім літію) та амонію утворює подвійні солі – *галуни*, загальною формулою  $Me^I Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , наприклад, алюмоамонійний галун  $NH_4Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , алюмокалієвий галун  $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ . Кристали галунів складаються з іонів  $[Me(H_2O)_6]^+$ ,  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$  та  $SO_4^{2-}$ . Галуни ізоморфні між собою. Це особливий тип комплексних сполук, що стійкі лише у твердому стані. У розчині вони повністю дисоціюють, тому їх ще називають *подвійними* солями або *змішаними* солями. Галуни не гігроскопічні, добре розчинні у воді і легко кристалізуються із розчину. Термічним розкладом  $NH_4Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$  добувають чистий  $Al_2O_3$ :



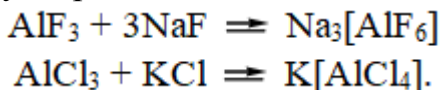
*Алюмінати* – продукти взаємодії алюміній гідроксиду з лугами – добре розчиняються у воді. В розчинах представлені різними гідроксо-іонами, наприклад,  $[Al(OH)_6]^{3-}$ ,  $[Al(OH)_4]^-$ , але мало які з них кристалізуються у вигляді гідроксосолей, як  $Sr_3[Al(OH)_6]_2$ . Так, кристалічний калій алюмінат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

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

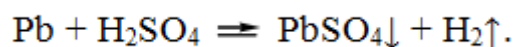


Утворення алюмінатів та реакції їх гідролізу використовують якісному аналізу катіонів для виділення катіонів алюмінію та їх відкриття.

Алюміній схильний до утворення комплексних сполук. Наприклад, при взаємодії його галогенідів:

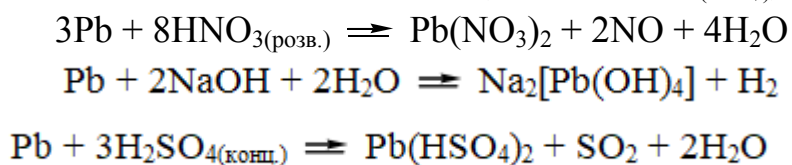


**Плюмбум.** У електрохімічному ряді напруг Pb безпосередньо передуює водню, тому він реагує з розведеними кислотами, такими як  $H_2SO_4$  і  $HCl$ , утворюючи солі Pb(II):



Свинець реагує з концентрованою  $HCl$  з утворенням розчинних комплексів хлорокомплексів:  $Pb + 4HCl_{(конц.)} \rightleftharpoons H_2[PbCl_4] + H_2$

Відмінності в хімічній активності елементарного Pb ще більш виражені по відношенню до основ і кислот-окисників ( $HNO_3$ ,  $H_2SO_{4(конц.)}$ ):

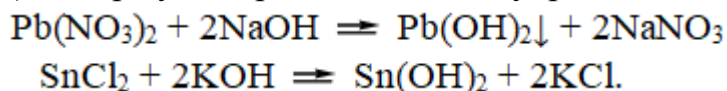


Плюмбум погано розчиняється у концентрованих  $\text{HNO}_3$  та  $\text{H}_2\text{SO}_4$  через утворення нерозчинних середніх солей.

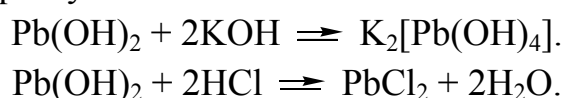
Кисневі сполуки стануму і плюмбум у вигляді оксидів, гідроксидів та солей є цікавими як біогенні компоненти навколишнього середовища:

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	–	$\text{Me} (\text{Sn}, \text{Pb}).$

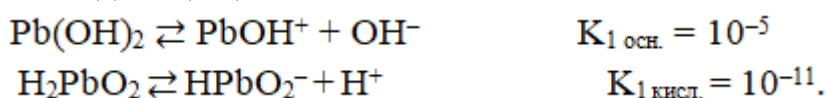
Гідроксиди  $\text{Me}(\text{OH})_2$  одержують реакцією обміну розчинних солей цих металів з основами:



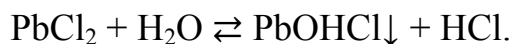
Оксиди і гідроксиди двовалентних стануму і плюмбуму є амфотерними сполуками, здатними реагувати з кислотами і основами:



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

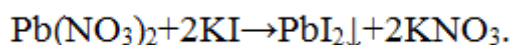
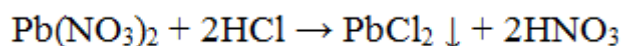


Солі двовалентних  $\text{Pb}$  і  $\text{Sn}$  розчинні у воді гідролізуються з утворенням малорозчинних гідроксосолей:

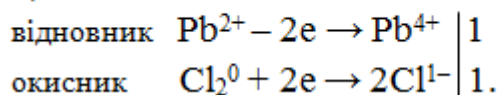
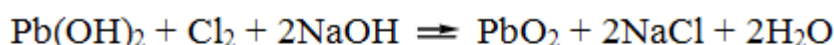
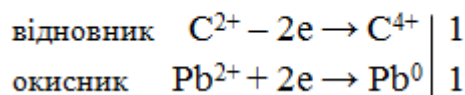
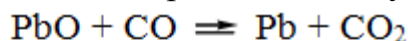


Більшість солей свинцю нерозчинні у воді, наприклад, бромід  $\text{PbBr}_2$ , сульфат  $\text{PbSO}_4$ , йодид  $\text{PbI}_2$ , хромат  $\text{PbCrO}_4$ ; слабозчинний плюмбум хлорид  $\text{PbCl}_2$ . Розчинними є гексафторсилікат  $\text{Pb}[\text{SiF}_6]$ , нітрат  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , ацетат  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  (плюмбум ацетат солодкий на смак і має назву *свинцевий цукор*).

Мала розчинність галогенідів свинцю використовується у якісному аналізі катіонів для відділення  $\text{Pb}^{2+}$  від інших катіонів та для його відкриття:



Сполуки  $\text{Pb}^{2+}$  в окисно-відновних реакціях виступають як окисники, і як відновники:

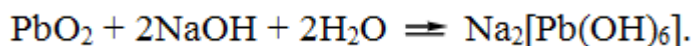




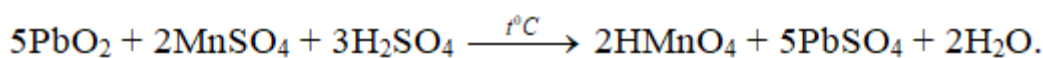
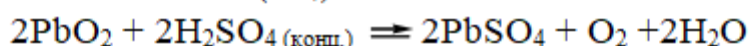
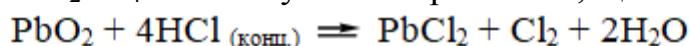
Сполукам Pb(IV) відповідає двооксид PbO<sub>2</sub>, гідроксид, солі та комплексні сполуки.

Оксид PbO<sub>2</sub> одержують окисненням плюмбум(II) ацетату білильним вапном:  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{CaOCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PbO}_2\downarrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{CH}_3\text{COOH}$ .

Оксид чотиривалентного є слабо реакційноздатною сполукою, яка виявляє амфотерні властивості, наприклад, при сплавленні з лугами:

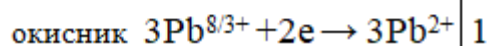
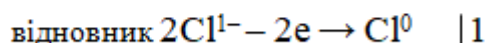
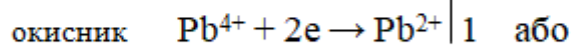
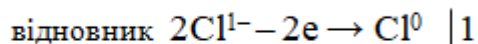
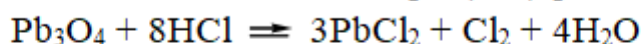
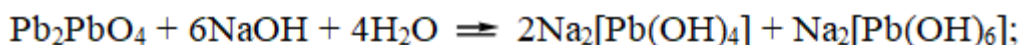


Плюмбум двооксид – сильний окисник, що виявляється в реакціях із концентрованими H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> та HCl і у кислих розчинах, що містять відновники:



PbO<sub>2</sub> розкладається на червоно-оранжевий свинцевий сурик Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> при нагріванні:  $3\text{PbO}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}} \text{Pb}_3\text{O}_4 + \text{O}_2\uparrow$ .

Pb<sub>3</sub>O<sub>4</sub> розглядають як сіль Pb<sub>2</sub>PbO<sub>4</sub>, яка відповідає двом оксидам – PbO<sub>2</sub>·2PbO. Тому при взаємодії з основами утворюється два види солей, а при взаємодії з відновниками є сильним окислювачем:



### Питання для самопідготовки

1. Опишіть 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 як електроліту?
5. Чому алюміній стійкий до дії води, хоч є дуже електропозитивним?
6. Які речовини можуть взаємодіяти з алюмінієм: HCl, HNO<sub>3</sub> (розв.), розчин лугу, S, H<sub>2</sub>? Складіть для них рівняння реакцій.
7. Як залежно від номера металу в періодичній системі змінюються кислотно-основні властивості оксидів металів IIIA групи? Підтвердіть рівняннями реакцій.

8. Складіть рівняння реакції наступного перетворення:
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
  - $\text{AlCl}_3 + \text{KCl} \rightarrow$
  - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCl} \rightarrow$
  - $\text{Al} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) \rightarrow$
9. Як добути натрій карбонат, виходячи з натрій гідрогенкарбонату, двома способами? Складіть відповідні рівняння реакцій.
10. Скласти рівняння реакцій для наступних перетворень:
- $\text{Pb} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
  - $\text{Sn} + \text{HNO}_3(\text{розв.}) \rightarrow$
  - $\text{Pb} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow$
  - $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \rightarrow$
  - $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
  - $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

### ***Вправи і досліди до виконання лабораторної роботи № 10***

#### ***Хімія р-катионів***

##### ***Дослід 1. Гідроліз солей алюмінію***

У пробірку налейте 10-15 крапель дистильованої води і внесіть 2-3 кристалики солі  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ . Помішуючи розчин, розчиніть сіль і виміряйте рН за допомогою універсального лакмусового паперу. Напишіть молекулярне та йонні рівняння гідролізу солі за першою стадією.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

***Дослід 2. Взаємодія розчинів солей, які взаємно посилюють гідроліз одна одної***

У пробірку налейте 7-10 крапель розчину солі алюміній сульфату (хлориду) і 7-10 крапель розчину натрій ацетату. Нагрійте вміст пробірки на водяній бані 5-7 хв. Що ви спостерігаєте і чим результати відрізнялися від попередніх експериментів?

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

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

##### ***Дослід 3. Амфотерні властивості алюміній гідроксиду***

У дві пробірки налити по 5-7 крапель розчину солі  $\text{Al}^{3+}$ , потім у кожен по 1-2 краплі 2 н. розчин  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ) до утворення осаду. Потім у першу пробірку додайте 5-7 крапель розчину  $\text{HCl}$ , а в другу – 5-6 крапель розчину  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ). Що ви спостерігали? Які властивості алюміній гідроксиду

виявляє його взаємодія з кислотами та основами? Складіть рівняння реакції, що відбувається.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 4. Відновлювальні властивості сполук Pb(II)**

У пробірку додати 5-8 крапель розчину  $Pb(CH_3COO)_2$  і по краплях доливати бромну воду. Чому утворюється чорний осад? Яка реакція при цьому відбувається?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 5. Амфотерні властивості Pb(II) гідроксиду**

У пробірку внесіть 5 крапель розчину солі Pb(II) і по краплям додавайте (поволі) 2 н. розчин калій (натрій) гідроксид, до утворення осаду. Потім знову додайте розчин NaOH (KOH) до розчинення осаду. Напишіть реакції, які при цьому відбуваються?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 6. Одержання нерозчинних солей Pb(II)**

В дві окремі пробірки налити по 5-6 крапель розчину  $Pb(NO_3)_2$ . До першого розчину додайте 1-2 краплі концентрованої HCl, а до другого розчину KI. Які осади утворилися?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

## ***Тема лабораторної роботи 11.***

### **Вивчення хіміко-аналітичних властивостей d-катионів Zn, Cu, Mn, Fe, Ag.**

***Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.***

*Що треба знати:*

- 1) особливості електронної будови атомів d-елементів та положення їх у періодичній таблиці;
- 2) фізичні властивості металів; що таке “біогенні метали”?
- 3) характер зміни хімічної активності металів у періодичній таблиці, ряд напруг металів;
- 4) d-метали як відновники і комплексоутворювачі;
- 5) хімічні властивості сполук d-металів;

*Що треба вміти:*

- 1) за електронною будовою атома d-металу визначати його можливий ступінь окиснення;
- 2) визначати хімічні властивості та активності d-металів за їх положенням у періодичній системі та електрохімічним рядом напруг;
- 3) записувати хімічні формули найважливіших сполук, що містять d-метали як мікроелементи.

*Про що треба мати уявлення:*

- 1) молекулярні формули сполук перехідних металів у вищих ступенях окислення;
- 2) гальванічний елемент;
- 3) ґрунт як джерело надходження іонів d-металів у рослини;

*Біогенні d-елементи та їх сполуки.*

*Загальна характеристика d-елементів.* d-елементи, що складають побічні підгрупи періодичної системи називають *перехідними металами*. Вони мають ряд характерних особливостей як у електронній структурі атомів, так і у властивостях на відміну від s- та p-елементів. Розглянемо загальну характеристику перехідних металів, звернувши увагу на підстави, які зумовлюють їх типові властивості.

У великих періодах таблиці Д.І. Менделєєва всі перехідні метали розміщуються: по 10 елементів у 4, 5 і 6 періодах. Ряди перехідних металів починаються з елементів підгрупи скандію:

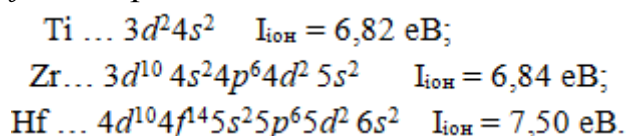
4 період – Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn;

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 атомів *d*-елементів на зовнішньому електронному рівні знаходиться 1–2 електрони (*ns*-стан). Зі зростанням заряду ядер атомів кожний наступний електрон заповнює  $(n - 1)d$ -підрівень передостаннього енергетичного рівня, що і визначає ряд фізичних властивостей *d*-елементів, які змінюються більш плавно, ніж в ряду *s*- і *p*-елементів.

В підгрупах *d*-елементів значення енергії іонізації атомів також зростає. Це можна пояснити ефектом проникнення електронів ближче до ядра. Якщо у *d*-елементів 4 періоду зовнішні 4*s*-електрони проникають під екран 3*d*-електронів то у елементів 6 періоду зовнішні 6*s*-електрони проникають вже під подвійний екран 5*d*- і 4*f*-електронів:



Тому у *d*-елементів 6 періоду зовнішні 6*s*-електрони зв'язані з ядром більш сильно і енергія іонізації атомів більша, ніж у *d*-елементів 4 періоду.

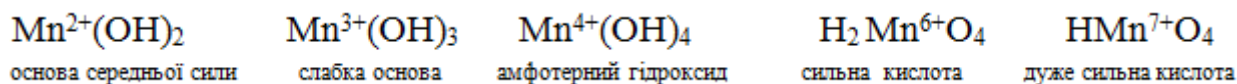
Розміри атомів *d*-елементів займають проміжне значення між розмірами атомів *s*- і *p*-елементів даного періоду. Зміна радіусів їх атомів по періоду більш повільна, ніж для *s*- і *p*-елементів. В підгрупах *d*-елементів радіуси атомів зростають.

Найважливіші хімічні властивості *d*-елементів мають загальну характеристику, яка об'єднує *d*-метали в одну групу:

1. Перехідний *d*-метал не має негативного ступеня окислення, а на зовнішньому енергетичному рівні знаходиться не більше двох електронів;
2. Всі *d*-елементи є металами; відрізняються від *s*-металів незначною відновною здатністю або й хімічною інертністю;
3. Перехідні *d*-метали проявляють різний окислення. Лише елементи підгрупи цинку мають стійкий ступінь окиснення 2+, оскільки *d*-підрівень атомів цих елементів повністю заповнений (містить 10 електронів), а валентними є лише 2*s*-електрони зовнішньої оболонки. Елементи підгрупи міді також мають 10 електронів на  $(n - 1)d$  підрівні, але деякі (1 або 2) з цих електронів беруть участь в утворенні валентного зв'язку, оскільки *d* підрівень атома нестабільний. У більшості *d*-елементів вищий ступінь окислення відповідає номеру групи періодичної системи. Наприклад: Sc<sup>3+</sup>O<sub>3</sub>, Ti<sup>4+</sup>O<sub>2</sub>, 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>). Стійкість значень ступеня окислення в підгрупах *d*- елементів зростає зі збільшенням атомного номера, на відміну від підгруп *s*- і *p*-елементів. Так, ферум(VIII)

оксид не відомий, в той час як  $\text{OsO}_4$  – стійка сполука ( $\Delta G_{298} = -302$  кДж/моль).

4. Через зміну ступеня окиснення перехідні  $d$  метали виявляють протилежні властивості — металічні та неметалічні. Виявляючи мінімальний ступінь окислення, вони утворюють з неметалами переважно іонні сполуки, що характерно для металів, виявляючи максимально високий ступінь окислення, їх зв'язок з іншими елементами ковалентний. Зі зростанням ступеня окислення елементів послаблюються основні властивості і посилюються кислотні, що і вказує на подвійні властивості перехідних металів:



5. Перехідні  $d$ -метали зазвичай є акцепторами електронів і здатні утворювати комплексні сполуки, оскільки поляризуюча дія іонів  $d$ -елементів на частинки, що їх оточують (атоми, молекули, іони) більша, ніж іонів неперехідних елементів.
6. Більшість сполук  $d$ -елементів мають специфічне забарвлення, що відрізняє їх від  $s$ -металів

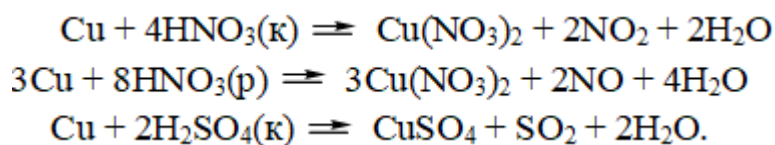
Оскільки курс хімічної дисципліни профільовано для підготовки фахівців у вищих навчальних закладах з агробіологічних спеціальностей то для ілюстрації зміни закономірностей хімічних властивостей  $d$  елементів акцентується увага на тих елементах, які мають значний вплив на стан та розвиток навколишнього середовища. Як мікроелементи, необхідні для нормального розвитку тварин і рослин, або елементи, що негативно впливають на екологічний стан навколишнього середовища і життєдіяльність організмів, тобто: **Cu, Zn, Mn, Fe.**

### **Купрум (Мідь).**

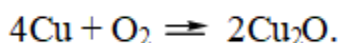
*Хімічні властивості міді.* Зовнішній електронний рівень міді -  $3d^{10}4s^1$ , що і обумовлює її хімічні властивості. На  $d$ -підрівні атома міді повинно було б розміщуватися 9 електронів, оскільки мідь є передостаннім  $d$ -елементом 4 періоду, Але відбувається «провал»  $s$ -електрона на  $d$ -підрівень, що вигідно з енергетичної точки зору завдяки стійкості електронної конфігурації  $d^{10}$ . У багатьох сполуках мідь набуває ступеня окислення  $1+$  завдяки присутності  $s$ -електрона на зовнішньому енергетичному рівні. Але  $s$ -електрон, що провалився на  $d$ -підрівень, зберігаючи певну мобільність, може мігрувати за наявності елементів-окислювачів. У цих випадках ступінь окислення міді становить  $2+$ .

Оскільки мідь знаходиться праворуч від водню в ряду активності, вона нерозчинна в кислотах-неокислювачах (не реагує з ними).

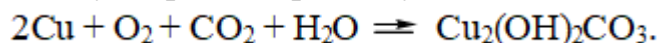
Мідь легко реагує з розведеною та концентрованою нітратною та сульфатною кислотами за механізмом окисно-відновного процесу:



*Кисневі сполуки міді.* Мідь безпосередньо взаємодіє з киснем при високих температур. Купрум(II) оксид утворюється при прожарюванні міді на повітрі до 400 °С:  $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CuO}$ , а при обмеженій циркуляції повітря і при температурі 800 °С – купрум(I) оксид:



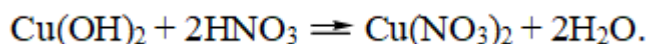
На повітрі в присутності вологи та карбон(IV) оксиду мідь окислюється з утворенням зеленого нальоту гідроксокарбонату:



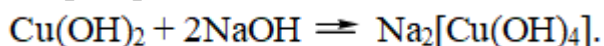
При взаємодії розчину солі купрум(II) з лугом утворюється синій купрум(II) гідроксид:  $\text{CuSO}_4 + 2\text{KOH} \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ .

$\text{Cu}(\text{OH})_2$  існує у двох формах – аморфній та кристалічній. Аморфний осад навіть при зберіганні під водою легко втрачає воду і трансформується на купрум(II) оксид.

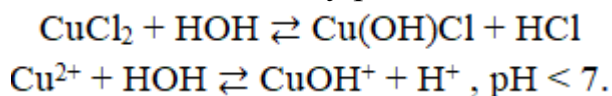
$\text{Cu}(\text{OH})_2$  легко розчиняється в кислотах з утворенням відповідних солей:



Купрум(II) гідроксид – слабка основа, але при взаємодії з концентрованими розчинами лугів виявляє амфотерні властивості:



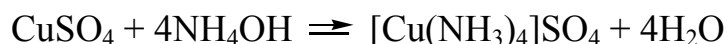
Всі солі міді підлягають гідролізу по катіону, або по катіону та аніону. Більшість розчинів таких солей мають кислу реакцію:



*Комплексні сполуки міді.* Наявність у складі міді(I) та міді(II) вільних 4s- та 4p-орбіталей надає цим іонам комплексоутворюючі властивості. Найхарактернішим координаційним числом є 2 для сполук Купруму(I) і 4 для сполук Купруму(II). Обидва ступені окислення міді характеризуються катіонними та аніонними комплексами залежно від хімічного складу лігандів.

Купрум(II) характеризується утворенням великої кількості стійких комплексів, переважно з N- та O-донорними лігандами, зокрема полікарбоновими кислотами та амінокислотами.

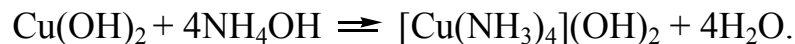
Майже всі бінарні сполуки Купрум(II) при взаємодії з розчином амоніаку утворюють комплексний катіон  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , що надає розчину темно-синього кольору:



Цей ефект використовується при визначенні іонів  $\text{Cu}^{2+}$  в аналітичній хімії:



За подібним механізмом нерозчинні сполуки купрум(II) розчиняються в амоніаку:



Цей розчин (реактив Швейцера) використовується для розчинення целюлози при виробництві штучного шовку.

Солі Купрум(II), кристалізовані з водних розчинів у вигляді кристалогідратів, можна розглядати як комплексні сполуки, лігандами яких є молекули води.

Серед солей Купрум(II) найважливішими є такі.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  – *купрум сульфат (мідний купорос, синій камінь)* використовується для добування мінеральних барвників, консервування деревини, вичинки шкір, сировина для аналітичного одержання міді та її сполук, як протрава для фарбування текстилю, як антисептичний та в'язучий лікувальний засіб.

Розчин суміші мідного купоросу і вапнякового молока (називається «бордоською рідиною») використовують як *інсектицид* для захисту плодових культур, як засіб проти *філоксери* (збудник хвороби винограду) і *фітофтори* (захворювання томатів і картоплі).

*Купрум(II) сульфат* широко використовується як *фунгіцид*. З *купрум(II) сульфату* добувають інші купрумвмісні пестициди (паризьку зелень  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ , *хлорокис міді*  $3\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot \text{CuCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ).

### **Цинк.**

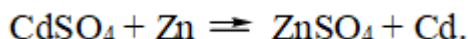
*Хімічні властивості цинку.* На зовнішньому енергетичному рівні Zn два s-електрони. Проявляючи ступінь окислення 2+, він повинен мати спільні властивості з лужноземельними елементами (переважно з кальцієм). Але між цинком і кальцієм є значні відмінності. Передостанній рівень цинку складається з 18 електронів  $3s^2 3p^6 3d^{10}$ , а кальцію з 8–  $3s^2 3p^6$ .

Зростання заряду ядра від +20 у кальцію до +30 у цинку викликає значне стискання електронної оболонки цинку. Внаслідок чого обидва зовнішні s-електрони цинку розташовані ближче до ядра, ніж у кальцію і зв'язані з ядром сильніше. Цим пояснюється той факт, що цинк менш електропозитивний, ніж кальцій.

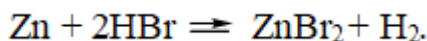
Цинк — активний метал, здатний утворювати сполуки практично з усіма неметалами.



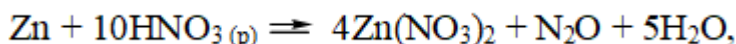
Цинк є сильним відновником і може заміщувати метали (Mn, Fe, Ni, Cu, Cd) у їх солях. Основним промисловим способом добування кадмію є виділення його із розчинів за допомогою цинкового пилю (*цементация*):



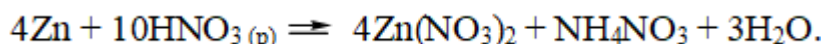
Цинк легко витісняє водень з розведених кислот-неокисників:



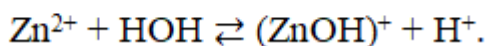
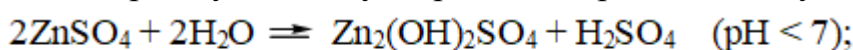
Розбавлену нітратну кислоту цинк у компактному стані відновлює до  $\text{N}_2\text{O}$ :



а порошкоподібний цинк – до  $\text{NH}_4^+$ :



Солі кисневмісних кислот цинку – нітрат, сульфат, хлорат розчиняються у воді, але з часом гідролізуються з утворенням нерозчинних лужних солей:



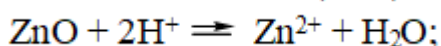
Цинк карбонати, фосфати, силікати нерозчинні у воді.

Серед солей найбільше практичне значення має *цинковий купорос*  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Використовується як мікроелемент або мікроелементна добавка для добрив або кормів. Сульфат цинку вважається в'язучим, антисептичним лікарським засобом. Найважливішим використанням сульфату цинку є добування віскози.

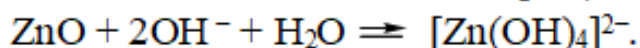
*Кисневі сполуки цинку.* Цинк утворює лише один оксид  $\text{ZnO}$  – білі кристали, які практично не розчиняються у воді.

Оксид цинку має амфотерні властивості:

1) розчиняється у кислотах:  $\text{ZnO} + 2\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$



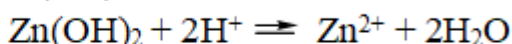
2) розчиняється у лугах:  $\text{ZnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$



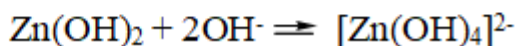
Цинк оксиду  $\text{ZnO}$  відповідає цинк гідроксид  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  нерозчинний у воді, який отримують дією розчину солі цинку з лугом з еквівалентним (стехіометричним) співвідношенням:  $\text{ZnSO}_4 + 2\text{KOH} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ .

Цинк гідроксид є амфотерною сполукою, яка може одночасно проявляти такі властивості:

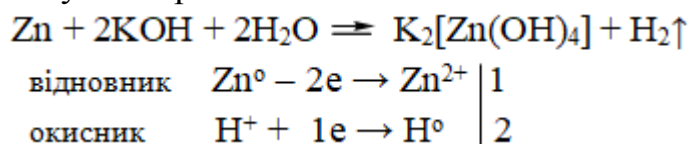
1) основ:  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



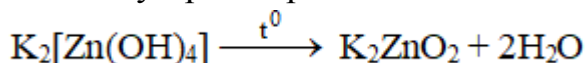
2) кислот:  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$



Сіль, отримана при взаємодії гідроксиду цинку з основою, називається *гідроксицинкатом*. Останній також утворюється при розчиненні цинку в висококонцентрованих лужних розчинах:

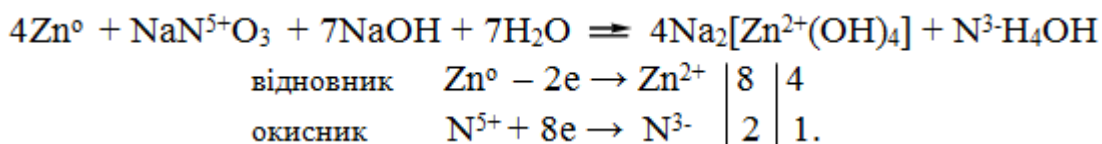


Гідроксицинкат втрачає воду при нагріванні:



При підкисленні лужного розчину гідроксицинкатів цинк гідроксид знову випадає в осад:  $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{HCl} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl}$ .

Атомарний водень, що виділяється під час реакції цинку з лугом, має високу відновну здатність і може відновлювати нітрат до амоніаку:



*Комплексні сполуки цинку.* Для цинку характерні координаційні числа 4 та 6, що відповідає  $sp^3$ - і  $sp^3d^2$ -гібридизації орбіталей.

Комплекси цинку з N- і O-донорними лігандами менш стійкі у водному розчині, ніж комплекси інших d-металів (наприклад, Fe, Co, Cu). Катіони  $\text{Zn}^{2+}$  утворюють стійкі комплекси лише з полідентатними N- та O-донорними лігандами (етилендіамін, етилендіамінтетраацетат), де спостерігається хелатний ефект. Хелатуючий ефект сильно проявляється при комплексоутворенні з аніонами карбонових та амінокислот.

Комплекси цинку з координаційним числом 4 характеризуються тетраедричним розташуванням лігандів, комплекси з координаційним числом 6 – октаедричним розташуванням лігандів.

При розчиненні солей цинку у воді і при взаємодії  $\text{ZnO}$  та  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  з кислотами утворюються аквакомплекси типу  $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$ ,  $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ . Наприклад,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} - [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} - [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  і т.д.

Амінокомплекси є найбільш стійкими серед інших катіонних комплексів:  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$  та  $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ .

*Фізіологічна роль цинку.* Багато дослідників вивчали фізіологічну роль цинку - багатогранний вплив цинку на життя і розвиток людини, рослин і тварин. Основним джерелом цинку для рослин є ґрунт. Біохімічна функція мікроелементу цинку полягає в активності різних металоферментів і активації металоферментних комплексів. Відомо близько 20 цинковмісних ферментів, без яких у жодній клітині неможливий гідроліз ліпідів, полісахаридів, білків,

фосфатів, АТФ та інших важливих біоорганічних речовин, а також синтез ауксинів, ДНК і рибосом.

### **Манган.**

Манган є типовим представником *d*-елементів VII групи побічної підгрупи.

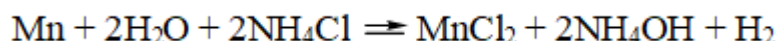
*Хімічні властивості.* Валентними електронами мангану, що обумовлюють його хімічні властивості, є  $3d^54s^2$ . В утворенні хімічних зв'язків можуть брати участь від  $4s^2$  до  $3d^54s^2$  електронів; у першому випадку ступінь окислення мангану дорівнює 2+, в останньому випадку ступінь окислення мангану 7+. Усі інші ступені окислення лежать у заданому інтервалі й залежать від кількості  $3d^5$  електронів марганцю, які беруть участь в утворенні зв'язку.

Манган - активний метал.

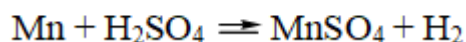
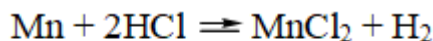
В ряді активності манган знаходиться ліворуч від водню (між алюмінієм та цинком), тому він може витіснити водень із води та кислот. Манган дуже повільно реагує з холодною водою, але реакція прискорюється при нагріванні:



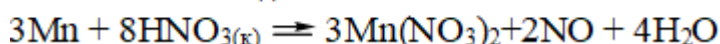
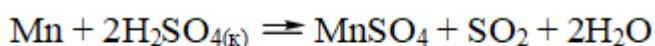
У присутності амоній хлориду, який перешкоджає утворенню нерозчинного манган(II) гідроксиду, манган легко розчиняється у воді:



З розведеними кислотами (крім  $\text{HNO}_3$ ) манган взаємодіє з виділенням водню (роль окисника виконує  $\text{H}^+$ ):

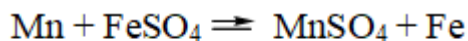


Реагує з концентрованими сульфатною та нітратною кислотами:



Ці реакції відбуваються тільки при нагріванні, оскільки на холоді вказані кислоти *пасивують* метал (вкривають щільною плівкою оксиду металу).

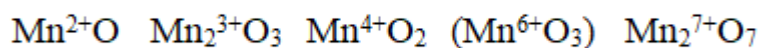
Манган витісняє метали, що знаходяться в ряду активності правіше нього в реакціях взаємодії з солями цих металів:



*Кисневі сполуки мангану.* Манган і кисень утворюють різноманітні сполуки – оксиди та гідроксиди, основні характеристики яких наведено в таблиці 1.

Характер і властивості оксидів і гідроксидів мангану змінюються залежно від ступеня окиснення металу.

← зростання основних властивостей



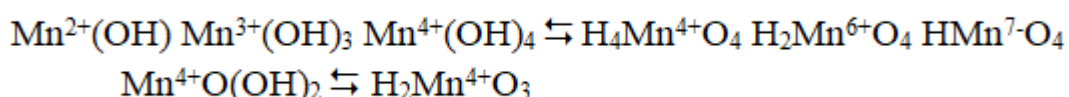
зростання кислотних властивостей →

Таблиця 7 - Кисневі сполуки мангану

Оксид	Тип оксиду	Гідроксид, що відповідає оксиду	Тип гідроксиду	Назва кислоти	Назва солей
MnO	основний	Mn(OH) <sub>2</sub>	малорозчинна основа		
Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	основний	Mn(OH) <sub>3</sub>	малорозчинна основа		
MnO <sub>2</sub>	амфотерний	Mn(OH) <sub>4</sub> ⇌ H <sub>4</sub> MnO <sub>4</sub> MnO(OH) <sub>2</sub> ⇌ H <sub>2</sub> MnO <sub>3</sub>	амфотерний  амфотерний	ортоманганітна (ортомарганцевиста) метаманганітна (метамарганцевиста)	ортоманганіти  метаманганіти
(MnO <sub>3</sub> )	кислотний (у вільному стані не виявлено)	(H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub> )	кислота (у вільному стані не виявлена)	манганатна (марганцевиста)	манганати
Mn <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	кислотний	HMnO <sub>4</sub>	кислота	перманганатна (марганцева)	перманганати

У повній відповідності із властивостями оксидів знаходяться властивості гідроксидів:

← зростання основних властивостей

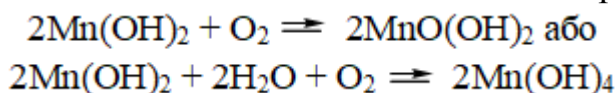


зростання кислотних властивостей →

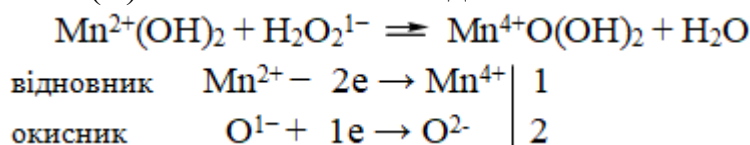
Манган(II) оксиду відповідає манган(II) гідроксид – Mn(OH)<sub>2</sub> – малорозчинна сполука білого кольору. Mn(OH)<sub>2</sub> отримують дією луку та розчинних солей манган(II):

$$\text{MnSO}_4 + 2\text{KOH} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Mn}(\text{OH})_2 \downarrow$$

Манган(II) гідроксид швидко окислюється киснем повітря:

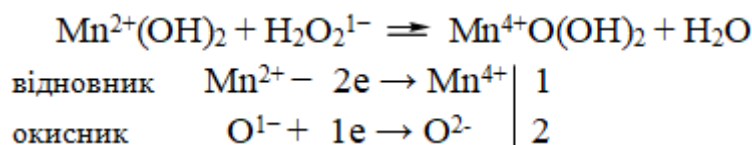


Усі сполуки манган(II) виявляють лише відновні властивості:

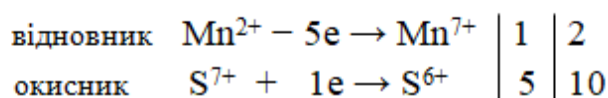
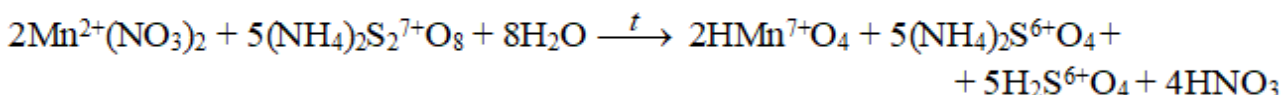
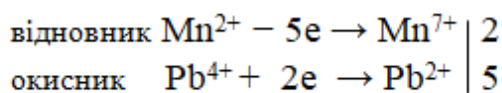
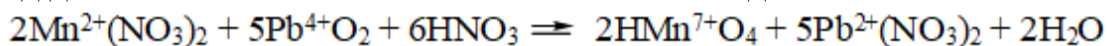


Окислення сполук манган(II) до MnO<sub>2</sub> відбувається в природі у великих масштабах. Велика кількість марганцевих сполук, що вимиваються з гірських

порід, потрапляє в океани у вигляді гідрокарбонатів. Розчинений у морській воді кисень окислює марнган(II) до  $MnO_2$ , який осідає на дно:



Під дією сильного окисника  $Mn^{2+}$  окислюється до  $Mn^{7+}$ :

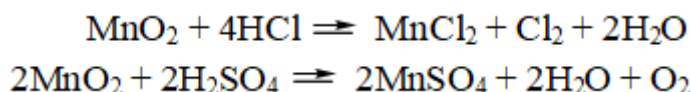


В останніх двох реакціях розчин став рожево-фіолетовим через утворення  $MnO_4^-$ -іонів. Ці реакції використовуються для якісного визначення іонів  $Mn^{2+}$  в аналітичній хімії.

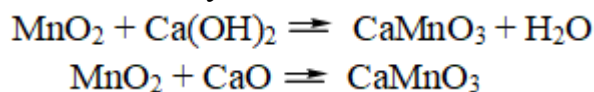
*Манган(IV) оксид*  $MnO_2$  є найбільш стійкий з усіх оксидів мангану У природі зустрічається у вигляді мінералу піролюзиту.

$MnO_2$  – амфотерний оксид. Однак його кислотні та лужні властивості слабкі.

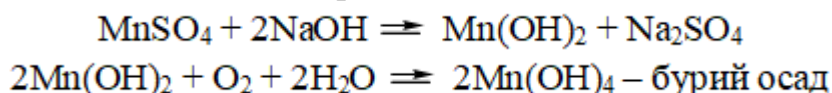
Практично нерозчинний у воді, утворюючи з сильними кислотами нестійкі солі мангану(IV), де манган легко відновлюється до сполук мангану(II):



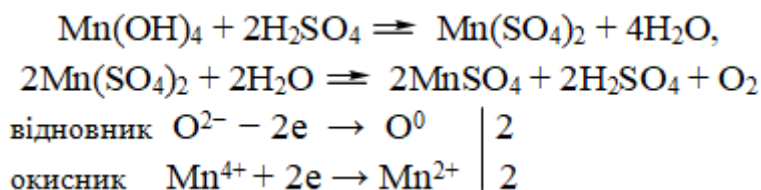
При прожарюванні  $MnO_2$  лугами і основними оксидами утворюються манганіти:



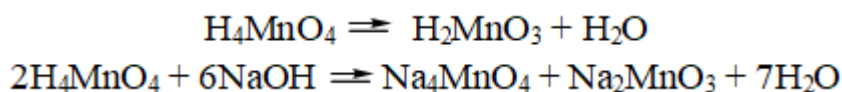
Манган(IV) гідроксид може утворювати манган(II) гідроксид, коли він самовільно окислюється киснем повітря:



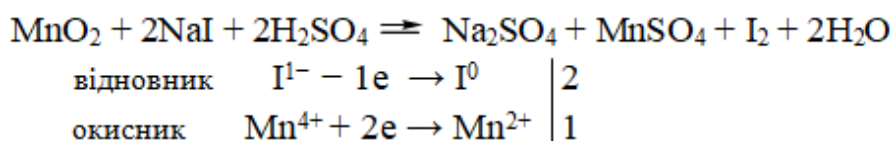
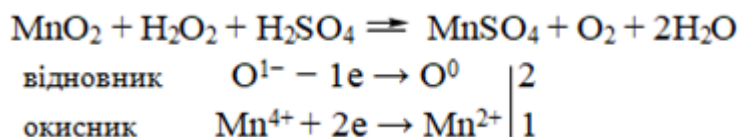
$Mn(OH)_4$  – *амфотерний гідроксид*; утворює з сильними кислотами солі мангану(IV), які легко відновлюються:



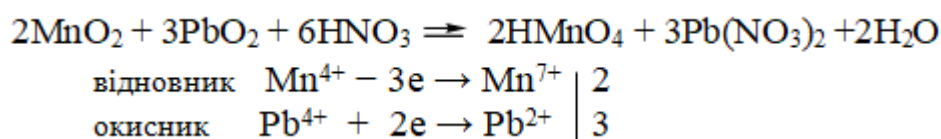
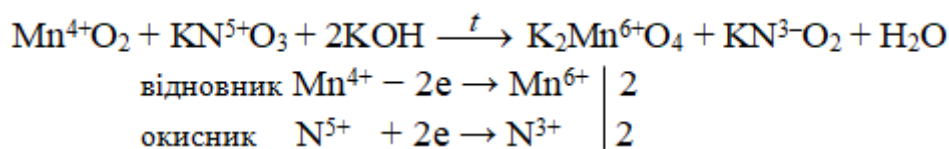
Манган(IV) гідроксид утворює два типи солей з основами: *ортоманганіти* та *метаманганіти*, оскільки *ортоманганітна кислота*  $\text{H}_4\text{MnO}_4$  частково втрачає воду і переходить у *метаманганітну кислоту*  $\text{H}_2\text{MnO}_3$  :



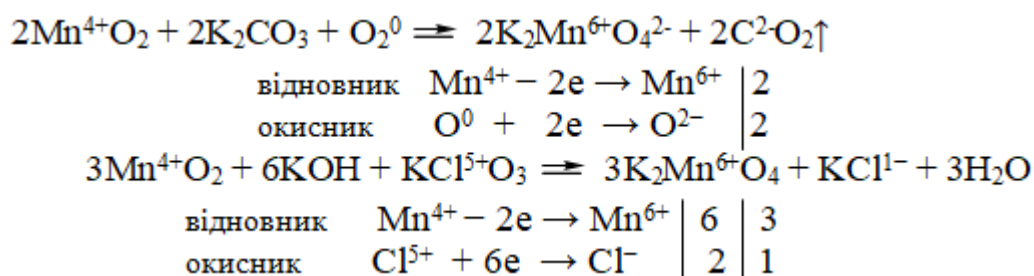
$\text{MnO}_2$  та його похідні є і окисниками і відновниками. У кислому середовищі  $\text{MnO}_2$  проявляє властивості сильного окислювача:



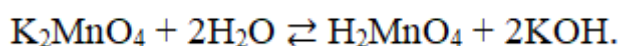
При взаємодії сполук манган(IV) з найсильнішими окислювачами утворюються похідні Mn(VI) і Mn(VII):



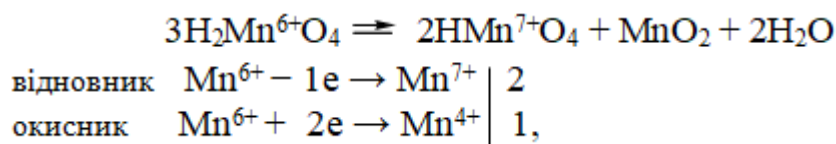
Кисневі сполуки манган(VI) є похідними від манганатної кислоти  $\text{H}_2\text{MnO}_4$ , ангідридом якої має бути манган(VI) оксид. Але ні оксид, а ні кислоту не одержано у вільному стані. Однак, при сплавленні  $\text{MnO}_2$  з лугами або карбонатами у присутності окисників утворюються манганати:



Манганат надає розчину зелене забарвлення (колір іонів  $\text{MnO}_4^{2-}$ ). З часом колір розчину змінюється із зеленого на синій або навіть фіолетовий внаслідок гідролізу манганатів:

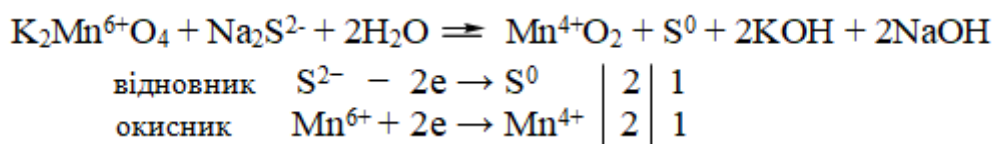
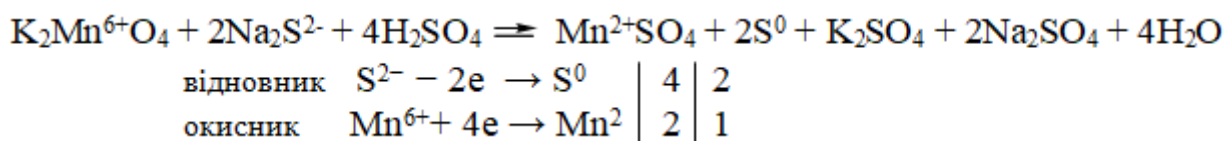


Манганатна кислота (продукт гідролізу) миттєво підлягає необоротній дисмутації:

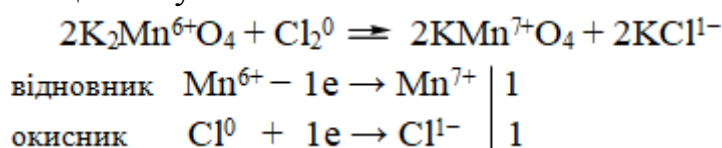


У результаті з'являється фіолетовий колір (колір іонів  $\text{MnO}_4^-$ ). Тому для стабілізації манганатів у розчині (зміщення рівноваги реакції гідролізу) повинен бути надлишок основи.

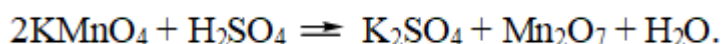
Манганати є сильними окислювачами і відновлюються до  $\text{Mn}^{2+}$  у кислому середовищі та до  $\text{MnO}_2$  у нейтральному та лужному середовищах:



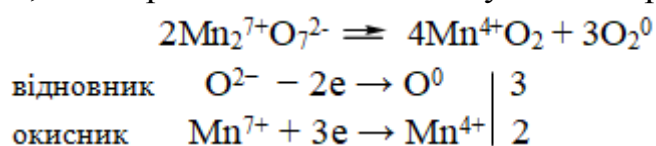
Навпаки, під дією надзвичайно сильних окислювачів манганати окислюються до найвищого ступеня окислення  $\text{Mn}^{7+}$ :



Дія холодної концентрованої сірчаної кислоти і калій перманганату дозволяє отримати *вищу кисневу сполуку мангану* - манган(VII) оксид  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ :



$\text{Mn}_2\text{O}_7$  – темно-зелена або червонувата масляниста рідина, стійка при температурі нижче  $0^\circ\text{C}$ , легко розкладається та вибухає за нормальних умов:



Манган(VII) оксид є дуже сильним окислювачем (в контактi з ним папір, спирти, етери самозаймаються), але не використовується в лабораторній практиці через свою нестійкість. *Перманганатна кислота* утворюється при взаємодії  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  з водою:  $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HMnO}_4$ .

$\text{HMnO}_4$  дуже сильна кислота (трохи поступається  $\text{HClO}_4$ ), її концентрація у водному розчині досягає 20%. Сіль *перманганату* має характерний фіолетовий колір, стійка у водному розчині і є дуже сильним окислювачем. При цьому, ступінь відновлення мангану залежить від умов перебігу окисно–

відновних реакцій і, насамперед від рН середовища. Калій перманганат є класичним окисником.

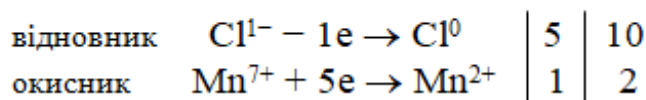
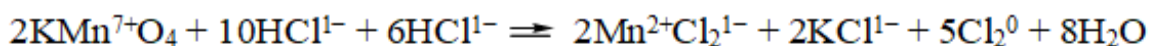
Склад продуктів окисно-відновних реакцій перманганатів залежить від середовища, в якому вони відбуваються (табл. 8).

Таблиця 8 – Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

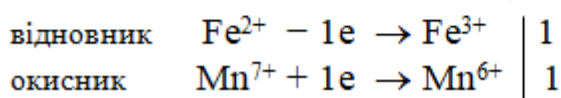
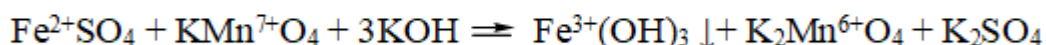
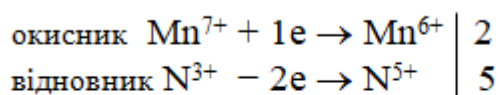
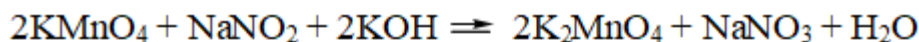
Сполука та її функція	Реакційне середовище	Схема півреакції	Типові продукти
Окисник: KMnO <sub>4</sub>	Кисле (H <sup>+</sup> , рН < 7)	Mn <sup>7+</sup> + 5e → Mn <sup>2+</sup>	Солі Mn <sup>2+</sup> та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: KMnO <sub>4</sub>	Лужне (OH <sup>-</sup> , рН > 7)	Mn <sup>7+</sup> + 1e → Mn <sup>6+</sup>	Солі марганцевистої кислоти і луку, що визначає середовище
Окисник: KMnO <sub>4</sub>	Нейтральне (H <sub>2</sub> O)	Mn <sup>7+</sup> + 3e → Mn <sup>4+</sup>	MnO <sub>2</sub>

Відновлення Mn<sup>7+</sup> з перманганату залежить від реакційного середовища:

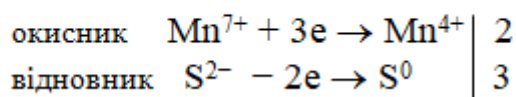
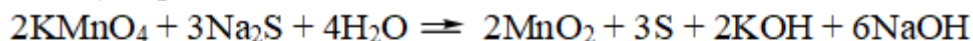
1) у кислому середовищі Mn<sup>7+</sup> до Mn<sup>2+</sup>:



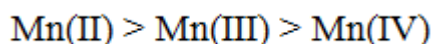
2) у лужному середовищі Mn<sup>7+</sup> до Mn<sup>6+</sup>:



3) у нейтральному середовищі Mn<sup>7+</sup> до Mn<sup>4+</sup>:



Найважливіші солі та комплексні сполуки мангану. Здатність утворювати стійкі сполуки у твердому стані в ряді зменшується:



Під час кристалізації солей мангану(II) кристалогідрати найчастіше виділяються із водних розчинів, наприклад: MnSO<sub>4</sub>·7H<sub>2</sub>O; MnCl<sub>2</sub>·4H<sub>2</sub>O; MnBr<sub>2</sub>·4H<sub>2</sub>O; MnI<sub>2</sub>·4H<sub>2</sub>O; Mn(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O; Mn(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·6H<sub>2</sub>O; Mn<sub>2</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>·5H<sub>2</sub>O; Mn<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·3H<sub>2</sub>O; MnHPO<sub>4</sub>·3H<sub>2</sub>O; Mn(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>·2H<sub>2</sub>O.



Для мангану комплексоутворення менш характерне, ніж для інших *d*-елементів. Однак у водному розчині  $Mn^{2+}$  утворює рожевий октаедричний водний комплекс  $[Mn(H_2O)_6]^{2+}$ . Тому даний тип аквакомплексів розглядають як складову структури стійких солей – кристалогідратів:  $[Mn(H_2O)_6]Cl_2 - MnCl_2 \cdot 6H_2O$ ;  $[Mn(H_2O)_6](NO_3)_2 - Mn(NO_3)_2 \cdot 6H_2O$ ;  $[Mn(H_2O)_2]SO_4 - MnSO_4 \cdot 2H_2O$  і т.д.

### Ферум (залізо)

Побічну підгрупу елементів VIII групи розпочинає *родина заліза* (ферум, кобальт, нікель), де спостерігається значна горизонтальна схожість елементів не лише за будовою їх атомів, а й за властивостями. Крім того, сполуки цієї родини елементів виявляють біогенну активність.

Залізо — один із найпоширеніших елементів, поступаючись серед металів лише алюмінію. Вміст заліза в земній корі становить 4,65%, тільки у вигляді сполук, переважно у основних серіях магматичних порід.

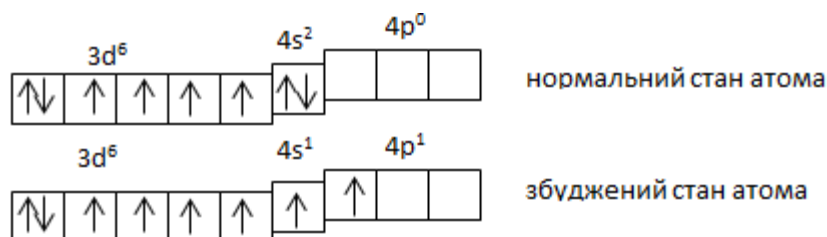
*Хімічні властивості* елементів групи заліза визначаються особливостями їх атомної будови. Так, елементи родини заліза мають близькі значення атомного радіуса (126, 125 і 124 пм), що можна пояснити тим, що *ns*-електрони електрони частково екрановані  $(n-1)d$ -електронами. У той же час збільшення заряду ядра на одиницю не викликає відповідного росту екранування.

Збільшення значення електронегативності від Fe (1,83) до Co (1,88) і Ni (1,91) свідчить про те, що від ферума до нікеля повинно відбуватися зменшення основних і відновних властивостей. Елементи групи заліза передують водню в ряді електрохімічних напруг.

В утворенні хімічних зв'язків атоми феруму можуть брати участь за допомогою  $3d^6 4s^2$  електронів. Завдяки відносно низькій електронегативності атоми заліза, кобальту та нікелю мають у своїх сполуках лише позитивні ступені окиснення.

Далі будуть описані хімічні властивості елементів родини заліза, в основному на прикладі заліза, зосереджуючись на деяких характеристиках кобальту та нікелю.

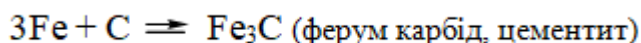
Для *феруму* валентні електрони можна розмістити за такою схемою:



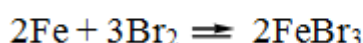
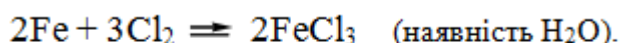
При збудженні атома феруму ( $3d^6 4s^2$ ), один із спарених *4s*-електронів переходить у

4p-стан. Через таке переміщення атом заліза має шість неспарених електронів: чотири на 3d-підрівні і по одному на 4s- і 4p-підрівнях. В цьому стані залізо може виявляти валентність, що дорівнює шести і в разі зміщення всіх шести неспарених електронів у бік більш електронегативних атомів, ступінь окислення заліза буде 6+. Ступені окислення заліза можуть бути 2+ (втрата 4s<sup>2</sup> електронів) і 3+ (віддача одного d-електрона і двох s-електронів).

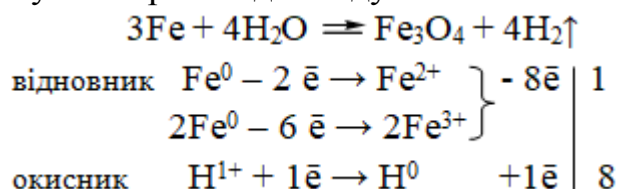
Залізо при низьких температурах реагує з багатьма простими речовинами - вуглецем, азотом, фосфором, кремнієм, галогенами, сіркою:



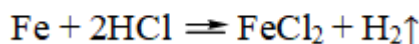
Наприклад, залізо утворює з галогенами солі відповідних кислот:



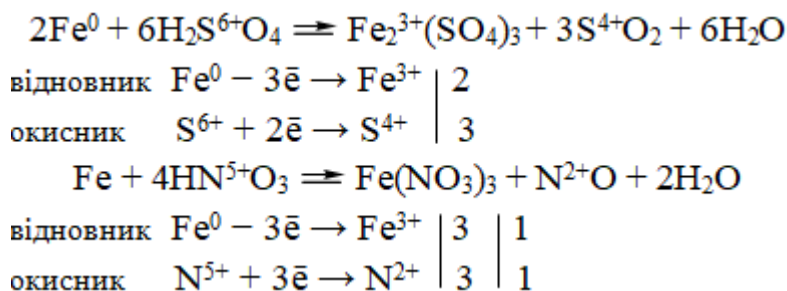
Залізо в розжареному стані розкладає воду:



Залізо не реагує з основами, але добре розчиняється в розведених кислотах, утворюючи солі Феруму(II) і виділяючи газоподібний водень:



За нормальних умов концентрована нітратна кислота та концентрована сірчана кислота пасивують залізо. Проте підігріті розчини концентрованої сульфатної кислоти та 25%-ної нітратної кислоти розчиняють залізо й утворюють солі заліза(III), сульфур(IV) і нітроген(II) оксиди:

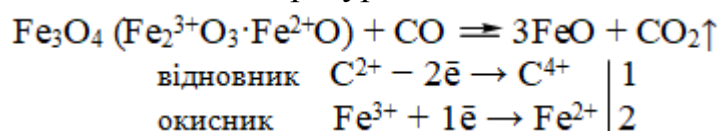


Залізо витискає ті метали із водних розчинів їх солей, які знаходяться у ряду активності праворуч від нього:  $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ .

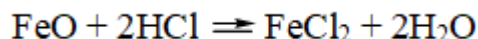
Серед типових оксигеновмісних сполук елементів групи Феруму можна виділити оксиди та гідроксиди загального складу:  $\text{EO} - \text{E}(\text{OH})_2$  і  $\text{E}_2\text{O}_3 - \text{E}(\text{OH})_3$ , де E – Fe, Co, Ni.

Ферум і кисень утворюють оксиди FeO та Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

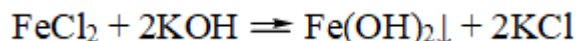
Ферум(II) оксид можна отримати неповним відновленням магнітного залізняку карбон(II) оксидом за температури 600 °С:



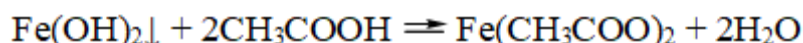
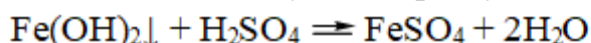
Ферум(II) оксид – чорний порошок, нерозчинний у воді і лугах, виявляє основні властивості, реагує з кислотами утворюючи солі  $\text{Fe}^{2+}$ :



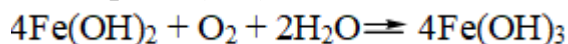
Ферум(II) оксиду відповідає основа – ферум(II) гідроксид  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , який отримують дією на сіль розчином лугу:



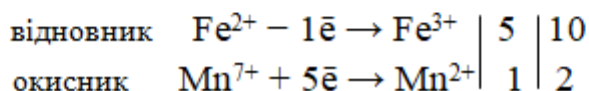
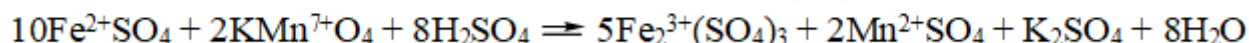
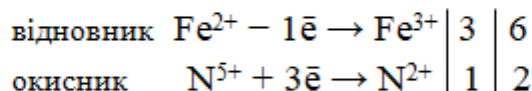
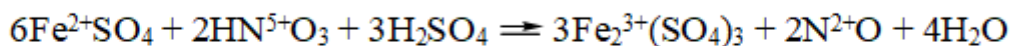
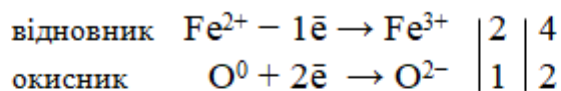
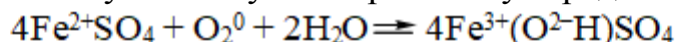
Ферум(II) гідроксид є основним і тому легко реагує з кислотами:



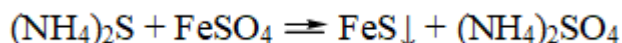
У присутності кисню повітря  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  окислюється до  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ :



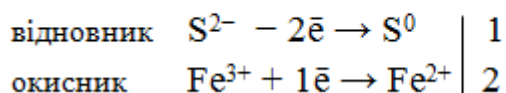
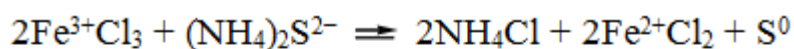
Солі Феруму(II) є відновниками і легко окислюються до сполук Феруму(III) киснем повітря та різними окислювачами в розчині та кристалічному стані. Реакції відбуваються у кислому і нейтральному середовищах, таких як:



Солі заліза(II) переважно розчинні у воді, за винятком сульфідів, карбонатів, фосфатів і силікатів, які зазвичай зустрічаються в природних мінералах. Так, ферум(II) моносульфід можна отримати діючи на розчини солей ферум(II) розчином сульфіді лужного металу або амоній сульфіді:



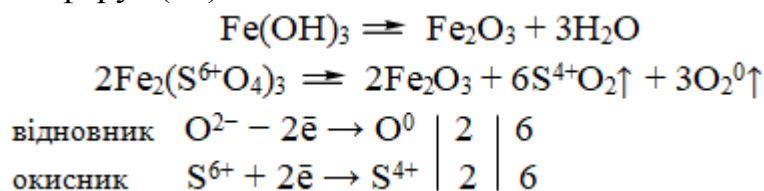
При цьому  $\text{FeS}$  випадає у вигляді аморфного осаду чорного кольору. При дії ж амоній сульфідом розчин солі заліза(III) відбувається окисно-відновна реакція:



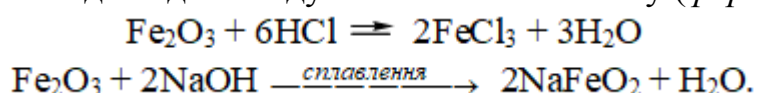
При подальшому додаванні надлишку амоній сульфїду утворюється моносульфїд ферум(II):  $\text{FeCl}_2 + (\text{NH}_4)_2\text{S} \rightleftharpoons \text{FeS}\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ .

При горінні піриту утворюється велика кількість *ферум(III) оксиду*  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ :

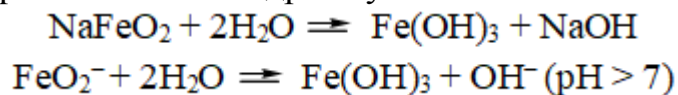
$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2\uparrow$ , а також при прожарюванні ферум(III) гідроксиду або солей ферум(III):



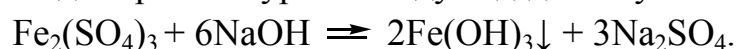
$\text{Fe}_2\text{O}_3$  – червоно-бурий порошок, нерозчинний у воді, проявляє слабкі амфотерні властивості. Під дією кислот утворює солі  $\text{Fe}^{3+}$ , а під дією основ – солі заліза, де залізо входить до складу кислотного залишку (*фериту*):



Під дією води ферити повністю гідролізуються:



Амфотерним (з переважанням основних) є і ферум(III) гідроксид, який утворюється у вигляді червоно-бурого осаду під дією лугів на солі ферум(III):



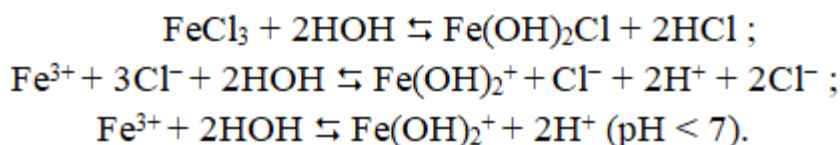
Найбільше практичне значення мають такі солі заліза.

*Ферум(II) гептагідрат сульфату*  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  або *залізний купорос*.

Використовується у сільському господарстві як інсектицид; в медицині для лікування анемії, недокрів'я та як кровоспинний засіб; у виробництві мінеральних барвників і фарбуванні тканин; як консервант для деревини; як компонент електролітів для гальванопластики. Його недолік в тому, що він легко окислюється на повітрі.

Більш стійка на повітрі подвійна сіль – амоній-ферум(II)гексагідрат сульфату  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  (*сіль Мора*), що використовується як відновник в аналітичній хімії.

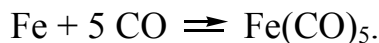
Серед галогенідів заліза(III) найважливішим є хлорид, який виділяється з водних розчинів у вигляді кристалогідрату  $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .  $\text{FeCl}_3$  гідролізується у водному розчині:



*Ферум(III) хлорид*  $\text{FeCl}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  – використовують у медичній практиці як дезінфікуючий та кровоспинний засіб. Використовується для травлення

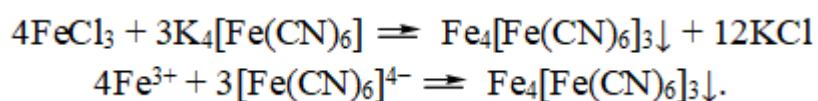
гальванічних мідних пластин; в органічній хімії використовується як окислювач.

*Комплексні сполуки феруму, кобальту, нікелю.* Залізо здатне утворювати сполуки завдяки донорно-акцепторній взаємодії. Тому пентакарбоніл заліза (0) утворюється лише при нагріванні порошку заліза в потоці CO (150-200 °C) під високим тиском:

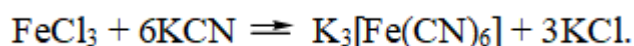


Залізо утворює найбільш стійкий комплекс із лігандами CN<sup>-</sup> – залишками ціанідної кислоти:  $\text{FeSO}_4 + 6\text{KCN} \rightleftharpoons \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{K}_2\text{SO}_4$ .

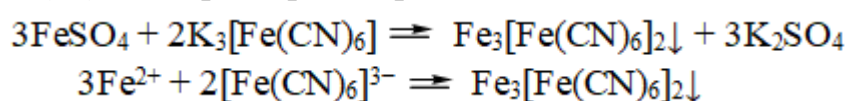
При цьому утворюється *калій гексаціаноферат(II)* або жовта кров'яна сіль, яка застосовується для аналітичного визначення іонів ферум(III). Калій гексаціаноферат(II) і іони Fe<sup>3+</sup> утворюють темно-синій осад берлінської лазурі, який використовується як синій пігмент:



Внаслідок дії на розчини солей Fe<sup>3+</sup> надлишком калій ціаніду утворюється також комплексна сполука з комплексоутворювачем Fe<sup>3+</sup> – *калій гексаціаноферат(III)* або *червона кров'яна сіль*:



Калій гексаціаноферат(III) є характерним реактивом для аналітичного визначення іонів Fe<sup>2+</sup>:



В цій реакції утворюється також осад синього кольору – *турнбулева синь*.

*Біологічна роль ферума, кобальта і нікеля.* Серед усіх важких металів, що містяться в живих організмах, домінує залізо. Залізовмісні органічні молекули беруть активну участь у біологічних процесах, що відбуваються під час дихання та фотосинтезу. Це пояснюється їх високою каталітичною активністю.

Про важливість заліза в біохімії рослин свідчать такі факти:

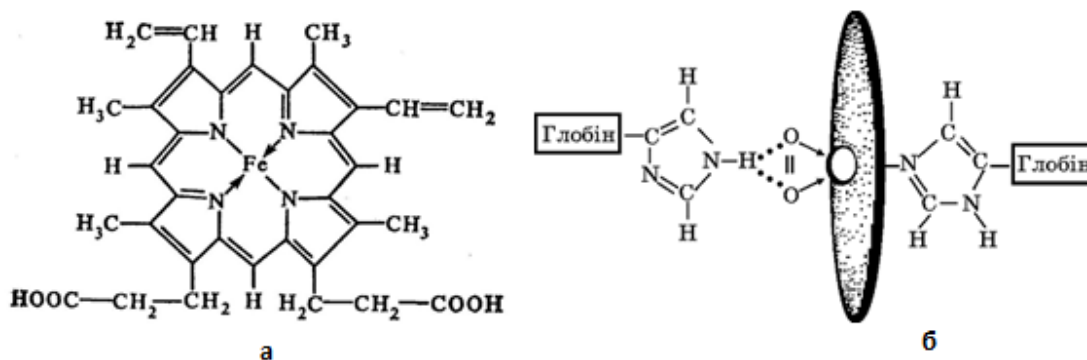
- 1) залізо є у гемі та негемових білках і концентрується головним чином в хлоропластах;
- 2) органічні комплекси заліза беруть участь у перенесенні електронів під час фотосинтезу;
- 3) негемові залізовмісні білки беруть участь у відновленні нітритів і сульфатів;
- 4) процес утворення хлорофілу здійснюється за участю заліза;
- 5) існує гіпотеза про безпосередню участь заліза в метаболізмі нуклеїнових кислот;
- 6) відомі каталітичні та структурні функції Fe<sup>2+</sup> і Fe<sup>3+</sup> в живих тканинах.

Залізо існує у двох ступенях окислення –  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  в організмі людини, тварини і в рослинах.

До складу *гемоглобіну* та *міоглобіну* у вигляді *залізо-порфіринового комплексу* входять переважно іони заліза (рис. 1). Гемоглобін виконує дві біологічні функції :

1) зв'язує молекули кисню з атомами заліза і транспортує їх із легенів до тканин, де вони переходять до молекул міоглобіну;

2) Потім гемоглобін використовує кілька аміногруп, щоб зв'язати молекули вуглекислого газу та перенести їх назад у легені.



**Рис. 1** Будова гему крові феропроtopорфірину (а) і схема координації молекул кисню гемом (б)

### *Питання для самопідготовки*

1. Які особливості електронної будови атомів металу?
2. Найсильніший та найслабший відновники серед металів.
3. Яка різниця між макроелементами та мікроелементами? Чи можна заповнити дефіцит одних фітонутрієнтів надлишком інших фітонутрієнтів?
4. Якщо присутні  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{H}_2\text{O}_2$ , як манган(IV) оксид ( $\text{MnO}_2$ ) перетворити на сіль двовалентного мангану у формі, яка може засвоюватися рослинами?
5. На основі електронної будови атомів *d*-елементів I групи періодичної системи дайте загальну характеристику їх хімічної активності. Чим пояснюється ефект “провалу” електрона для цих елементів?
6. Дайте загальну характеристику *d*-елементів II групи періодичної системи. Наскільки стабільна електронна конфігурація  $(n-1)d^{10}$  в атомах цих елементів?
7. За електронними формулами йонів  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{4+}$ ,  $\text{Mn}^{7+}$  поясніть їх можливі окисно-відновні властивості.
8. Запишіть електронну формулу атома Феруму. Визначте всі його можливі валентності. Наведіть приклади сполук, у яких Ферум проявляє різні валентні стани та окисно-відновні властивості.
9. Виконайте серію окисно-відновних перетворень:



10. Складіть рівняння реакції, складіть електронний баланс і підберіть коефіцієнти:

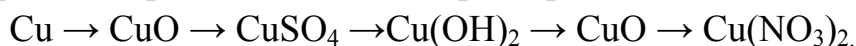


11. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення:  $\text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$

12. Закінчити рівняння реакцій:  $\text{CuCl} + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow$ ;



13. Скласти рівняння реакцій до таких перетворень:



14. Напишіть рівняння реакцій та зазначте, які властивості в проявляють метали:  $\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4$  (конц.)  $\rightarrow$  ;  $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$

### ***Вправи і досліди до виконання лабораторної роботи № 11 Хімія d-катіонів***

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

Внесіть у дві пробірки по 1-2 мікрошпателі купрум(II) оксиду і додати 5-6 крапель 2 н. кислот: в 1-шу пробірку – хлороводневої, а в 2-гу – сульфатної. Нагрійте пробірку на водяній бані та спостерігайте за кольором розчину. Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

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

У пробірку додайте 3-5 крапель розчину солі купрум(II) ( $\text{CuCl}_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ) і 3-5 крапель розчину калій (натрій) гідроксиду. Пробірку з осадом нагрійте на водяній бані. Зверніть увагу на зміну кольору осаду внаслідок розкладу купрум(II) гідроксиду. Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

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

У трьох пробірках одержати купрум(II) гідроксид (див дослід 2) і додати: у першу – надлишок концентрованого розчину натрій (калій) гідроксиду, у другу – 2н. розчину натрій (калій гідроксиду), а в 3 – 2 н. розчин сірчаної кислоти. У якій пробірці спостерігали розчинення осаду? Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

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

У дві пробірки вносять по 5 крапель 0,5н. розчину  $\text{CuSO}_4$  або  $\text{CuCl}_2$  і за допомогою універсального індикатора визначають реакцію середовища. У першу пробірку додайте 2-3 краплі гарячого розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Спостерігайте утворення осаду купрум гідроксокарбонату зеленого кольору і виділення газу. Напишіть рівняння реакцій гідролізу солі міді в молекулярному та іонному виду.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 5. Взаємодія цинку з нітратною кислотою**

У дві пробірки помістіть по 1 мікрошпатель цинкового пилю. До першої пробірки додати 5 крапель 0,5н. розчину нітратної кислоти, а в другу пробірку 5-7 крапель концентрованої нітратної кислоти. Нагрійте пробірки з розчином на водяній бані. За допомогою реактиву Несслера обґрунтувати утворення у першій пробірці іонів  $\text{NH}_4^+$ . У другій пробірці виділяється газ, зверніть увагу на його колір. Напишіть рівняння відповідної реакції. Оцінити вплив концентрованої нітратної ктילותи на склад продуктів реакції відновлення цинком.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 6. Взаємодія цинку з розчином лугу**

У пробірку помістити 1 мікрошпатель цинкового пилю і додати 5 крапель 2н. розчину  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ). Спостерігайте виділення газу. що надлишок основи утворить іон  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$  напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 7. Одержання цинк гідроксиду**

Додайте в пробірку 10 крапель розчину солі цинку і 1-2 краплі 0,5н. розчину  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ) до утворення білого аморфного осаду (осад у пробірці



залишити для наступних дослідів). Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 8. Взаємодія цинк гідроксиду з кислотою**

Додайте в пробірку 3-5 крапель отриманої в попередньому досліді суспензії цинк гідроксиду. Додайте 4-5 крапель розчину соляної кислоти. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 9. Взаємодія цинк гідроксиду з лугами**

Додайте в пробірку 3-5 крапель суспензії цинк гідроксиду, отриманої в досліді 7, і додайте 5-7 крапель розчину NaOH (KOH). Спостерігається розчинення осаду. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 10. Гідроліз солей цинку**

Нанесіть кілька крапель 0,5 н розчину на універсальну тест-смужку солі цинку ( $Zn(NO_3)_2$  або  $ZnCl_2$ ). Визначте рН розчину. Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 11. Одержання і властивості манган гідроксиду**

У пробірку налийте 10-15 крапель розчину  $MnSO_4$  і додайте 10-15 крапель розчину гідроксиду натрію (NaOH). Спостерігайте утворення білого осаду манган(II) гідроксиду.

Отриманий осад розділіть на 3 пробірки. У першу пробірку додають розбавлену сульфатну кислоту або соляну кислоту, а другу — надлишок лугу (NaOH). Поясніть, чому осад розчиняється в кислоті, а не при додаванні лугу. Збовтайте вміст третьої пробірки кілька разів і залиште на деякий час. Спостерігайте поступову зміну кольору осаду внаслідок окиснення манга-

ну(II) до марганцю(IV) киснем повітря. Напишіть рівняння реакції, яка відбувається.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 12.** *Взаємодія заліза з розведеними кислотами*

У три пробірки помістити по шматочку залізних ошурків і додати по 5-7 крапель 2 н. розчину хлоридної, сульфатної та нітратної кислоти (відповідно). Якщо реакція йде повільно, підігрійте пробірку на водяній бані. Потім додайте в кожен пробірку по 1 краплі 0,01 н. розчину калій або амоній тіоціанату. Зверніть увагу на колір розчину та складіть рівняння відповідної реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 13.** *Одержання ферум(II) гідроксиду та дослідження його властивостей*

У три пробірки помістіть по 5 крапель розчину ферум(II) сульфату ( $\text{FeSO}_4$ ) і додайте по 2-3 краплі 2н. розчину  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ). Зверніть увагу на колір осаду, що утворився. Залиште першу пробірку та спостерігайте за зміною кольору з часом. Додайте в другу пробірку надлишок розчину  $\text{NaOH}$ , у третю - розчин сульфатної кислоти. Зробіть висновки про хімічні властивості ферум(II) гідроксиду. Напишіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 14.** *Одержання ферум(III) гідроксиду та дослідження його властивостей*

У дві пробірки додайте по 3-5 крапель розчину солі ферум(III) і додати в кожен пробірку по 2 краплі 2н. розчину  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ). Зверніть увагу на колір отриманого осаду. У першу пробірку додайте 3 краплі  $\text{HCl}$ , а в другу – 2-3 краплі  $\text{KOH}$ . У якій пробірці розчинився осад? Напишіть відповідне рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 15. Гідроліз солей феруму

**А.** Гідроліз солей ферум(II). Додайте в пробірку 1 мікрошпатель  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  і 15 крапель дистильованої води. Визначте рН розчину, використовуючи універсальний лакмусовий папірець. Напишіть рівняння гідролізу  $\text{FeSO}_4$  у молекулярній та іонній формі.

**Б.** Гідроліз ферум(III) хлориду. Додайте у пробірку 1 мікрошпатель ферум(III) хлориду і 15 крапель дистильованої води. Виміряйте рН розчину за допомогою універсального лакмусового папірця, потім нагрійте пробірку. Чи змінився рН розчину? Напишіть рівняння гідролізу  $\text{FeCl}_3$  у молекулярній та іонній формі за кімнатної температури та при нагріванні.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 16. Одержання аміачного комплексу купрум(II)

У пробірку додайте 3-4 краплі розчину купрум(II) сульфату і по краплях доливайте 20%-ний розчин амоніаку до повного розчинення осаду основної солі  $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$ . Зверніть увагу на колір комплексу купрум(II). Запишіть рівняння реакції утворення основної солі та її взаємодії з розчином амоніаку.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 17. Взаємодія цинк гідроксиду з розчином амоніаку

Додайте в пробірку 7 крапель розчину солі цинку і 1-2 краплі 0,5н. розчину  $\text{NaOH}$  ( $\text{KOH}$ ) до утворення білого аморфного осаду. До отриманого цинк гідроксиду  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  додають надлишок концентрованого розчину амоніаку. Напишіть рівняння реакції розчинення цинк гідроксиду в розчині амоніаку у молекулярному та іонному виді.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 18. Якісні реакції на іони $\text{Fe}^{2+}$ і $\text{Fe}^{3+}$

**А.** Взаємодія солей ферум(II) з калій гексаціанофератом (III). У пробірку додайте 3 краплі солі ферум(II) ( $\text{FeSO}_4$ ) і додайте 2 краплі розчину калій гексаціаноферату(III). Зверніть увагу на колір утвореного осаду (турнбулева синь). Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** Взаємодія солей ферум(III) з калій гексаціанофератом (II). У пробірку додайте 2 краплі розчину ферум(III) хлориду ( $\text{FeCl}_3$ ) і додайте 1 краплю розчи-

ну калій гексаціаноферату(II). Зверніть увагу на колір утвореного осаду (берлінська блакить). Напишіть рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**В.** Взаємодія солей ферум(III) з амоній (або калій) тіоціанатом. Додайте в пробірку 3 краплі розчину ферум(III) хлориду ( $\text{FeCl}_3$ ) і 2 краплі амоній (калій) тіоціанат. Визначте колір розчину. Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 19.** Відновлення манган(VII) манганом (II)

У пробірку налейте 5 крапель розчину манган(II) сульфату і по краплях додайте розчин  $\text{KMnO}_4$ . Спостерігати за утворенням бурого осаду та знебарвленням малинового кольору розчину. Перевірте вміст пробірки синім лакмусовим папірцем. Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 20.** Якісні реакції на катіони  $\text{Mn}^{2+}$

Окислення  $\text{Mn}^{2+}$  плюмбум(IV) оксидом. У пробірку помістіть шматочок плюмбум(IV) оксиду  $\text{PbO}_2$ , долити 4-5 крапель нітратної кислоти і додайте 1 краплю (не більше!) розчину манган(II) сульфату або нітрату (лише не хлориду). Нагріти суміш на водяній бані до  $80^\circ\text{C}$ . Внаслідок утворення іонів  $\text{MnO}_4^-$  колір розчину набуває малинового кольору. Написати рівняння реакцій. При поступовому додаванні надлишку  $\text{Mn}^{2+}$  малинове забарвлення розчину зникає, оскільки  $\text{MnO}_4^-$  відновлюється іонами  $\text{Mn}^{2+}$  (дослід 11)

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 21.** Відновні властивості солей ферум(II)

У дві пробірки налейте по 5 крапель розчину ( $\text{FeSO}_4$ ), додайте 2 краплі 2н сульфатної кислоти. У першу пробірку додайте хлорної води, а в другу – додайте по краплях розчин  $\text{KMnO}_4$ . Зверніть увагу на спостереження? Використовуйте розчин тіоціанату амонію (калію), щоб продемонструвати наявність іонів  $\text{Fe}^{3+}$  у розчині. Напишіть рівняння реакцій і складіть до нього електронний баланс.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 22.** Окислювальні властивості сполук ферум(III)

У дві пробірки налийте по 5 крапель розчину *ферум(III) хлориду*  $\text{FeCl}_3$ . У першу пробірку додайте розчин калій йодиду і кілька крапель розчину крохмалю. Запишіть спостереження.

У другу пробірку додайте 5 крапель прозорого розчину сірководневої води і спостерігайте наскільки помутніє розчин внаслідок виділення сірки. Визначте наявність у розчині іонів  $\text{Fe}^{2+}$  за допомогою калій гексаціаноферату(III). Напишіть рівняння реакцій і складіть до нього електронний електронний баланс.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

## Тема лабораторної роботи 12.

### Вивчення хіміко-аналітичних властивостей аніонів на прикладі р-елементів VII-A, VI-A, V-A, IV-A груп C, N, P, S, Cl, Br, I.

**Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.**

**Що треба знати:**

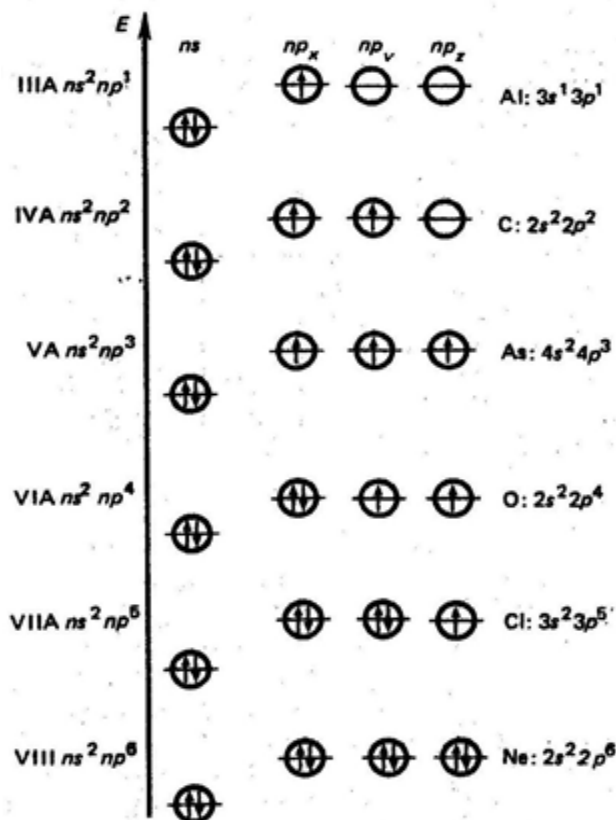
- 1) характеристики електронної будови атомів IVA-VIIa груп;
- 2) типові ступені окислення C, N, P, S, Cl, Br, I у сполуках;
- 3) молекулярні формули важливих оксигеновмісних і безоксигенових сполук C, N, P, S, Cl, Br, I;
- 4) хімічні властивості сполук C, N, P, S, Cl, Br, I;

**Що треба вміти:**

- 1) складати електронні формули C, N, P, S, Cl, Br, I та їх сполук;
- 2) визначити валентність і ступені окислення C, N, P, S, Cl, Br, I в сполуках на основі графічного зображення зовнішнього енергетичного рівня;
- 3) писати хімічні формули оксидів, кислот і солей галогенів;
- 4) записувати рівняння реакцій, які визначають властивості C, N, P, S, Cl, Br, I та їх сполук;

**Про що треба мати уявлення:**

- 1) роль C, N, P, S, Cl, Br, I у біології. Йод – мікроелемент, а нітроген і фосфор – макроелементи;
- 2) роль хлоридів у засоленні ґрунтів.
- 3) складати реакції одержання хлорного (білильного) вапна;
- 4) способи промислового одержання хлору, його кислот і солей;
- 5) значення кисню та сірки в життєдіяльності тварин і рослин;
- 6) значення азоту і фосфору як біогенних елементів;
- 7) кругообіг в природі азоту (мінеральні добрива – ґрунт – амінокислоти, білки, нуклеїнові кислоти рослин – тварини – ґрунт);
- 8) значення вуглецю і кремнію як біогенних елементів;



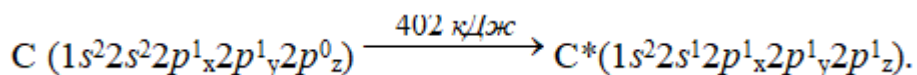
## *Електронна будова атомів і хімічна активність p-елементів IIIA–VIIA-груп*

Будова зовнішніх електронних оболонок атомів *p*-елементів визначає їх хімічні властивості, що відповідають відповідна загальній формулі  $ns^2np^a$ , де  $a = 1 \div 6$  електронів:

Однакова кількість електронів на зовнішньому енергетичному рівні *p*-елементів в межах групи (відповідно номеру групи) і монотонне збільшення числа електронів зовнішньої оболонки при переході від IIIA-групи до VIIA-групи є вертикальною подібністю хімічних властивостей *p*-елементів та горизонтальною відмінністю в межах періодів.

**Карбон** має електронну будову атома в його нормальному незбудженому стані:  $1s^2 2s^2 2p^1 2p^1 2p^0$ . Два неспарені електрони визначають їх участь в утворенні ковалентних зв'язків і ступінь окислення карбону 2+.

Валентність 2 для карбону не є характерною, оскільки атом легко переходить у збуджений стан з валентністю, що дорівнює 4, а ступені окислення підвищуються до 4– і 4+:



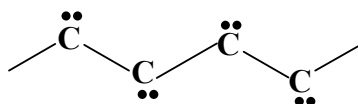
Енергія збудження атома карбону компенсується енергією утворення великої кількості хімічних зв'язків.

Атом карбону у збудженому стані має чотири неспарених електрони і на зовнішньому електронному рівні немає вільних орбіталей або неподільних електронних пар (тільки водень має атомний стан з подібними характеристиками). Електронна структура атома карбону і розташування його в середині шкали електронегативності визначають його унікальні властивості. Завдяки цим факторам існує велика різноманітність органічних сполук. Проміжне значення електронегативності визначає здатність карбону утворювати ковалентні зв'язки з усіма реакційноздатними елементами періодичної системи, які знаходяться зліва (у т. ч. Гідроген), праворуч і нижче в періодичній системі.

Відсутність можливості донорно-акцепторної взаємодії атома карбона визначає приблизно однакову стійкість його одинарних зв'язків з гідрогеном, у якого також відсутні неподільні електронні пари, та з іншими атомами, які такі електронні пари мають, а також зв'язків C—C.

У більшості сполук вуглець є чотиривалентним. Його можливі ступені окислення 4–; 2+; 4+.

Електронна будова і розмір атома, середня величина електронегативності (2,5 для C) пояснюють міцність зв'язку C—C і схильність атомів вуглецю до утворення довгих гомоланцюгів (переважно в органічних сполуках) :

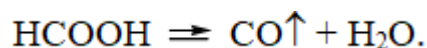


Сполуки карбону вивчаються в курсі органічної хімії. Відносно обмежена кількість з них вважається неорганічними речовинами. Цей поділ є умовним, оскільки існує багато сполук, які однаково вдало можна віднести до органічних і неорганічних:  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{HCN}$  тощо. Однак ми зосередимося на хімії традиційних неорганічних сполук вуглецю, особливо тих, що містять аніони  $\text{CO}_3^{2-}$ .

Відомо кілька кисневих сполук, що містять вуглець, найважливіші з яких  $\text{CO}$  і  $\text{CO}_2$ .

*Карбон(II) оксид* — безбарвний газ, без запаху, значно легший за повітря, зріджується при  $-191,5\text{ }^\circ\text{C}$ , стає твердим при  $-205\text{ }^\circ\text{C}$ , важко розчинний у воді.

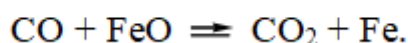
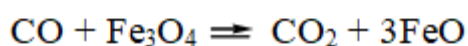
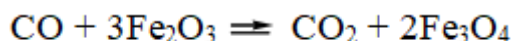
У лабораторії  $\text{CO}$  отримують дією концентрованої сірчаної кислоти на мурашину кислоту при нагріванні:



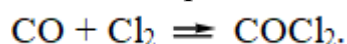
У цій реакції сірчана кислота діє як поглинач води.

Карбон(II) оксид — несполетворний оксид, який не взаємодіє з водою, лугами, кислотами.

$\text{CO}$  є сильним відновником і при нагріванні відновлює деякі оксиди металів. Таким чином, доменний процес виробництва чавуну заснований на наступних реакціях відновлення заліза з його оксидів:

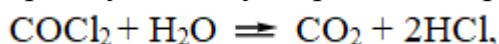


$\text{CO}$  реагує з деякими окислювачами при невеликому нагріванні:



Реакція відбувається на світлі у присутності каталізатора (активоване вугілля). При цьому утворюється карбон оксохлорид — *фосген*, високотоксична речовина.

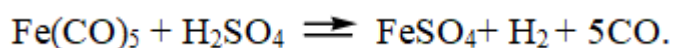
При вдиханні фосген гідролізується з утворенням гідроген хлорид:



який руйнує тканини легенів. Фосген можна використовувати для виробництва деяких органічних барвників та лікарських речовин.

Карбон(II) оксид та важкі метали утворюють сполуки комплексного типу, які називаються *карбонілами*:  $\text{Ni}(\text{CO})_4$ ,  $\text{Fe}(\text{CO})_5$ ,  $\text{Cr}(\text{CO})_6$ . У цих сполуках ступінь окислення металу дорівнює нулю, тому карбоніли металів здебільшого поведуться як метали, наприклад:





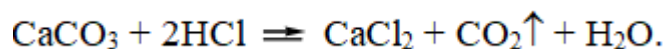
Карбон(II) оксид є високотоксичною речовиною. Повітря, що містить 0,1% CO, є смертельним. Токсична дія CO зумовлена тим, що Карбон(II) оксид, як і кисень, зв'язується з гемоглобіном крові, перетворюючи його в карбоксигемоглобін. При цьому гемоглобін втрачає здатність поглинати кисень, і люди гинуть через нестачу кисню. Основний антидот – свіже повітря.

Карбон(IV) оксид — безбарвний газ, у 1,5 рази важчий за повітря за звичайних умов, тому його переливають як рідину з однієї посудини в іншу. 1 дм<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> має масу 1,98 г за нормальних умов і має незначну розчинність у воді - 0,88 об'єму CO<sub>2</sub> розчиняється в 1 об'ємі води при 20 °С.

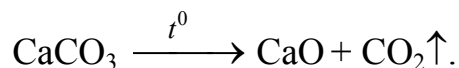
CO<sub>2</sub> стає рідким при охолодженні під тиском. Випаровування рідкого CO<sub>2</sub> спричиняє охолодження і утворення твердого карбон(IV) оксиду, відомого під назвою "сухий лід". При -78 °С твердий CO<sub>2</sub> сублімується, але не стає рідким.

У природі вуглекислий газ безперервно утворюється при окисленні органічних речовин (дихання, гниття решток рослин і тварин, спалювання палива). Вулканічні тріщини та мінеральна вода виділяють велику кількість вуглекислого газу.

У лабораторних умовах карбон(IV) оксид можна отримати діючи на мармур хлороводневою кислотою:

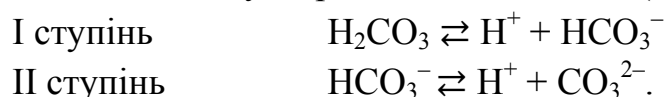


Карбон(IV) оксид одержують у промислових масштабах при обпалюванні вапняку:



CO<sub>2</sub> – кислотний оксид, ангідрид карбонатної (вугільної) кислоти, взаємодіє з водою, основними оксидами, лугами, амоніаком. Вода насичена CO<sub>2</sub> має кислий смак і слабокислу реакцію. Взаємодія карбон(IV) оксиду з водою (кислото-утворююча здатність) слабо виражена і рівновага сильно зміщена уліво: CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O ⇌ H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. У водному розчині лише одна молекула з 600 перетворюється на H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>. Основна кількість карбон(IV) оксиду, розчиненого у воді, залишається в молекулярному стані. Карбонатна кислота H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> існує тільки у розчинах. При нагріванні розчину CO<sub>2</sub> легко випаровується, а рівновага утворення H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> зміщується вліво, залишаючи в кінці чисту воду.

*Карбонатна (вугільна) кислота дуже слабка. В розчинах карбонатна кислота дисоціює двоступінчасто, переважно на H<sup>+</sup> і HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> (I ступінь) і зовсім незначна кількість утворюється іонів CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> (II ступінь):*



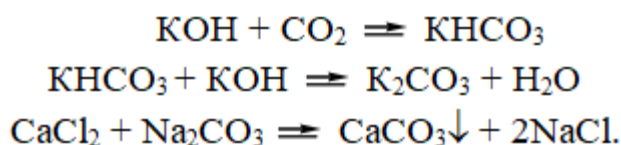
З урахуванням всієї кількості  $\text{CO}_2$  у розчині, за першим ступенем константа дисоціації карбонатної кислоти має значення:

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

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

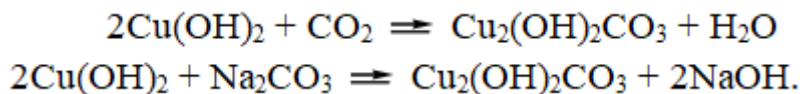
*Карбонатна (вугільна) кислота* — двоосновна кислота, яка утворює середні та кислі солі. Середні солі називаються *карбонатами*, а кислі — *гідрокарбонатами*.

При дії  $\text{CO}_2$  на луги або в результаті обмінних реакцій між розчинами солей вугільної кислоти і солями інших кислот одержують солі вугільної кислоти:



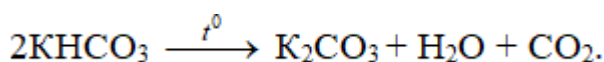
Діючи на карбонати вугільною кислотою водним розчином  $\text{CO}_2$  утворюються гідрокарбонати:  $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

Основні солі частіше утворюються при взаємодії вугільної кислоти зі слабкими основами:

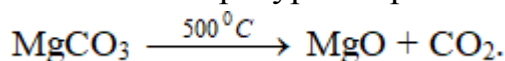


Карбонати та гідрокарбонати амонію та лужних металів добре розчинні у воді. Гідрокарбонати інших металів помірно розчинні у воді.

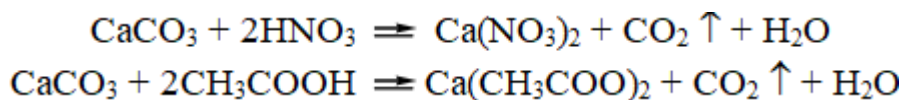
Карбонати та гідрокарбонати термічно нестійкі. Гідрокарбонати при нагріванні перетворюються на карбонати:



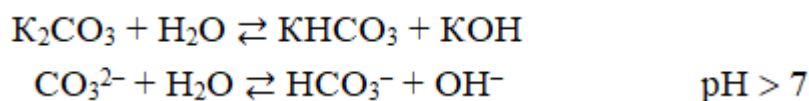
При більш високих температурах карбонати розкладаються:



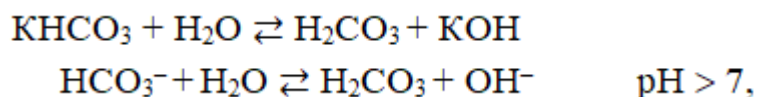
Також карбонати розкладаються під дією неорганічних або слабких органічних кислот:



Розчини карбонатів лужних металів гідролізують ( $\text{pH} > 7$ ):

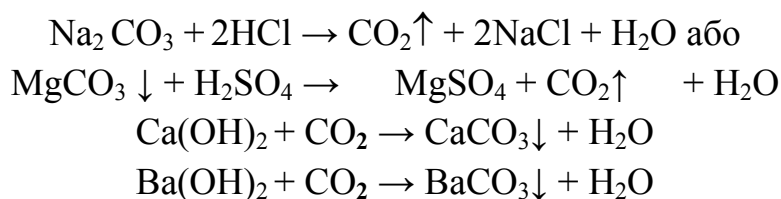


Гідроліз гідрокарбонатів відбувається повільніше:



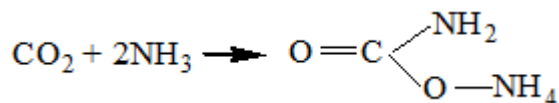
а тому значення рН їх водних розчинів менше, ніж для карбонатів, але однаково більше 7.

Властивість карбонатів розкладатися під дією мінеральних кислот ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$  та ін.), а також оцтової кислоти  $\text{CH}_3\text{COOH}$  з виділенням  $\text{CO}_2$ , застосовують в якісному аналізі для відкриття йону  $\text{CO}_3^{2-}$ . Присутність йону  $\text{CO}_3^{2-}$  визначають за вапняною або баритовою водою, або за відсутністю окисно-відновного ефекта в реакціях із сильними окисниками ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  або  $\text{KMnO}_4$ ):

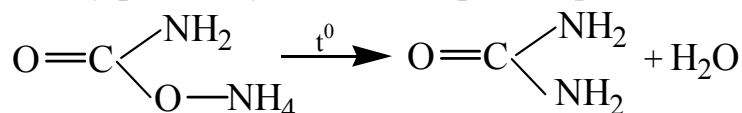


Одним з основних продуктів хімічної промисловості є *натрій карбонат* або *soda*  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Хімічна формула, що відповідає соді –  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  (кристалогідрат). Кристалізаційна вода легко вивітрюється з кристалогідрату.

При взаємодії  $\text{CO}_2$  з амоніаком утворюється *амоній карбамат* (сіль карбамінової кислоти  $\text{H}_2\text{NCOOH}$ ):

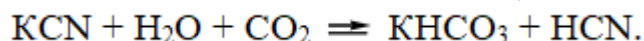


Амоній карбамат – нестійка речовина, яка при нагріванні перетворюється на безбарвну кристалічну речовину – цінне добриво *карбамід* (*сечовина*):



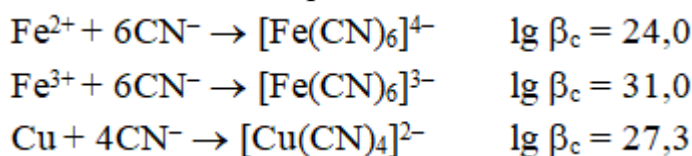
Крім водню та кисню, вуглець утворює сполуки також із сіркою, азотом, галогенами та металами.

На повітрі у присутності  $\text{CO}_2$  і водяної пари ціаніди розкладаються оскільки вугільна кислота сильніша за ціанистоводневу і витискає її з солей:



Ціаніди легко гідролізуються з утворенням ціанистоводневої кислоти; рН таких розчинів більше 7:  $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ .

Ціанід-іон – дуже активний ліганд, утворює стійкі комплексні сполуки аніонного типу з d-елементами, наприклад:



Стійкість таких комплексів настільки велика, що розчини їх не отруйні, оскільки рівноважна концентрація ціанід-іонів  $\text{CN}^-$  надто мала.

**Застосування р-елементів IVA-групи та їхніх сполук.** Карбон та його сполуки мають велику енергетичну цінність, тому як енергоносії використовують вугілля, газ, нафту, торф, деревину та ін.

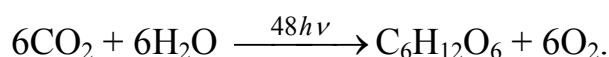
Серед інших карбонатів найбільше застосування має вапняк  $\text{CaCO}_3$ . У сільському господарстві використовується на вапняно-кислих ґрунтах і як сировина в будівництві, скляній і паперовій промисловості.

Сечовина  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  – цінне азотне добриво та інгредієнт преміксів для годівлі сільськогосподарських тварин (див. Додаток 10).

У практиці рослинництва калій тіокарбонат  $\text{K}_2\text{CS}_3$  використовують як інсектицид проти філоксери та деяких комах.

**Карбонвмісні комплексні сполуки у житті рослин.** Організмам потрібна енергія для виживання, росту та розмноження. Основним джерелом цієї енергії є сонце. Однак під час розвитку життя на Землі та появи нових і різноманітних організмів багато організмів розвинули здатність збирати енергію опосередковано, поглинаючи енергію від інших організмів. Наприклад, людина позбавлена можливості прямого застосування сонячної енергії. Тому вона використовує тваринний і рослинний матеріал, як джерела накопиченої енергії.

Фотосинтез є найважливішим способом перетворення сонячної енергії у форму, придатну для використання живими організмами. У листі рослин під час фотосинтезу карбон(IV) оксид і вода перетворюються на вуглевод глюкозу з виділенням кисню:



Енергія, необхідна для цього процесу, надходить із видимої частини сонячного спектру. Фотони енергії поглинаються фотосинтезатором – хлорофілом, який міститься в зеленому листі рослин. Фотосинтез рослин – це природний механізм перетворення сонячної енергії в енергію фосфатних зв'язків макроергічних молекул (АТФ та ін.) за участю комплексних сполук. Від цього процесу залежить підтримання життя всіх біологічних систем у земних умовах.

Для життєдіяльності всіх рослин важливі комплексні природні сполуки, що володіють властивостями лігандів і водночас акумуляторами енергії. Прикладом таких сполук є ґрунтовий гумус — продукт біохімічного перетворення органічних залишків за участю мікроорганізмів, кисню та вологи.

Гумус у сухому вигляді являє собою неплавкий аморфний темно-коричневий порошкоподібний продукт, з якого виділяються гумінові та фульвокислоти (високомолекулярні конденсовані ароматичні сполуки). Гумінові кислоти

утворюють комплексні сполуки з металами за рахунок великої кількості донорних атомів азоту, сірки та кисню. Вони входять до складу органічної маси торфу (25–50%), землистого та блискучого бурого вугілля (відповідно 45–60 та 5–15%), окисленого кам'яного вугілля (до 60%). Молекулярну модель бурого вугілля, як концентрату гуматоподібних речовин, що складається з карбону, кисню, гідрогену та невеликої кількості сульфуру, нітрогену та домішок інших елементів.

За вмістом (близько 21%) в організмі людини і тварин вуглець є макроелементом. Він входить до складу всіх тканин і клітин у вигляді білків, жирів, вуглеводів, вітамінів, гормонів, а з біологічної точки зору вуглець є органогеном номер один.

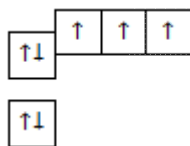
***p*-Елементи VA-групи.** Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня *p*-елементів п'ятої групи відповідає загальній формулі  $ns^2np^3$ , де *n* – номер періоду елемента. Це означає, що на останньому енергетичному рівні їх атомів міститься п'ять електронів, три з яких є неспареними. Тому їхні властивості та здатність виявляти валентність 3 подібні У той же час атоми всіх *p*-елементів VA-групи прагнуть додати по три електрони, тим самим добудовуючи свої електронні оболонки до найближчої стабільної електронної конфігурації інертного газу. На відміну від нітрогену, атоми решти *p*-елементів підгрупи мають вільний *nd*-підрівень і завдяки своїм орбіталям валентності фосфору, миш'яку, сурми та вісмуту можуть бути збільшені до 5.

Радіуси атомів, тобто віддаленість валентних електронів від ядра в ряду N — P — As — Sb — Ві зростають зверху донизу. Водночас із зменшенням енергії іонізації атома та його електронегативності неметалічна природа елемента послаблюється. Одним із найактивніших неметалів є азот. За значення спорідненості до електрона можна зробити висновок, що для азоту не існує стабільного негативного іона. Від азоту до вісмуту стійкість сполук у ступені окислення 3+ підвищується порівняно зі сполуками у ступені окислення 5+.

Від нітрогену до вісмуту збільшення атомного радіуса елемента призводить до посилення міжмолекулярних взаємодій речовини і переходу їх у конденсований стан: N<sub>2</sub> – газ, а P, As, Sb та Ві – тверді сполуки.

Збільшення розмірів атомів від N до Ві зверху вниз у групі відповідає зменшенню окисної здатності елементів та збільшенню відновних властивостей. Про це свідчить зменшення значення стандартного електродного потенціалу елементів (див. додаток 8).

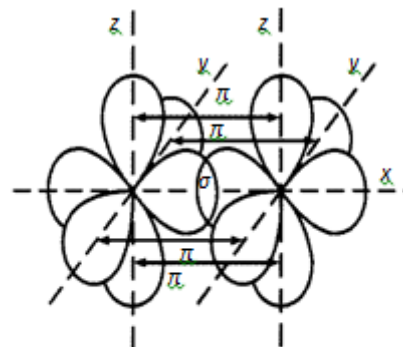
***Нітроген*** – неметал, будова зовнішнього електронного рівня атому визначає його хімічні властивості:  $1s^2 2s^2 2p_x^1 2p_y^1 2p_z^1$



Атом нітрогену має три неспарених електрони, які можуть утворювати три ковалентних зв'язки. За рахунок  $2s^2$ -електронів нітроген може утворювати четвертий ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом.

У валентному електронному шарі атома нітрогену відсутні  $d$ -орбіталі, тому атом нітрогену не може утворити більше чотирьох ковалентних зв'язків і його максимальна валентність дорівнює чотирьом.

За звичайних умов молекула азоту складається з двох атомів, які зв'язані між собою потрійним ковалентним зв'язком, один з яких є  $\sigma$ -зв'язком, а два інші –  $\pi$ -зв'язками (рис. 2).

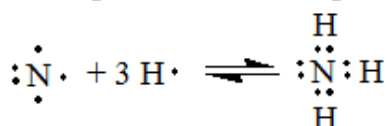


**Рис. 2** – Перекривання атомних орбіталей в молекулі  $N_2$

Сумарна енергія потрійного зв'язку оцінюється в 941 кДж/моль, тому молекули азоту надзвичайно стійкі, навіть при 3000 °С їх розкладання на атоми становить лише 0,1 %.

Внаслідок стійкості молекул  $N_2$  багато сполук азоту ендотермічні і розкладаються з утворенням молекулярного азоту. Хімічна інертність молекул азоту обумовлює існування його на Землі у вільному стані. А саме тому ректифікацією зрідженого повітря в промисловості одержують *азот*. Повітря практично складається з двох компонентів: азоту – 78,2 % і кисню – 21,0 %. Оскільки температуру зрідження азоту нижча (–195,8 °С), ніж кисню (–183 °С), то при нагріванні рідкого повітря спочатку у газоподібний стан переходить азот, а кисень залишається рідким.

*Сполуки азоту з воднем.* Азот утворює різні водневі сполуки:  $NH_3$  – амоніак (аміак);  $NH_2OH$  – гідроксиламін;  $N_2H_4$  – гідразин. Найважливішим є амоніак. Молекула  $NH_3$  утворюється шляхом спаровування трьох  $p$ -електронів атома нітрогену з  $s$ -електронами трьох атомів гідрогену:

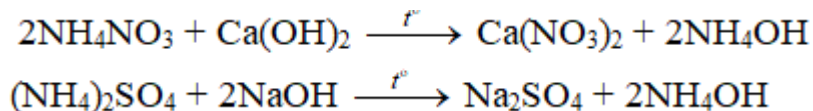


*Амоніак* – безбарвний газ із характерним різким запахом у два рази легший за повітря. Він зріджується при –33 °С і стає твердим при –78 °С Амоніак добре розчиняється у воді 1200 об'ємів аміаку розчиняються в 1 об'ємі води при 0 °С, а 1200 об'ємів аміаку розчиняються в 700 об'ємах води при 20 °С. Концентрований розчин містить 25 мас.%  $NH_3$  (густина 910 кг/м<sup>3</sup>). У медицині та

ветеринарії використовують 10 % розчин амоніаку під назвою *нашатирий спирт*.

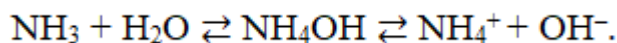
*Одержання амоніаку.* Майже одночасно були розроблені два промислові методи фіксації атмосферного азоту – синтезу амоніаку: *Ціанамідний спосіб і метод прямого синтезу амоніаку із азоту і водню.*

У лабораторних умовах амоніак добувають шляхом нагрівання солей амонію із лугами:



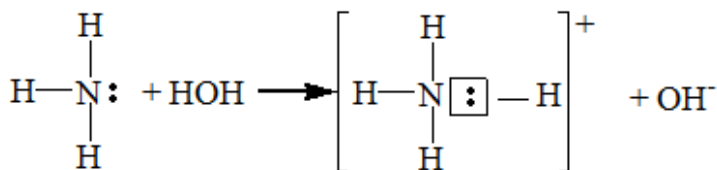
*Хімічні властивості амоніаку.* Для амоніаку характерні реакції трьох типів – приєднання, заміщення і окислення:

1) Найбільш характерні для амоніаку реакції приєднання, що відбуваються у звичайних умовах завдяки особливостям будови молекул  $\text{NH}_3$ . При розчиненні амоніаку у воді утворюється амоній гідроксид – слабка основа з  $K_{\text{дис}} = 1,76 \cdot 10^{-5}$ :

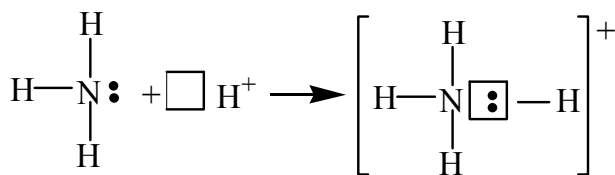


Цей водний розчин має лужну реакцію і осаджує гідроксиди деяких важких металів із розчинів їх солей, що свідчить про наявність у водному розчині амоніаку іонів  $\text{OH}^-$  і  $\text{NH}_4^+$ .

Молекула амоніаку, внаслідок неподільної пари електронів, відриває протон від молекули води і утворює з ним ковалентний зв'язок за донорно-акцепторним механізмом (катіон амонію), а в розчині залишаються іони  $\text{OH}^-$ :



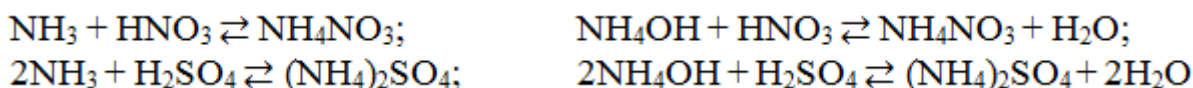
У результаті такої взаємодії нітроген змінює свою валентність з 3 до 4, а ступінь окислення його залишається незмінною – 3–.



За таким же механізмом амоніак реагує з будь-якою речовиною, що здатна відщеплювати протони, зокрема з кислотами та газоподібними галогеноводнями.

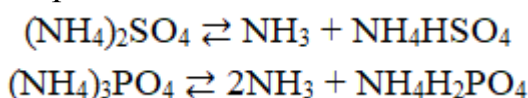
*Йон амонію* має конфігурацію правильного тетраедра з чотирма просторовами і енергетично рівноцінними атомами водню у вершинах ( $sp^3$ -гібридні орбіталі). У сполуках з аніонами кислот  $\text{NH}_4^+$  поводить себе як катіони лужних металів.

Оскільки кислоти відщеплюють протон легше ніж вода, концентрація  $\text{NH}_4^+$  у розчинах амонійних солей буде більшою ніж у розчині  $\text{NH}_4\text{OH}$ :

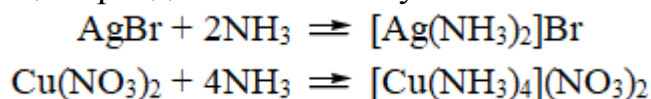


*Солі амонію* – тверді кристалічні речовини, білого кольору, схожі із солями лужних металів за розчинністю. На відміну від розчинів солей лужних металів розчини солей амонію мають кислу реакцію внаслідок гідролізу.  $\text{NH}_4^+$  може ізоморфно заміщувати іони лужних металів в їх сполуках, наприклад, галунах. При нагріванні солі амонію розкладаються, причому характер розкладу залежить від аніона. Якщо сіль амонію утворена леткою кислотою, то при нагріванні виділяються амоніак і кислота, які здатні при охолодженні знову утворювати сіль:  $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\text{нагрівання}} \text{NH}_3 + \text{HCl} \xrightarrow{\text{охолодження}} \text{NH}_4\text{Cl}$

Внаслідок розкладу солей амонію, утворених нелеткими кислотами, виділяється амоніак і ще утворюються кислі солі:

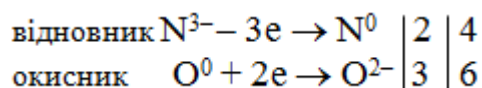


Реакції комплексоутворення, у яких лігандами є молекули амоніаку також можна віднести до реакцій приєднання амоніаку:

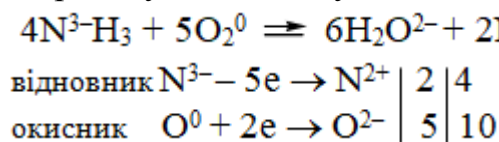


В окисно-відновних реакціях амоніак виявляє тільки відновлюючі властивості, оскільки нітроген знаходиться у нижчому ступені окислення (3–) і здатний тільки віддавати електрони.

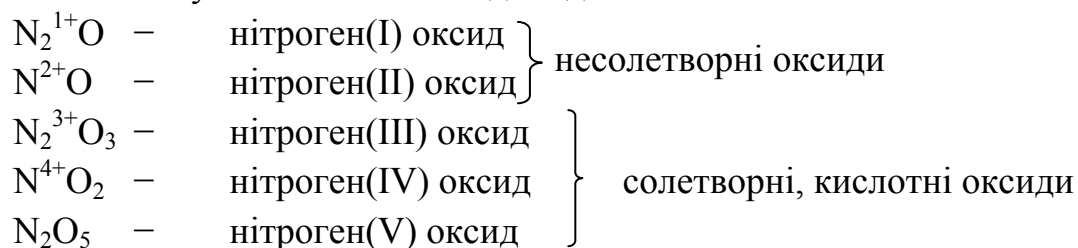
Так, наприклад, у суміші з киснем амоніак горить зеленувато-жовтим полум'ям:



Якщо взаємодія з киснем відбувається у присутності спеціального каталізатора, то окислення нітрогену досягає ступеня окислення 2+ :



**Кисневі сполуки нітрогену.** З киснем нітроген утворює п'ять оксидів, у яких виявляє ступені окислення від 1+ до 5+ :

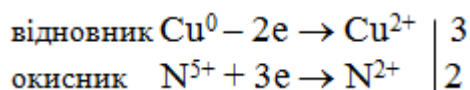




За звичайних умов всі оксиди є газами; окрім  $N_2O_5$ ,  $N_2O_5$  – тверда речовина. По відношенню до живих організмів всі оксиди токсичні, за виключенням  $N_2O$ .

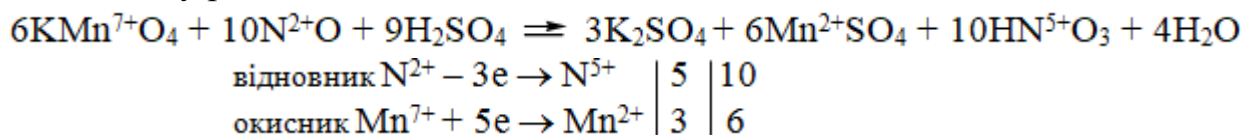
*Нітроген(II) оксид.*  $NO$  – єдиний з усіх оксидів азоту, який можна одержати безпосередньо з елементів в електричних розрядах або при нагріванні суміші азоту і кисню до температур  $2500-3000\text{ }^\circ\text{C}$ :  $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ .

В лабораторних умовах  $NO$  одержують дією нітратної кислоти (30–35%) на малоактивні метали ( $Cu$ ,  $Hg$ ):  $3Cu + 8HNO_3 \rightleftharpoons 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$

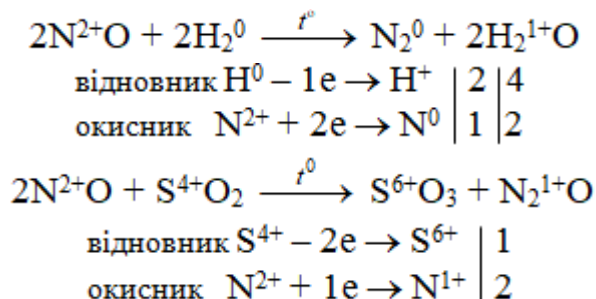


Нітроген(II) оксид має окислюючі і відновні властивості. Як відновник  $NO$  взаємодіє з киснем за звичайних умов:  $2N^{2+}O + O_2^0 \rightleftharpoons 2N^{4+}O_2^{2-}$

Відновні властивості  $NO$  може також виявляти при взаємодії з сильними окисниками у розчинах:



Як окислювач  $NO$  взаємодіє з сильними відновниками:



Наявність неподілених пар електронів біля атомів нітрогену і киснену у молекулі  $NO$  надає їй електронно-донорних властивостей. На цій основі  $NO$  з деякими  $d$ -елементами утворює комплексні сполуки, виконуючи роль ліганду. Наприклад, ферум(II) сульфат у водних розчинах поглинає  $NO$  з утворенням ферум(II) нітрозил-сульфату:  $Fe^{2+}SO_4 + NO \rightleftharpoons [FeNOSO_4]$ .

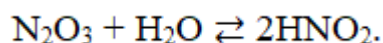
Ця реакція використовується для якісного визначення нітроген(II) оксиду.

За схожим механізмом  $NO$  взаємодіє з гемоглобіном крові і в цьому ж полягає його токсична дія.

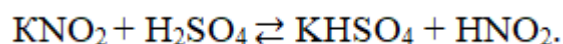
$NO$  є проміжним продуктом денітрифікації азоту у ґрунті, що призводить до його втрат.

*Нітроген(III) оксид.*  $N_2O_3$  утворюється при взаємодії  $NO_2$  з  $NO$  за оборотною реакцією:  $N^{4+}O_2 + N^{2+}O \rightleftharpoons N_2O_3$ .

$N_2O_3$  - кислотний оксид є ангідридом нітритної кислоти:

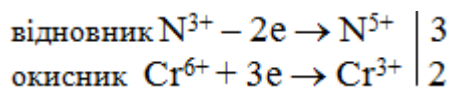
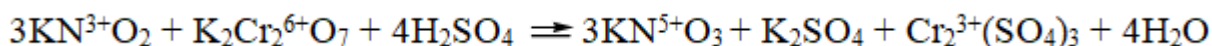
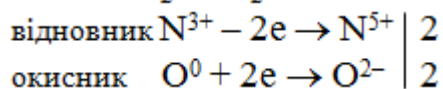
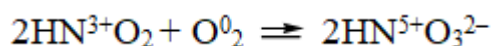
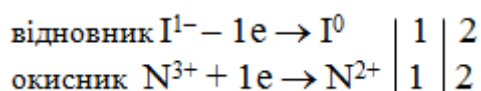
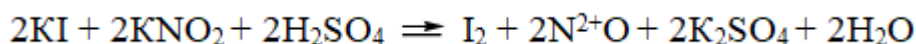
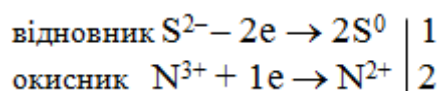
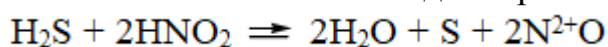


Одержують  $\text{HNO}_2$  із її солей під дією розведеної сульфатної кислоти:



*Нітритна (азотиста) кислота* слабка ( $K_{\text{дис}} = 4 \cdot 10^{-5}$ ), може існувати лише у розведених розчинах при низьких температурах. Солі нітритної кислоти – *нітрити* за звичайних умов існують у кристалічному виді ( $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NaNO}_2$ ).

Азот у складі азотистої кислоти та її солей має ступінь окислення  $3+$ , що відповідає проміжному стану між вищим ( $5+$ ) і нижчим ( $3-$ ) ступенями окислення. Тому нітритна кислота та її солі виявляють як окисні так і відновні властивості. У присутності відновників вони відновлюються до нітроген(II) оксиду, а у присутності окисників – окислюються до нітратної кислоти:

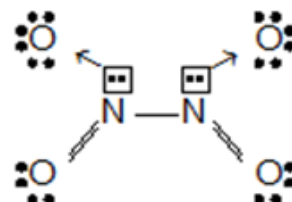


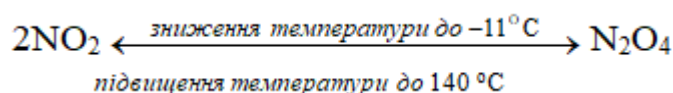
Подібні реакції йонів  $\text{NO}_2^-$  з відновниками ( $\text{KI}$ ) і окисниками ( $\text{KMnO}_4$ ), які супроводжуються зміною забарвлення реакційної суміші, використовують у якісному аналізі нітрит-аніону.

Із солей азотистої кислоти найбільше значення має натрій нітрит  $\text{NaNO}_2$ , який використовується в органічному синтезі, виробництві барвників та лікарських препаратів.

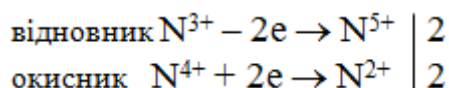
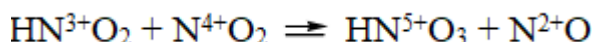
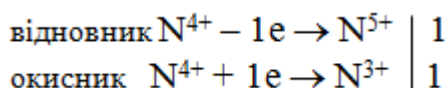
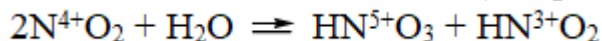
Нітрити викликають отруєння тварин.

У *нітроген(IV) оксиді* один атом кисню зв'язаний з атомом нітрогену двома звичайними ковалентними зв'язками; другий – утворює зв'язок з атомом нітрогену за донорно-акцепторним механізмом, де роль донора виконує нітроген. Тому валентність нітрогену у складі молекули  $\text{NO}_2$  дорівнює трьом, а ступінь окислення –  $4+$ . Молекула  $\text{NO}_2$  має непарну кількість електронів і, як результат, парамагнітні властивості.  $\text{NO}_2$  має здатність до димеризації з утворенням  $\text{N}_2\text{O}_4$ :

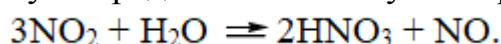




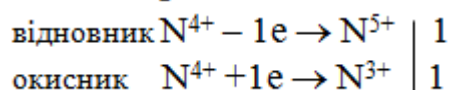
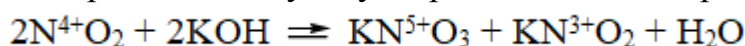
Нітроген(IV) оксид можна розглядати як ангідрид двох кислот: нітратної і нітритної. При пропусканні через воду  $\text{NO}_2$  спочатку утворюється нітратна і нітритна кислоти. Остання взаємодіє з  $\text{NO}_2$  з утворенням нітратної кислоти і  $\text{NO}$ :



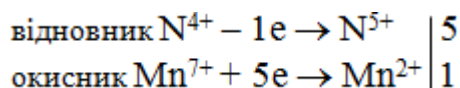
Сумарно процес може бути представлено наступним рівнянням:



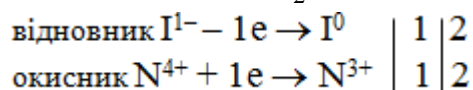
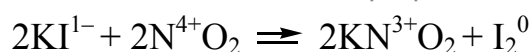
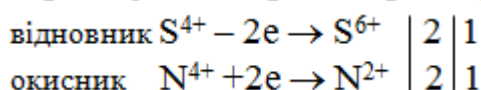
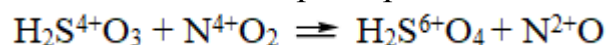
При взаємодії  $\text{NO}_2$  з розчинами лугів утворюються солі нітриту і нітрати



$\text{NO}_2$  може виявляти властивості як відновника, так і окисника що підтверджується реакціями взаємодії  $\text{NO}_2$  з лугами та водою. При наявності сильних окислювачів  $\text{NO}_2$  виявляє відновні властивості:



Але окислююча функція для  $\text{NO}_2$  більш характерна. Він легко окислює  $\text{S}^{4+}$  до  $\text{S}^{6+}$ ,  $\text{I}^{1-}$  до  $\text{I}^0$  і т.д.:

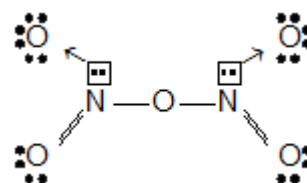
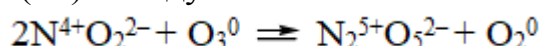


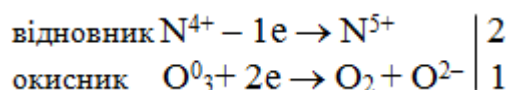
*Нітроген(V) оксид.* Електронна структура нітроген(V) оксиду має вигляд:

Одержують нітроген(V) оксид шляхом дегідратації нітратної кислоти за допомогою фосфор(V) оксиду:



або при окисленні нітроген(IV) оксиду озоном:



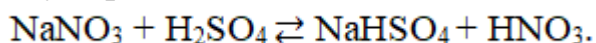


$\text{N}_2\text{O}_5$  – біла кристалічна речовина, розкладається на нітроген(IV) оксид і кисень:

$$2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2.$$

Тому  $\text{N}_2\text{O}_5$  є сильним окисником. Нітроген(V) оксид – кислотний оксид, ангідрид нітратної кислоти. При взаємодії з водою утворює нітратну кислоту, а в реакціях з основами – солі нітратної кислоти – *нітрати*.

*Нітратна (азотна) кислота та її солі.*  $\text{HNO}_3$  – одна з найважливіших сполук нітрогену. В лабораторних умовах її одержують з натрій нітрату при дії на нього концентрованою сульфатною кислотою з незначним підігріванням:

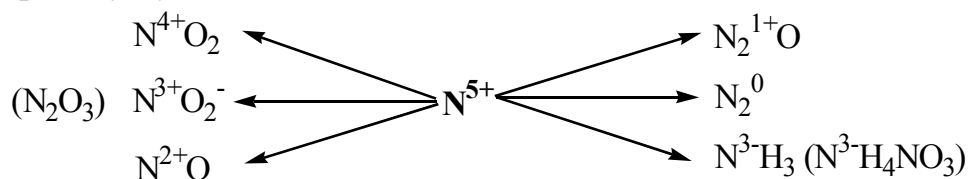


До розробки способу одержання амоніаку з нітрогену і гідрогену цей процес використовували для промислового одержання нітратної кислоти.

Хімічно чиста нітратна кислота – безбарвна рідина, густина якої  $1530 \text{ кг/м}^3$ , кипить при  $+86^\circ\text{C}$ , переходить у твердий стан при  $-41^\circ\text{C}$ . Промисловість випускає 68% нітратну кислоту (густина  $1410 \text{ кг/м}^3$ ). У будь яких співвідношеннях  $\text{HNO}_3$  змішується з водою.

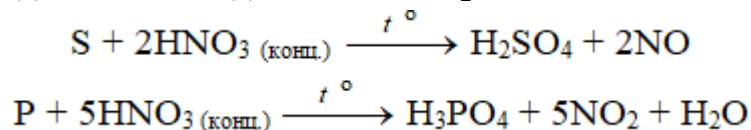
Нітратна кислота відноситься до найбільш сильних кислот. У водних розчинах вона майже повністю дисоційована на  $\text{H}^+$  і  $\text{NO}_3^-$ . Виявляє всі властивості кислот. Як і в  $\text{N}_2\text{O}_5$  валентність нітрогену в ній дорівнює 4, а ступінь окислення – 5+.

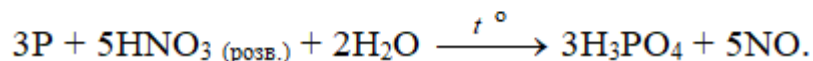
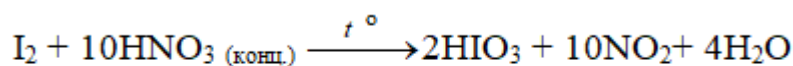
Для нітратної кислоти характерні лише окисні властивості тому, що нітроген в молекулі знаходиться у стані найвищого ступеня окислення – 5+. В залежності від концентрації нітратної кислоти і хімічної природи відновника її нітроген може відновлюватися з утворенням різних речовин, у яких ступінь окислення нітрогену буде змінюватися від 4+ до 3–:



На відміну від багатьох інших кислот іон гідрогену у складі нітратної кислоти ні при яких обставинах не виявляє окислюючих властивостей і, як наслідок, ніколи продуктом реакції за її участі не може бути вільний гідроген.

Нітратна кислота здатна окислювати як метали так і неметали. В реакціях  $\text{HNO}_3$  з неметалами (завжди при нагріванні) останні окислюються до кисневих кислот, а нітроген відновлюється до  $\text{NO}$  або  $\text{NO}_2$ :



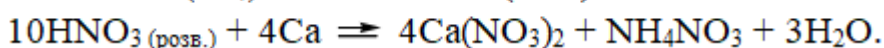
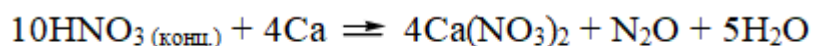
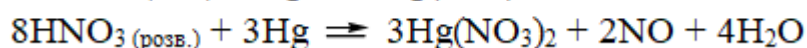
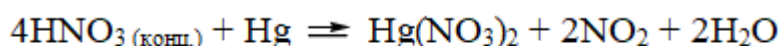


Взаємодія нітратної кислоти з металами різної хімічної активності подано в табл. 9.

Таблиця 9. – Взаємодія нітратної кислоти з металами

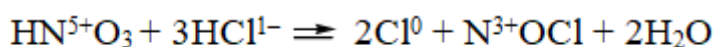
Кислота	Метали		
	активні (лужні, лужноземельні)	малоактивні (важкі)	примітка
HNO <sub>3</sub> концентрована	Сіль + N <sub>2</sub> <sup>1+</sup> O + H <sub>2</sub> O	Сіль + N <sup>4+</sup> O <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O	не взаємодіє з Fe, Cr, Al, Au, Pt, Ir, Nb, Ta
HNO <sub>3</sub> розведена	Сіль + N <sup>3+</sup> H <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> + H <sub>2</sub> O	Сіль + N <sup>2+</sup> O + H <sub>2</sub> O	з Fe і Sn утворює NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>

Ілюстрацією до цієї таблиці можуть бути наступні реакції:

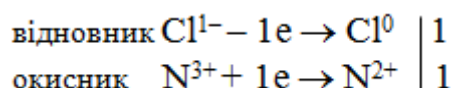
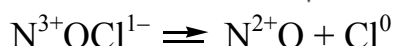
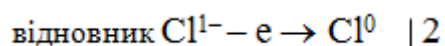


Концентрована HNO<sub>3</sub> не взаємодіє без нагрівання з такими активними металами як алюміній, залізо, хром завдяки утворенню на їх поверхні тонких пасивуючих плівок оксидів щільної структури.

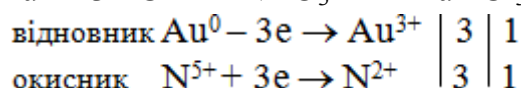
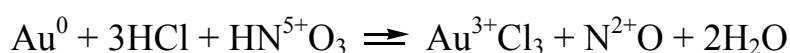
Найбільшу окислюючу дію проявляє суміш концентрованих нітратної і хлористоводневої кислот у співвідношенні об'ємів 1 : 3 (*царська водка*). Суміш кислот розчиняє такі метали, як золото і платина. Окислююча дія цієї суміші обумовлена виділенням при взаємодії кислот атомарного хлору (проміжний продукт реакції):

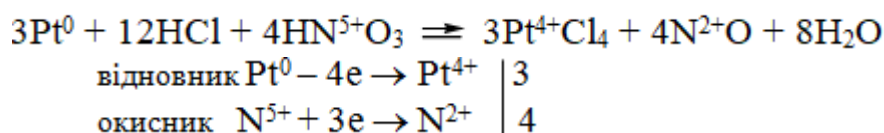


хлористий нітрозил

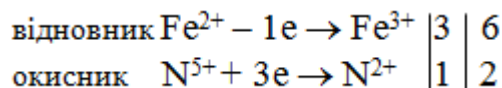


Сумарне рівняння:  $HNO_3 + 3HCl \rightleftharpoons 3Cl + NO + 2H_2O.$





Йони  $\text{Fe}^{2+}$  у кислому середовищі окислюються нітратною кислотою до  $\text{Fe}^{3+}$ :  $6\text{FeSO}_4 + 2\text{HNO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$



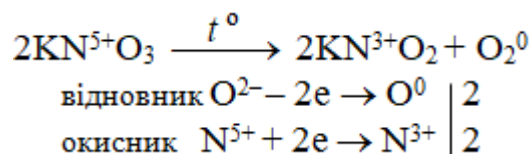
У якісній реакції відкриття нітрат-йону NO, що при цьому виділяється, реагує з надлишком  $\text{FeSO}_4$  з утворенням комплексної сполуки бурого кольору (реакція бурого кільця):  $\text{FeSO}_4 + \text{NO} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$ .

Нітратна кислота окислює багато органічних речовин, знебарвлює барвники. Тирса, вата, папір спалахують під дією концентрованої  $\text{HNO}_3$ .

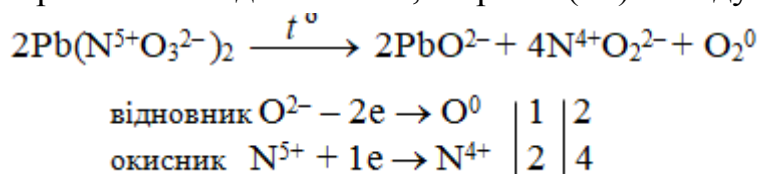
Солі нітратної кислоти (нітрати) тверді кристалічні речовини, білого кольору, всі розчинні у воді. Солі лужних металів та лужноземельних металів називаються *селітрами*:  $\text{KNO}_3$  – індійська селітра;  $\text{NaNO}_3$  – чилійська селітра;  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  – аміачна селітра;  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  – норвезька селітра.

При нагріванні нітрати розкладаються за наступними схемами:

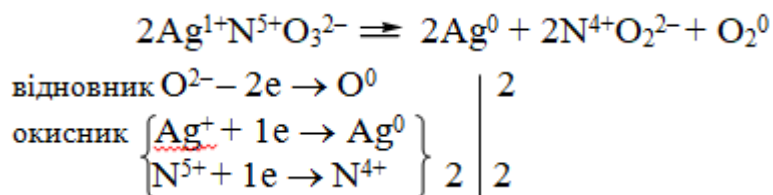
- 1) нітрати металів, що розміщені у ряду активності лівіше магнію переходять у нітрити і з виділенням кисню:



- 2) нітрати металів, що розміщуються у ряді активності між Mg та Cu розкладаються з утворенням оксидів металів, нітроген(IV) оксиду та кисню:

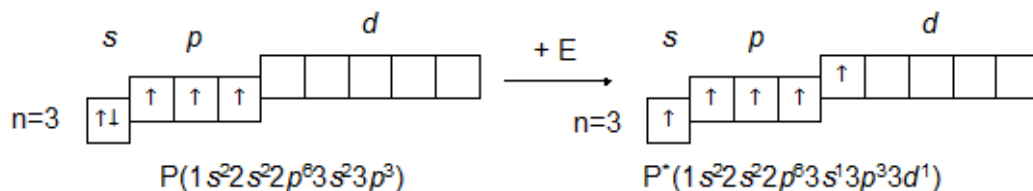


- 3) нітрати малоактивних металів (що розміщені в ряді активності правіше купруму) розкладаються на вільний метал, нітроген(IV) оксид та кисень:



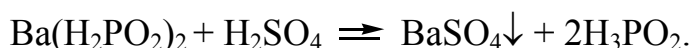
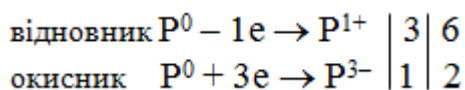
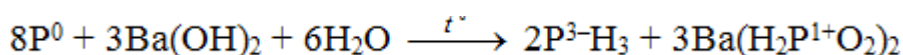
З концентрованою азотною кислотою працюють дуже обережно через те, що нітроген(IV) оксид, який вона виділяє у реакціях, викликає набряк легенів.

**Фосфор** розташовується у головній підгрупі V групи періодичної системи елементів і є електронним аналогом нітрогену. Але фосфор принципово відрізняється, маючи у валентному електронному шарі атома вільні *d*-орбіталі. Відмінність полягає в тому, що фосфор може існувати у двох станах – нормальному і збудженому:



У збудженому стані фосфор має п'ять неспарених електронів і валентність його в таких сполуках – 5 (PF<sub>5</sub>). Якщо азот може утворювати ковалентні зв'язки за донорно-акцепторним механізмом, виконуючи лише роль донора, то фосфор навпаки за рахунок вільних *d*-орбіталей виявляє акцепторні властивості і його максимальна ковалентність може дорівнювати 6 [PF<sub>6</sub>]<sup>-</sup>. Утворенням донорно-акцепторних зв'язків фосфор-киснею пояснюється велика різноманітність та стійкість кисневмісних сполук фосфору.

*Кисневі сполуки фосфору.* У процесі диспропорціонування фосфору в розчинах лугів, поряд з фосфіном утворюються солі фосфорноватистої кислоти – *гіпофосфіти*, у яких фосфор має ступінь окислення 1+. Одержують цю кислоту таким способом:



Кислота H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub> не має ангідриду, сильна (K=8,5·10<sup>-2</sup>) і, незважаючи на наявність трьох атомів гідрогену, одноосновна.

Відповідно дисоціація фосфорноватистої кислоти відбувається за схемою:



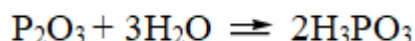
У розчин переходить лише один іон гідрогену, який приєднується до фосфору через кисень. Тому H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub> утворює тільки один ряд солей – нормальні. *Гіпофосфіти* – розчинні у воді.

Фосфор утворює з киснем ряд оксидів, серед яких головним є P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> і P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

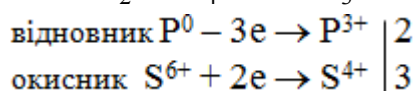
*Фосфор(III) оксид* одержують повільним окисненням фосфору при низькій температурі та недостатчі повітря (кисню): 4P + 3O<sub>2</sub> ⇌ 2P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

У пароподібному стані, а також в органічних розчинниках (бензен, CS<sub>2</sub>) фосфору(III) оксид існує у вигляді молекул P<sub>4</sub>O<sub>6</sub>. Але розміри молекули не впливають на хімічні властивості речовини, а тому часто використовують емпіричну формулу P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> і відповідну їй назву. Теж саме відноситься і до фосфор (V) оксиду.

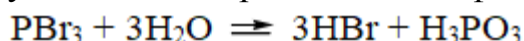
P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> є кислотним оксидом, *ангідридом фосфористої кислоти*, який при взаємодії з холодною водою утворює фосфористу кислоту:



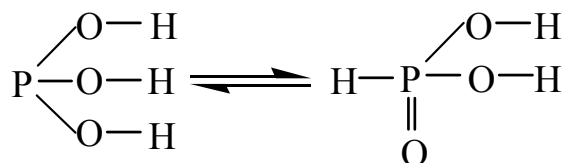
Фосфористу кислоту можна одержати при окисленні білого фосфору сульфатною кислотою:  $2P^0 + 3H_2S^{6+}O_4 \rightleftharpoons 2H_3P^{3+}O_3 + 3S^{4+}O_2$ ,



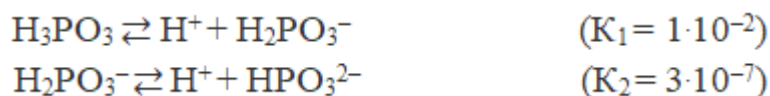
а також внаслідок гідролізу галогенідів тривалентного фосфору:



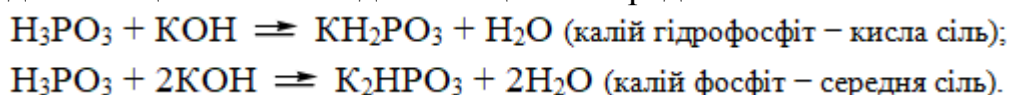
*Фосфориста кислота* – безколірна, кристалічна речовина; розчиняється у воді; густина її 1650 кг/м<sup>3</sup>; t<sub>пл.</sub> = 73,6 °С. Для фосфористої кислоти відомі дві таутомерні форми:



Будова її молекули відповідає викривленому тетраедру з атомом фосфору в центрі. Валентні орбіталі атома фосфору перебувають у стані sp<sup>3</sup>-гібридизації, а атом гідрогену, що безпосередньо сполучений з атомом фосфору, не здатний заміщуватися на метал. Тому домінуючою буде II таутомерна форма і відповідно їй фосфориста кислота вважається двохосновною кислотою середньої сили. Дисоціація відбувається ступінчасто:



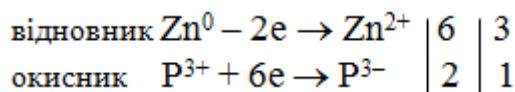
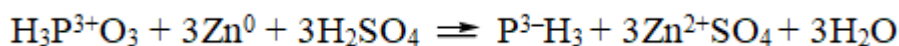
Відповідно до цього фосфориста кислота утворює два типи солей – *фосфітів*: однозаміщені – кислі і двозаміщені – середні:



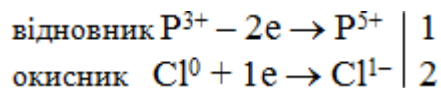
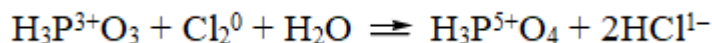
Солі фосфористої кислоти нерозчинні у воді, розчинні лише солі лужних металів та кальцію.

H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> виявляє властивості як окисника так і відновника, тому що ступінь окислення фосфору у фосфористій кислоті має проміжне значення (3+). При дії сильних відновників, наприклад, лужних і лужноземельних металів, цинкового пилу і т.д. фосфориста кислота відновлюється до фосфіну:

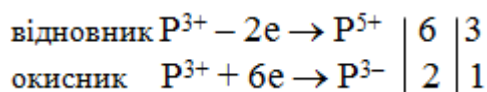
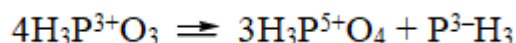




Під дією таких окисників як кисень, галогени, позитивні іони металів фосфориста кислота окислюється до ортофосфорної кислоти:



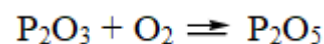
Маючи окисні і відновну двоїстість фосфориста кислота здатна до реакції диспропорціонування. При нагріванні фосфористої кислоти утворюється ортофосфорна кислота і фосфін:



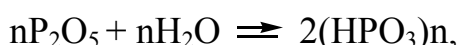
Тому фосфористу кислоту не одержують з фосфористого ангідриду під дією гарячої води.

*Фосфор(V) оксид* добувають при повному згорянні фосфору у присутності повітря або кисню:  $4\text{P} + 5\text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{P}_2\text{O}_5$  або  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ,

а також при окисленні фосфор(III) оксиду киснем:

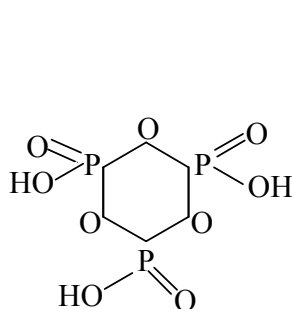


$\text{P}_2\text{O}_5$  – кислотний оксид, ангідрид групи фосфорних кислот. Він енергійно взаємодіє з водою і при цьому, в залежності від модифікації, виділяється велика кількість тепла (120÷170 кДж/моль).  $\text{P}_2\text{O}_5$  використовується як ефективний водовідбірний засіб, внаслідок великої хімічної спорідненості до води. З невеликою кількістю холодної води фосфорний ангідрид утворює суміш *поліметафосфорних кислот (циклофосфорні кислоти)*:

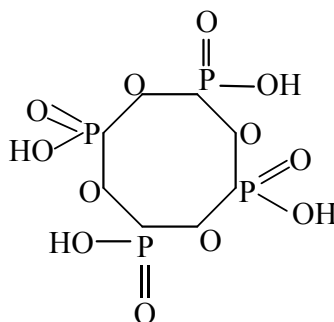


у яких кількість молекул  $\text{HPO}_3$  коливається в межах 3–6. У навчальній літературі їх умовно називають *метафосфорна кислота* і записують спрощеною формулою  $\text{HPO}_3$ .

Метафосфорні кислоти мають циклічну будову і належать до сильних кислот:

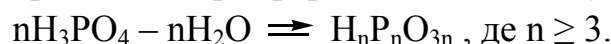


триметафосфорна кислота  
(трициклофосфорна)



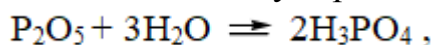
тетраметафосфорна кислота  
(тетрациклофосфорна)

У цілому утворення метафосфорних кислот описують рівнянням:



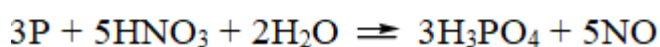
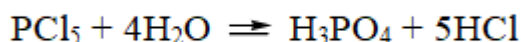
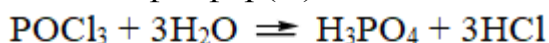
Основною з усіх кислот фосфору є *ортофосфорна кислота*  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .

В лабораторії  $\text{H}_3\text{PO}_4$  одержують дією надлишку гарячої води на  $\text{P}_2\text{O}_5$ :



а також при окисленні фосфору нітратною кислотою або сполук фосфору з нижчими ступенями окислення ( $\text{P}^{3-}$ ,  $\text{P}^{3+}$ ) сильними окиснювачами. А саме:  $\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  тощо.

Для одержання ортофосфорної кислоти можна також скористатися реакціями гідролізу галогенідів та фосфор(V) оксигалогенідів:



Хімічно чиста ортофосфорна кислота – безколірні кристали добре розчинні у воді; густина –  $1830 \text{ кг/м}^3$ ;  $t_{\text{пл.}} = -12,35 \text{ }^\circ\text{C}$ ; з водою змішується у будь-яких співвідношеннях.

Валентність фосфору в ортофосфорній кислоті дорівнює п'яти, ступінь окислення – 5+, графічна формула являє собою тетраедр, у вершинах якого розміщені атоми оксигену (рис. 3).

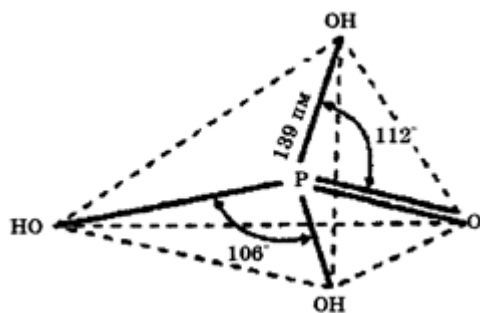
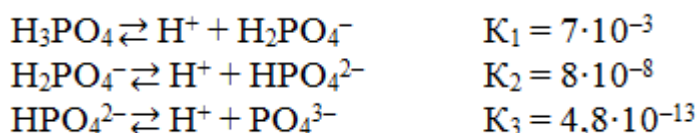


Рис. 3 – Схема будови молекули  $\text{H}_3\text{PO}_4$

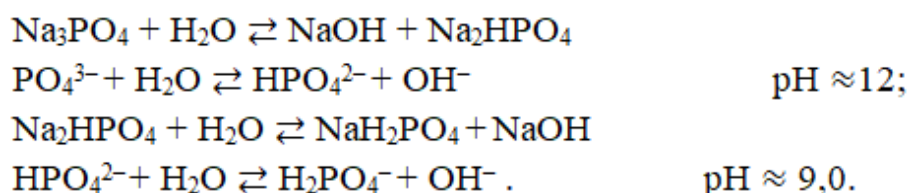
Як триосновна кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  дисоціює ступінчасто:



Значення  $K_1$  свідчить про те, що перша ступінь дисоціації відповідає кислоті середньої сили, іони  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  і  $\text{HPO}_4^{2-}$  відносяться до слабких кислот.

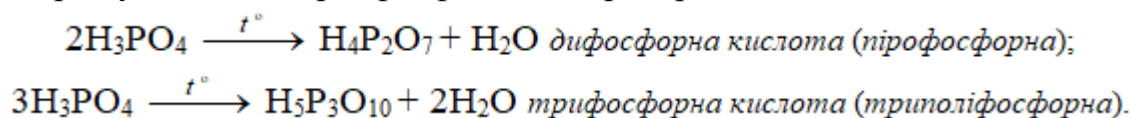
Ортофосфорна кислота утворює три типи солей: *однозаміщені* (первинні) фосфати або *дигідрофосфати* –  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ; *двозаміщені* (вторинні) фосфати або *гідрофосфати* –  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{MgHPO}_4$ ; *тризаміщені* (третинні) або *середні* фосфати –  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ . Всі дигідрофосфати розчинні у воді. Із гідрофосфатів і середніх фосфатів добре розчинні лише солі амонію та лужних металів.

Гідрофосфати та середні фосфати лужних металів при розчиненні у воді гідролізуються (по аніону):



Розчини дигідрофосфатів не підлягають гідролізу, тому що процес дисоціації дигідрофосфат-іонів зміщує рівновагу реакції гідролізу у зворотній бік і реакційне середовище стає кислою ( $\text{pH} \approx 4,5$ ):  $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$ .

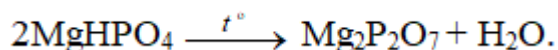
При термічній дегідратації ортофосфорної кислоти ( $200 \div 250$  °C) утворюється суміш кислот, що мають ланцюгову структуру. У ланцюг може зв'язувати різну кількість ортофосфатних тетраедрів, починаючи з двох:



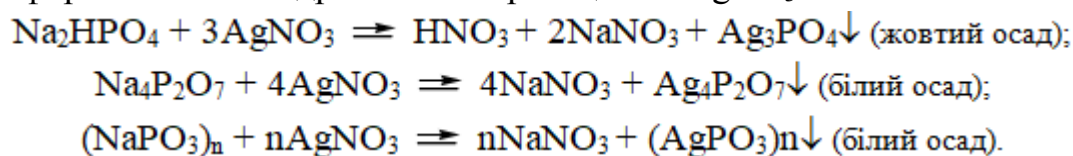
Такі кислоти мають загальну назву *поліфосфорних кислот*. Дифосфорна кислота чотириосновна, але вона переважно утворює два типи солей: *двозаміщені – кислі* –  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{MgH}_2\text{P}_2\text{O}_7$  і *чотиризаміщені – середні* –  $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ , це можна пояснити функціональною нерівноцінністю іонів водню в молекулі кислоти.

Кислі солі дифосфорної кислоти добре розчинні у воді, середні – малорозчинні (окрім солей лужних металів).

Хімічно чисті дифосфати (середні солі) одержують прожарюванням гідроортофосфатів:  $2\text{Na}_2\text{HPO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ ;

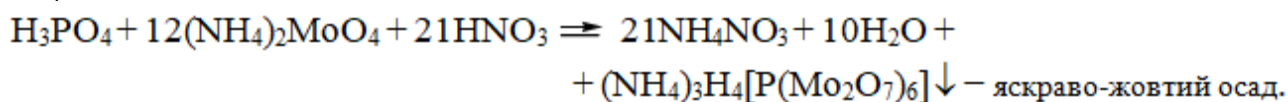


Різноманітність фосфорних кислот та їх солей, в яких фосфор має ступінь окислення 5+, вимагає специфічних реакцій для їх визначення. Іони мета-, піро- та ортофосфорних кислот відрізняють за реакцією з  $\text{AgNO}_3$ :

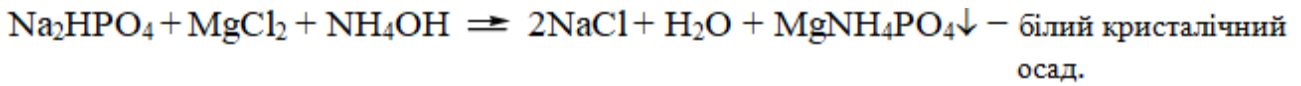


Іони  $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$  і  $(\text{PO}_3^-)_n$  можна розрізняють за їх дією на яєчний білок.  $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$  і  $\text{PO}_4^{3-}$  на нього не діють, а під впливом  $(\text{PO}_3^-)_n$  білок скипається.

Дію на розчини фосфатів “*молібденової рідини*” (суміш  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3$  конц.) застосовують в якісному аналізі як аналітичну реакцію на іон  $\text{PO}_4^{3-}$ :

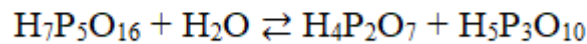
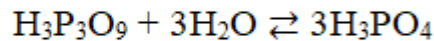
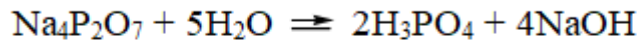
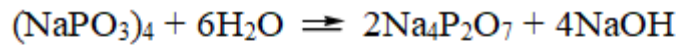


Для кількісного визначення  $\text{PO}_4^{3-}$  його осаджують «магнезіальною сумішшю» – розчином, що містить  $\text{MgCl}_2$  і  $\text{NH}_4\text{OH}$ :



Складну суміш лінійних та циклічних поліфосфатних аніонів можна розділити за допомогою іонообмінників або хроматографічно.

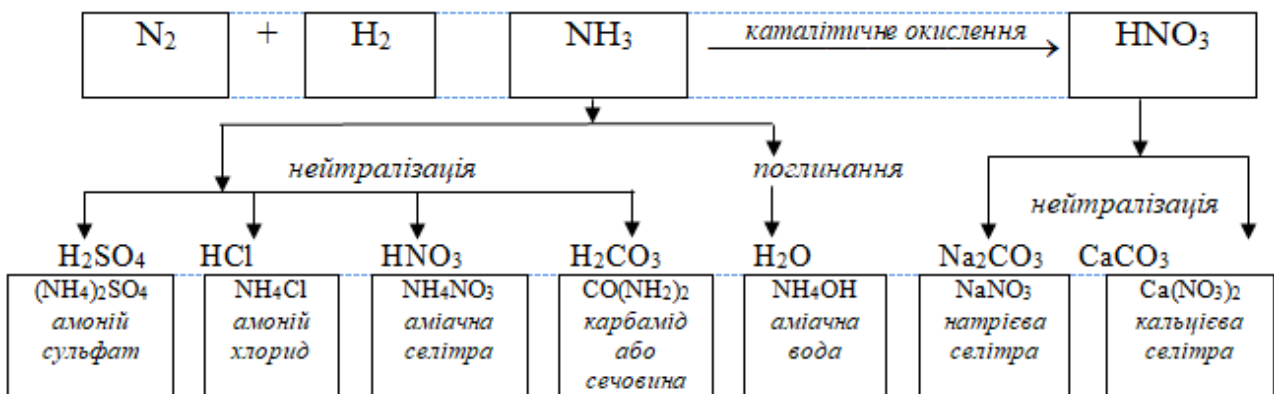
Загальним для мета- і поліфосфорних кислот та їх солей є те, що у водних розчинах вони поступово гідролізуються до утворення кінцевого продукту  $\text{H}_3\text{PO}_4$ . Цей процес прискорюється при підвищенні температури, зменшенні рН, наявності ферментів, колоїдів тощо:



Величина константи рівноваги останньої реакції свідчить про переважання її напрямку зліва направо.

### *Застосування р-елементів VA-групи та їхніх сполук.*

Амоніак на сучасному етапі розвитку хімічної промисловості став основою азотно-тукової промисловості (див. Додаток 10). Він є вихідною речовиною для одержання практично всіх видів азотних добрив за схемою:



Амоніак використовується також у холодильних установках, що працюють у замкненому циклі завдяки поглинанню великої кількості тепла при випаровуванні зрідженого амоніаку.

*Нітратна кислота* – один із найбільш крупномасштабних продуктів хімічної промисловості. Вона широко використовується для одержання добрив (додаток 7), вибухових речовин (нітрогліцерин, динаміт), барвників, пластмас, лікарських препаратів тощо.

*Фосфорні добрива.* Найбільшу кількість природних сполук фосфору переробляється на добрива (див. Додаток 10).

Фосфорні та фосфоровмісні добрива за розчинністю поділяються на три групи: 1) добрива, не розчинні у воді і погано розчинні у слабких кислотах –

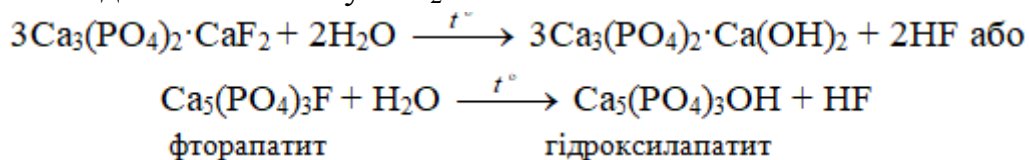
фосфоритне борошно; 2) добрива, не розчинні у воді, але розчинні у слабких кислотах – *преципітат, знефторений фосфат, мартенівський фосфатилак, термофосфати*; 3) добрива, розчинні у воді, легкодоступні для всіх рослин – *суперфосфати, фосфати амонію та калію, нітроаммофоска, нітрофоска, суперфос*.

Якість фосфорних добрив характеризується не тільки їх розчинністю, а й вмістом в них діючої речовини – фосфор(V) оксиду P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

1. У *Фосфоритному борошні* міститься фосфор у формі Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>. Отримують його розмелюванням природних фосфоритів. Виробництво цього добрива просте, вартість його невисока. В залежності від якості вихідної сировини вміст P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> у фосфорному борошні коливається в межах 16–26 %. Враховуючи, що Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> малорозчинна у воді речовина, фосфоритне борошно використовують на кислих ґрунтах.

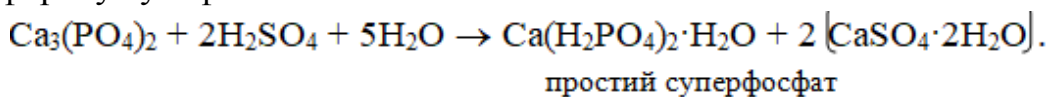
2. *Преципітат* CaHPO<sub>4</sub>·2H<sub>2</sub>O одержують при нейтралізації екстракційної ортофосфорної кислоти кальцій гідроксидом у стехіометричному співвідношенні (1:1): H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> + Ca(OH)<sub>2</sub> → CaHPO<sub>4</sub>· 2H<sub>2</sub>O. Вміст P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> у преципітаті коливається в межах 25-35 % в залежності від якості вихідних речовин. Фосфор з преципітату добре засвоюється рослинами під впливом кислотної реакції ґрунтового розчину та кислотних корневих виділень

3. *Знефторений фосфат* добувають шляхом термічного гідролізу апатиту з невеликими добавками піску SiO<sub>2</sub> :



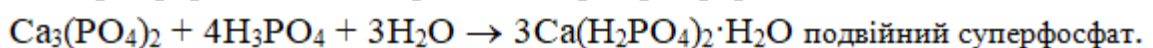
Знефторений фосфат містить 28-32 % лимоннорозчинної форми P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

4. *Суперфосфат (простий)* – одне з найпоширеніших фосфорних добрив, містить фосфор у вигляді кальцій дигідрофосфату Ca(H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>. Виробляють такий суперфосфат шляхом розкладання апатитового концентрату або фосфориту сульфатною кислотою:



Простий суперфосфат містить 14–22 % P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> і до 40 % CaSO<sub>4</sub>. Для його одержання на 1 т сировини витрачається 1 т сульфатної кислоти.

5. *Суперфосфат (подвійний)* – одержують розкладанням природних апатитів або фосфоритів концентрованою ортофосфорною кислотою:

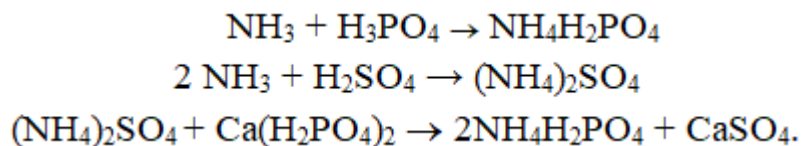


Вміст P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> у подвійному суперфосфаті становить 38–52 %, що майже вдвічі більше ніж у простому суперфосфаті.

Суперфосфат – головне фосфорне добриво. Перше виробництво його було організовано у 1842 р. в Англії.

Наведені вище фосфорні добрива відносяться до категорії простих, оскільки містять один елемент живлення. Але фосфати входять також до складу складних добрив, де міститься два або більше елементів живлення.

6. *Амонізований суперфосфат* (продукт насичення суперфосфату амоніаком або амонійними солями) слід вважати більш перспективним, ніж простий суперфосфат, бо у ньому повністю нейтралізовані вільні кислоти – сульфатна та фосфорна:



Амонізований суперфосфат містить до 20%  $\text{P}_2\text{O}_5$  і 1,5-3% аміачного азоту.

7. *Амоній фосфати* – найбільш перспективні складні добрива. Їх одержують нейтралізацією екстракційної ортофосфорної кислоти газоподібним амоніаком з утворенням амоній дигідрофосфату  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$  (амофос, 46–50%  $\text{P}_2\text{O}_5$  і 10–12 % азоту). Амоній фосфат складається з 25 % амофосу і 75 % диамофосу  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  (20–21 % N та 51–53 %  $\text{P}_2\text{O}_5$ ).

8. *Нітроамофоска* – потрійне добриво. Його одержують шляхом нейтралізації суміші ортофосфорної та нітратної кислот амоніаком з додаванням калій хлориду або сульфату. За іншою технологією нітроамофоску добувають шляхом сплавлення амоній гідрофосфату  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , амоній нітрату  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  і калій хлориду або сульфату  $\text{KCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Нітроамофоска відрізняється високим вмістом діючих речовин (азоту  $\approx 17$  %,  $\text{P}_2\text{O}_5 \approx 17\%$ ,  $\text{K}_2\text{O} \approx 17$  %) і хорошою розчинністю у воді.

Великий практичний інтерес викликають нові складні добрива на основі полі- і метафосфатів амонію та калію. Деякі властивості цих добрив можна регулювати. Наприклад, в залежності від їх складу можна передбачати та проводити оптимізацію швидкості гідролітичного розкладу поліфосфат-аніонів і тим самим збільшувати коефіцієнт засвоєння фосфору. Але технологія одержання поліфосфатних добрив енергоємна і їх окупність при використанні у рослинництві залишається невирішеною проблемою.

***p*-Елементи VIA-групи та їх сполуки.** Назва *p*-елементів VI групи головної підгрупи – халькогени: Оксиген (кисень) O, Сульфур (сірка) S, Селен Se, Телур Te, Полоній Po. В перекладі з грецької “халькогени” – “ті, що народжують мідь”, бо кисень, сірка, селен і телур входять до складу руд типу халькозинів  $Cu_2S$  та халькопіритів  $CuFeS_2$ .

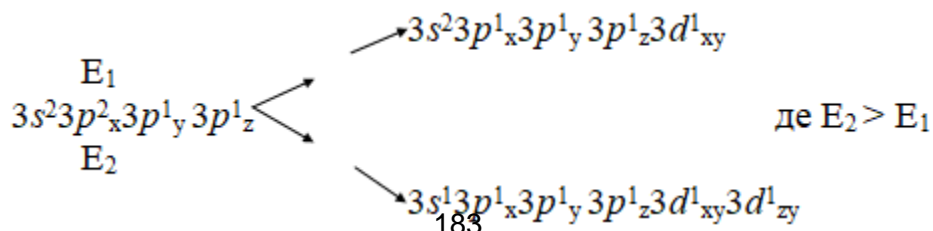
Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня халькогенів відповідає загальній формулі  $ns^2np^4$ , де *n* – номер періоду елементу. Це означає, що на останньому енергетичному рівні атоми халькогенів мають по шість електронів, два з яких є неспареним. Звідси подібність їхніх властивостей та здатність виявляти валентність II. При цьому атоми всіх халькогенів схильні приєднувати по два електрони, добудовуючи свою електронну оболонку до стійкої електронної конфігурації найближчого до них інертного газу. На відміну від *Оксигену* атоми решти *p*-елементів підгрупи мають вільний *nd*-підрівень і за рахунок його орбіталей валентність сульфуру, селену, телуру і полонію може зростати до IV і до VI.

У ряду O — S — Se — Te — Po зверху донизу підгрупи зростають радіуси атомів, тобто віддаленість валентних електронів від ядра. Зменшується енергія іонізації атомів, їх спорідненість до електрону, електронегативність, що свідчить про послаблення неметалічних властивостей елементів. Найактивнішим серед них неметалом є *Оксиген*, а полоній виявляє властивості металу і має кристалічну ґратку металічного типу.

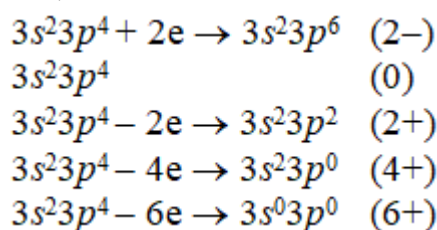
Збільшення радіусів атомів халькогенів зверху донизу підгрупи спричиняє зростання міжмолекулярної взаємодії речовин і переходу їх у конденсований стан: O<sub>2</sub> – газ, а S, Se, Te та Po – тверді сполуки.

Внаслідок збільшення розмірів атомів від оксигену до полонію в групі зверху донизу простежується закономірне зниження окислюючої здатності елементів та зростання відновних властивостей. Про це ж свідчить зменшення в цьому самому напрямку значень стандартних електродних потенціалів елементів.

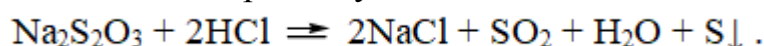
***Сульфур* (сірка)** у нормальному (не збудженому) стані має наступну конфігурацію зовнішнього електронного рівня атома:  $3s^23p_x^23p_y^13p_z^13d^0$ . Проте на відміну від атома оксигену у атомі сульфуру валентними можуть бути не тільки *3s*- і *3p*-орбіталі але й *3d*-орбіталі. Переходячи у збуджений стан *3s*- і *3p*-електрони можуть розпаровуватися, утворюючи чотири і шість неспарених електронів:



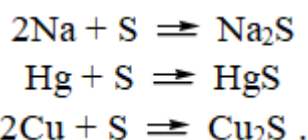
Завдяки наявності вільних d-орбіталей ступені окислення сірки можуть мати значення:  $S^{2-}$ ,  $S^0$ ,  $S^{2+}$ ,  $S^{4+}$ ,  $S^{6+}$  :



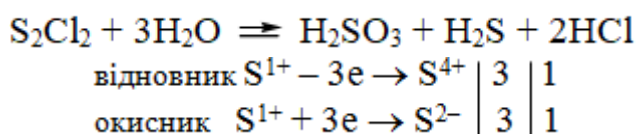
Сірку в лабораторних умовах одержують рідко. З цією метою можна користуватися реакціями окислення сірководню або розкладання натрій тіосульфату при підкисленні його розчину:



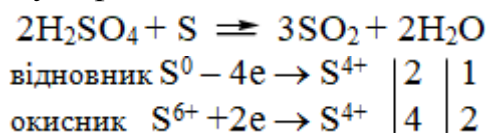
У хімічному відношенні сульфур – типовий неметал, активно взаємодіє з багатьма металами, виявляючи окислювальні властивості. З активними металами та ртуттю сульфур взаємодіє за звичайних умов; з іншими металами реакції відбуваються при нагріванні:



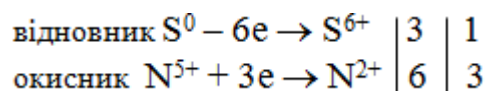
Всі галогеніди сульфуру, де вона виявляє ступені окислення 1+, 2+, 4+, легко гідролізуються (іноді за окисно-відновним механізмом):



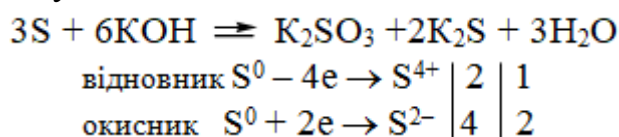
Сірка взаємодіє з кислотами-окисниками. Наприклад, розплавлена сірка реагує з концентрованою сульфатною кислотою:



При кип'ятінні з нітратною кислотою сірка окислюється до сульфатної кислоти:  $S + 2HNO_3 \rightleftharpoons H_2SO_4 + 2NO$



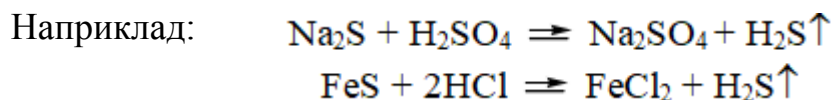
Сірка здатна до реакцій диспропорціонування. Так, при кип'ятінні порошку сірки з лугами утворюються солі сірководневої та сірчистої кислот у яких сірка має різний ступінь окислення:





Гідроген сульфід (сірководень) та сульфід металів. Сульфур з воднем утворює кілька сполук, найголовнішою з яких є гідроген сульфід  $\text{H}_2\text{S}$ . При звичайних умовах реакція між цими елементами не відбувається. Але при нагріванні до  $300\text{ }^\circ\text{C}$  має місце оборотна реакція:  $\text{H}_2 + \text{S} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}$ .

На практиці у лабораторних умовах сірководень добувають дією розведених кислот ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ) на сірчисті метали.

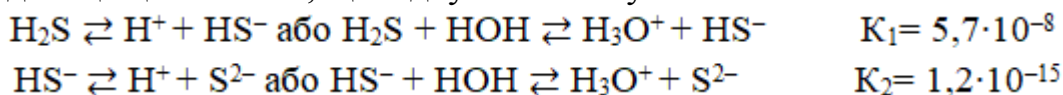


Однак у цих випадках одержаний гідроген сульфід недостатньо чистий. Більш чистий гідроген сульфід утворюється при гідролізі алюміній сульфід з подальшою його перегонкою:  $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{S}$ .

У природі сірководень зустрічається у складі вулканічних газів і розчинів в деяких мінеральних джерелах.

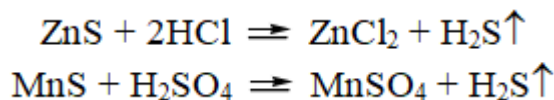
У звичайних умовах гідроген сульфід – безбарвний газ з різким запахом тухлих яєць; зріджується при температурі  $-60,8\text{ }^\circ\text{C}$ ; переходить у твердий стан при  $-85,7\text{ }^\circ\text{C}$ . Вміст 0,1% його у повітрі викликає тяжке отруєння. Допустимий вміст  $\text{H}_2\text{S}$  у виробничих умовах – 0,01 мг/л. Сірководень важчий за повітря, добре розчиняється у воді: при  $20\text{ }^\circ\text{C}$  у одному об'ємі води розчиняється 2,5 об'єми  $\text{H}_2\text{S}$ .

Водний розчин сірководню називається *сірководневою водою* і поводить себе як слабка двоосновна кислота. Розчини сірководню мають кислу реакцію внаслідок дисоціації кислоти, що відбувається ступінчасто:

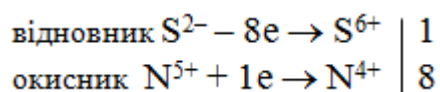
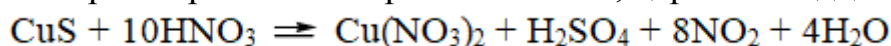


Тому сірководневій кислоті відповідають середні і кислі солі, які мають назви відповідно *сульфіди* і *гідросульфідиди*. За розчинністю сульфідиди поділяють на три групи:

- 1) розчинні у воді:  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ ;
- 2) нерозчинні у воді, але розчинні у розведених кислотах-неокисниках  $\text{MnS}$ ,  $\text{FeS}$ ,  $\text{ZnS}$ ,  $\text{NiS}$ :



- 3) нерозчинні у воді і в сильних кислотах-неокисниках, але можуть розчинятися при нагріванні в нітратній кислоті, царській водці:

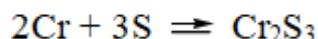
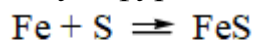


Багато сульфідів забарвлені: CuS, CoS, NiS, Ag<sub>2</sub>S – чорні; HgS – червона та чорна модифікації; CdS, SnS<sub>2</sub>, As<sub>2</sub>S<sub>3</sub> – жовті; MnS – світло-рожеве; ZnS – біле.

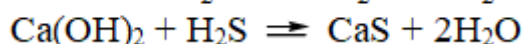
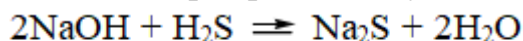
Ці кольорові ознаки, а також мала розчинність сульфідів довгий час використовували в аналітичній хімії при якісному аналізі суміші катіонів.

Сульфіди можна одержати за допомогою наведених нижче реакцій.

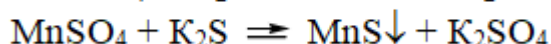
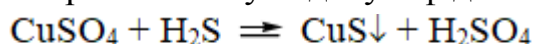
1. Прямою взаємодією металів із сульфуром переважно при нагріванні:



2. При пропусканні сірководню через розчини лугів:



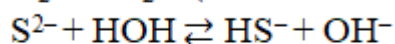
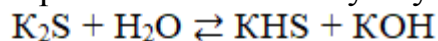
3. Дією сірководню або розчинних у воді сульфідів на розчини солей важких металів:



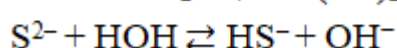
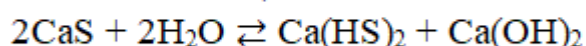
4. Сульфіди лужних і лужноземельних металів у промисловості одержують сплавленням сульфатів з карбоном:  $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} \Rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2\text{CO}_2\uparrow$ .

Гідросульфіди відомі тільки для лужних та лужноземельних металів і існують вони у розчинах.

Розчинені у воді сульфіди лужних і лужноземельних металів сильно гідролізовані. Водні розчини їх мають лужну реакцію:



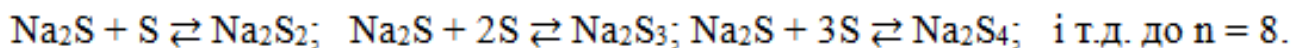
$$\text{pH} > 7$$



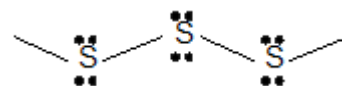
$$\text{pH} > 7$$

Повністю підлягають гідролізу сульфіди магнію, алюмінію, хрому та деяких інших багатовалентних металів:  $\text{Cr}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \Rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ .

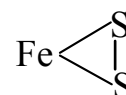
Концентровані водні розчини сульфідів мають здатність розчиняти сірку з утворенням полісульфідів – солей полісульфідної кислоти H<sub>2</sub>S<sub>n</sub>:



У структурі цих сполук атоми сірки містяться у вигляді ланцюгів:

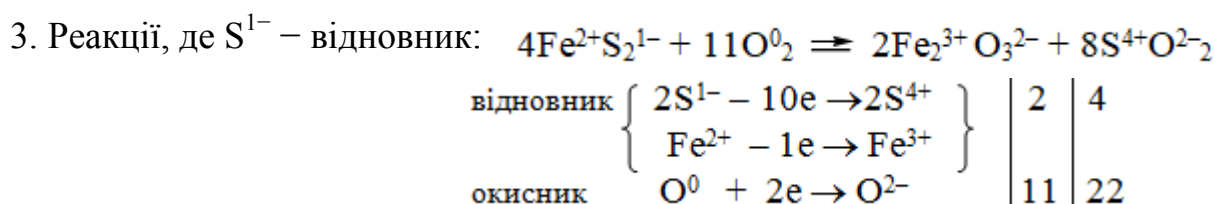
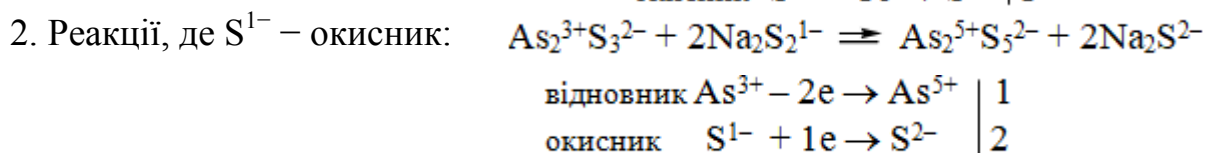
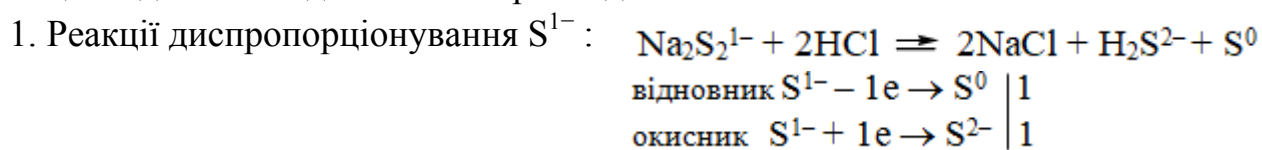


Прикладом природного полісульфиду є пірит FeS<sub>2</sub>:

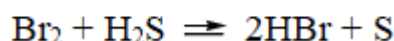
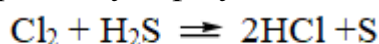


Полісульфіди можна розглядати як аналоги пероксидів: H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> і H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>; Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> і Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>.

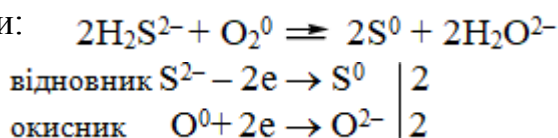
Оскільки сульфур може мати у полісульфідах ступінь окислення 1-, він (як і кисень у складі H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) повинен виявляти окислюючі і відновні властивості, про що свідчать наведені нижче приклади.



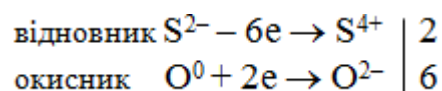
Ступінь окислення сульфуру в H<sub>2</sub>S і його похідних – 2-, що дозволяє сірці виявляти тільки відновні властивості і, в залежності від умов реакції, віддавати 2, 6, 8 електронів, набуваючи відповідних ступенів окислення S<sup>0</sup>, S<sup>4+</sup>, S<sup>6+</sup>. Якщо реакції відбуваються у звичайних температурних умовах, кінцевим продуктом відновлюючої дії S<sup>2-</sup> у більшості випадків буде S<sup>0</sup>. Так, хлорна і бромна вода окислюють сульфур у складі гідроген сульфідів до вільного стану:



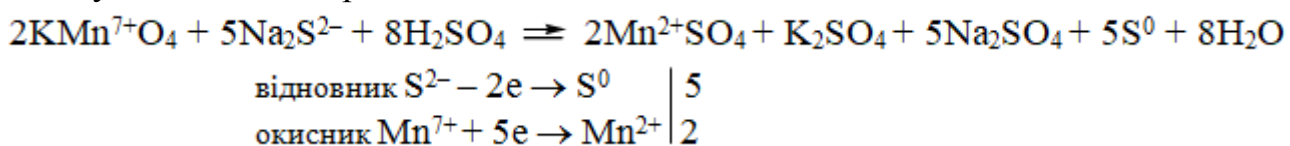
Сірководень – горючий газ. При нестачі повітря і низькій температурі він згоряє до вільної сірки і водяної пари:



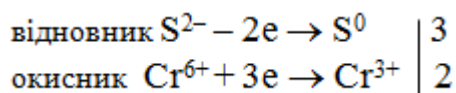
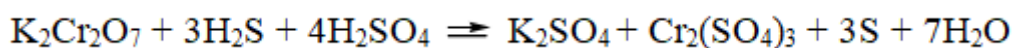
За достатньої кількості повітря продуктами горіння будуть сірчистий газ і водяна пара:



Якщо в розчин KMnO<sub>4</sub>, підкислений H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, пропустити сірководень чи додати розчин сульфідів, то малинове забарвлення швидко зникає і з'являється каламуть колоїдної сірки:



В аналогічних реакціях з дихроматами оранжеве забарвлення зникає і з'являється зелений колір, який свідчить про наявність у розчинні катіонів Cr<sup>3+</sup>:

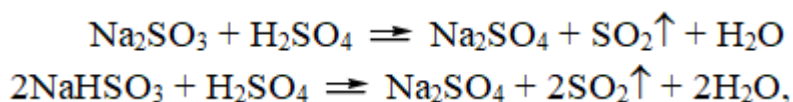


*Кисневі сполуки сульфуру.* Сульфур утворює декілька сполук з киснем, але найважливіші із них – сульфур(IV) оксид і сульфур(VI) оксид.

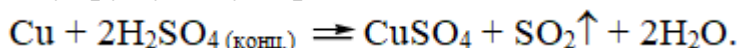
*Сульфур(IV) оксид*  $\text{SO}_2$  (*двооксид сірки, сірчистий газ*) має структуру з  $sp^2$ -гібридизацією орбіталей атома сірки. Сірчистий газ при звичайних умовах – безбарвна газоподібна речовина з різким, задушливим запахом, більше, ніж удвічі, важчий за повітря. За температури  $-10,1\text{ }^\circ\text{C}$  сірчистий газ переходить у рідкий стан, а за  $-72,7\text{ }^\circ\text{C}$  перетворюється у білу кристалічну речовину.

$\text{SO}_2$  – отруйна речовина; вдихання повітря, що містить його більш 0,2 % викликає бронхіт, запалення легенів.

В лабораторних умовах сульфур(IV) оксид (сірчистий газ) добувають із солей сульфїтної кислоти:



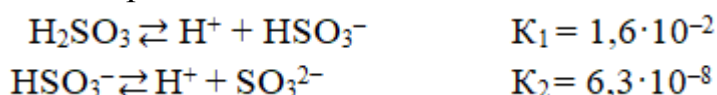
а також при взаємодії купрум(II) сульфату із сульфатною кислотою:



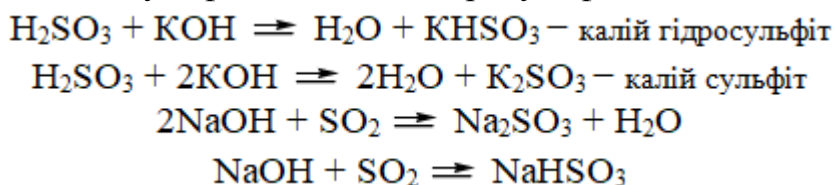
Для сірчистого газу характерні реакції трьох типів:

1) відбуваються без зміни ступеня окислення сірки; 2) сірка виявляє окислювальні властивості; 3) сірка виконує функції відновника.

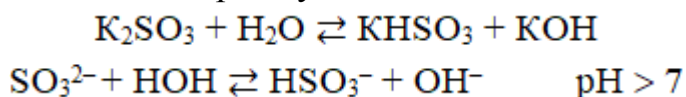
При розчиненні сульфур(IV) оксиду у воді (при  $20\text{ }^\circ\text{C}$  1 об'єм води розчиняє до 40 об'ємів  $\text{SO}_2$ ) частина його взаємодіє з водою і утворюється двоосновна сірчиста кислота середньої сили:



Сірчиста кислота – нестійка сполука, існує тільки у розчинах; утворює два типи солей: нормальні – сульфїти і кислі – гідросульфїти:

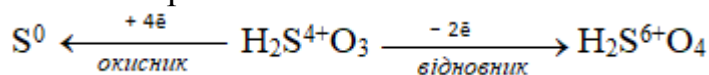


У воді розчиняються тільки сульфїти лужних металів і амоній сульфїт. При цьому сульфїти лужних металів гідролізуються:

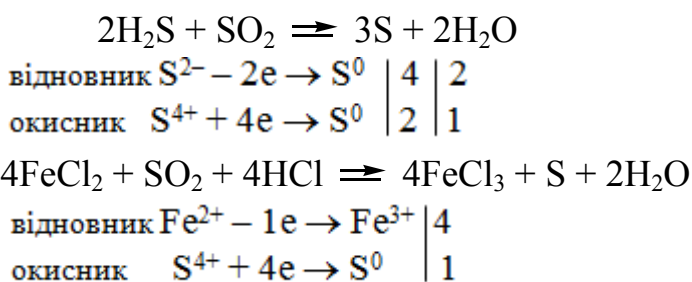


Усі сульфїти і гідросульфїти розкладаються кислотами (див. вище реакції одержання  $\text{SO}_2$ ).

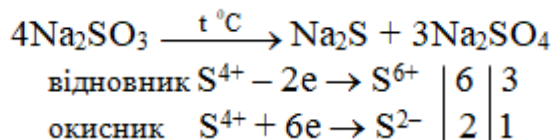
Оскільки ступінь окислення сірки в  $\text{SO}_2$  та його похідних має проміжне значення  $4+$ , ці сполуки повинні виявляти як окислюючі, так і відновлюючі функції в залежності від їх хімічних "опонентів" в реакції. Ці окислювально-відновні властивості можна зобразити схемою:



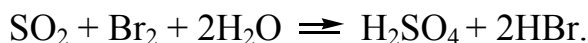
Окислюючі властивості сульфур(IV) оксид (сірчистий газ) виявляє при взаємодії із такими сильними відновниками як  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{FeCl}_2$ :



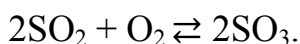
$\text{S}^{4+}$  у складі сульфідів здатна при нагріванні диспропорціонувати:



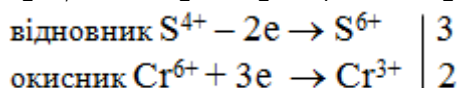
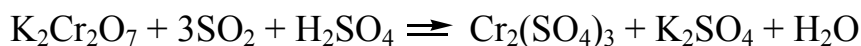
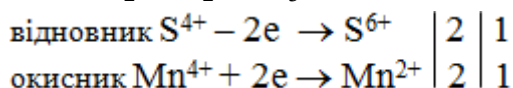
При взаємодії з сильними окисниками сульфур(IV) оксид, сульфідна кислота та її солі виявляють відновні властивості. При взаємодії з  $\text{SO}_2$  всі галогени відновлюються до галогеноводнів:



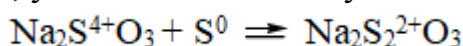
При взаємодії з киснем двооксид сірки окислюється у присутності каталізатора:

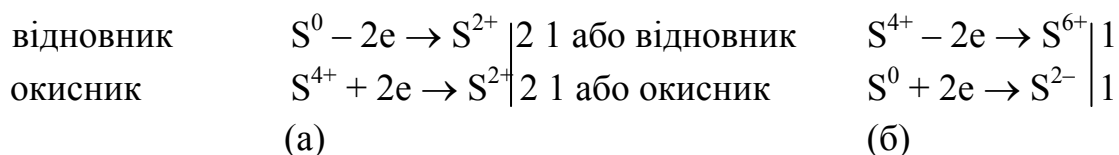


З традиційними окисниками –  $\text{Mn}^{7+}$ ,  $\text{Mn}^{4+}$ ,  $\text{Cr}^{6+}$ ,  $\text{N}^{5+}$  –  $\text{S}^{4+}$  також взаємодіє як енергійний відновник:  $\text{Mn}^{4+}\text{O}_2 + \text{H}_2\text{S}^{4+}\text{O}_3 \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}\text{S}^{6+}\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$

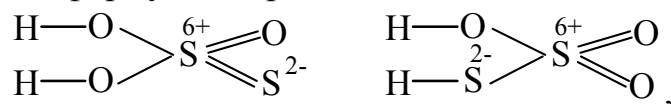


Поряд з наведеними окисниками  $\text{S}^{4+}$  у складі сульфідів, окислюючі функції може виконувати також і вільна сірка. Так, при кип'ятінні водного розчину натрій сульфїту з сіркою утворюється сіль тиосірчаної кислоти – *натрій тиосульфат*. Слово "тіо" в перекладі з грецької мови означає сірка. *Тиосірчана кислота* – це сірчана кислота, у якій атом кисню заміщено на сульфур:



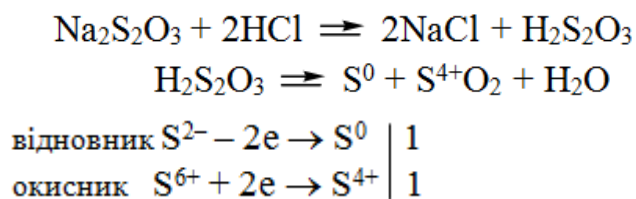


Для знаходження коефіцієнтів у цій окисно-відновній реакції можна скласти два різних електронних баланси: один – формальний (а), другий (б) відображує реальні ступені окислення атомів сульфуру в натрій тіосульфаті. Для того, щоб віддати перевагу одному з варіантів електронного балансу треба звернутися до графічних формул тіосірчаної кислоти:

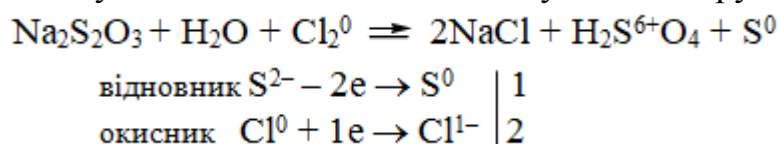


з яких видно, що один атом сульфуру має ступінь окислення 6+, а другий 2– і тому доцільно користуватися другим варіантом електронного балансу.

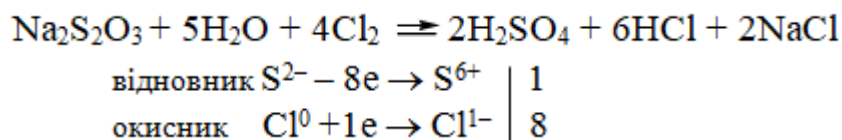
За силою тіосірчана кислота наближається до сульфатної, але у вільному стані не існує через те, що в її складі не можуть співіснувати два атоми сульфуру з надто протилежними ступенями окислення:



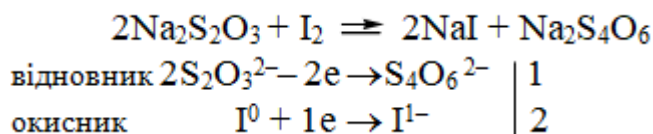
Навпаки, солі тіосірчаної кислоти стійкі, розчинні у воді. Наявність у складі молекул тіосульфатів  $\text{S}^{2-}$  надає їм відновних властивостей. Найбільше практичне значення має натрій тіосульфат  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ . Розчини натрій тіосульфату використовують як відновник для зв'язування хлору:



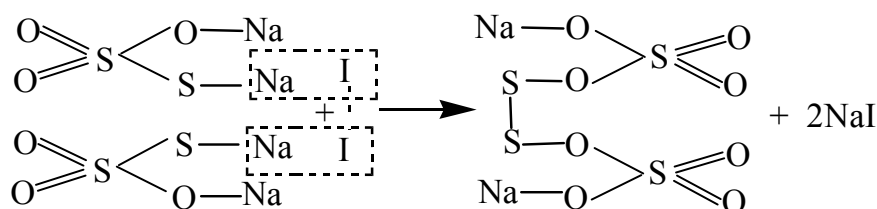
За таким механізмом реакція відбувається при нестачі хлору, а якщо він у надлишку  $\text{S}^{2-}$  окислюється до  $\text{S}^{6+}$ :



Натрій тіосульфат використовують в аналітичній хімії для кількісного визначення йоду:



При цьому утворюється сіль тетрагіонової кислоти – *тетратіонат натрію*. Реакція відбувається за наступним механізмом:



Сульфур(VI) оксид  $\text{SO}_3$  (сірчаний ангідрид) є продуктом окислення сірчастого газу. За звичайних умов ця реакція відбувається дуже повільно; для її прискорення потрібно температуру  $\sim 450^\circ\text{C}$  і наявність каталізатора.

Сірчаний ангідрид при  $44,5^\circ\text{C}$  конденсується у безбарвну рідину, а при  $17^\circ\text{C}$  переходить у твердий стан. На повітрі  $\text{SO}_3$  сильно димить, оскільки взаємодіє з водяною парою, утворюючи дрібненькі краплинки сульфатної кислоти. Розчинення сірчаного ангідриду у воді супроводжується виділенням великої кількості тепла:

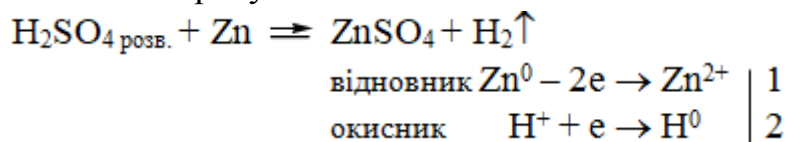


Отже,  $\text{SO}_3$  є ангідридом сульфатної кислоти.

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – сильна двоосновна кислота. Дисоціація її у 0,1 н. розчині за першим ступенем досягає 90%, за другим – значно менша.

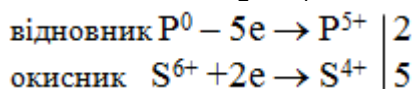
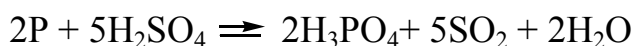
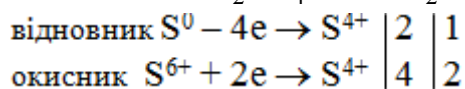
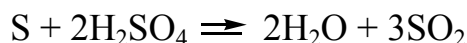
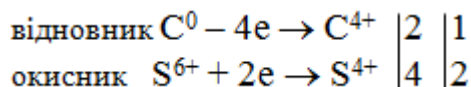
$\text{H}_2\text{SO}_4$  утворює два типи солей: середні – сульфати, наприклад  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  і кислі – гідросульфати –  $\text{NaHSO}_4$ ,  $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ .

$\text{H}_2\text{SO}_4$  – енергійний окисник. Розведена сульфатна кислота, як і багато інших мінеральних кислот, виявляє окислюючі властивості по відношенню до активних металів за рахунок іонів  $\text{H}^+$ :



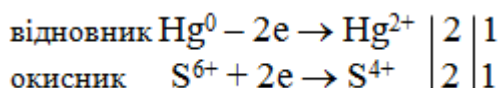
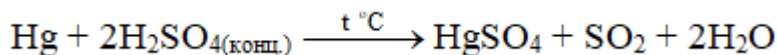
Концентрована сульфатна кислота виявляє окислюючі властивості за рахунок  $\text{S}^{6+}$  і здатна окислювати метали, неметали, складні речовини-відновники.

Наприклад, при кип'ятінні:  $\text{C} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow + 2\text{SO}_2 \uparrow$

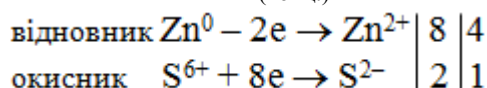
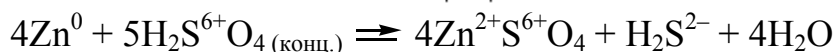
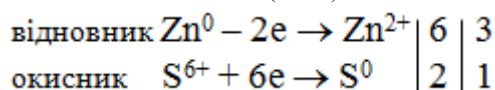
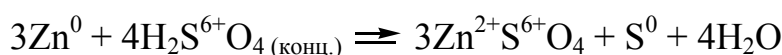
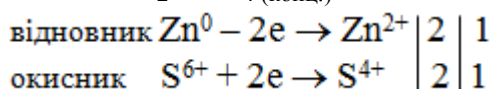
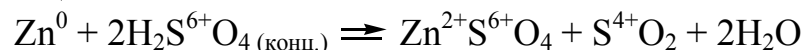


При взаємодії концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з металами в залежності від їх активності продуктами відновлення можуть бути  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}^0$ ,  $\text{S}^{4+}$ .

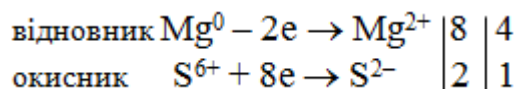
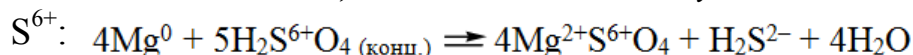
З малоактивними металами концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  взаємодіє при нагріванні з утворенням  $\text{SO}_2$ :



З такими активними металами як цинк, концентрована  $\text{H}_2\text{SO}_4$  реагує за декількома супряженими механізмами з утворенням різних продуктів відновлення сірки. Їх співвідношення залежить від температури та інших технічних умов реакції:

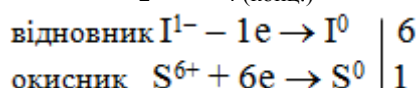
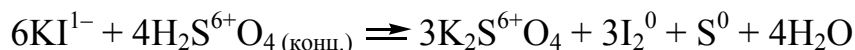
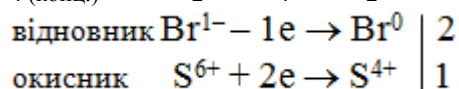


Загальна логіка взаємодії концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$  з металами може бути сформульована таким чином: *чим вище активність металу тим сильніше відновлюється*



Концентрована сульфатна кислота здатна також за нормальних умов пасивувати поверхні деяких металів: заліза, хрому, алюмінію. Завдяки цьому існує можливість транспортування її у залізних цистернах.

Концентрована сульфатна кислота може окислювати деякі хімічні елементи у складі їх сполук з іншими елементами (складні речовини-відновники):



### *Застосування p-елементів VI групи та їхніх сполук.*

За вмістом в організмі людини (62%) кисень відноситься до макроелементів. Він незамінний і складає основу живих систем, тобто є органогеном. Кисень входить до складу молекул, починаючи від найпростіших і закінчуючи



біополімерами. Важлива роль кисню у окисленні поживних речовин (вуглеводів, білків, жирів), що є джерелом енергії, необхідної для роботи органів і тканин живих організмів.

Фагоцитарні (захисні) функції організму напряду пов'язані з наявністю кисню. У фагоцитах (клітинах, здатних захоплювати і руйнувати сторонні тіла) кисень  $O_2$  відновлюється до супероксид-іону  $O_2^-$ . У медичній практиці кисень застосовують для вдихання при кисневій недостатності (гіпоксії), захворюванні дихальних шляхів, серцево-судинної системи, отруєннях карбон(II) оксидом, синильною кислотою HCN, сірководнем  $H_2S$  та іншими задушливими речовинами. Суміш 95 кисню і 5 вуглекислого газу виявляє збуджувальну дію на дихальний центр. Вона використовується в медицині під назвою *карбоген*.

Алотропну модифікацію кисню – *озон*  $O_3$  як дуже сильний окислювач використовують для дезінфекції приміщень, знезараження повітря, очищення питної води та профілактики деяких захворювань. *Озон* знаходить застосування для очищення промислових і стічних вод; утилізації відхідних і хвостових газів різних виробництв (нітроген, сульфур оксиди); для дезодорації повітря у виробничих приміщеннях, зберігання харчових продуктів, а також у хімічній, нафтовій, фармацевтичній, текстильній промисловості, виробництві пластмас, чорних, кольорових та рідких металів.

Однак слід знати, що озон у великих концентраціях – високотоксична речовина, чия дія на живий організм подібна до радіоактивного випромінювання.

Водні розчини *гідроген пероксиду* широко використовуються як відбілювачі у текстильній і паперовій промисловості та окисники ракетного палива; 3 % розчин  $H_2O_2$  є дезінфікуючим засобом у медицині та піноутворювачем при виробництві пінопластів, губчастої гуми тощо.

*Сульфур* використовують для одержання сульфатної кислоти; натрій тіосульфату; сірчистих барвників; ультрамаринового синього; для вулканізації каучуку; як засіб для лікування захворювань шкіри та захисту рослин від борошнистої роси.

$S_2Cl_2$  та  $SCl_2$  використовуються для одержання сульфурвмісних інсектицидів.

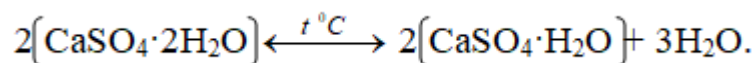
*Сульфід*и: HgS (червоний),  $Sb_2S_3$  (оранжевий), CdS (жовтий) використовують як компоненти барвників.

*Сірчистий газ* вбиває різні мікроорганізми, тому його використовують для знищення цвілі, грибів; як консервуючий агент. Сульфур(IV) оксид застосовують для лікування тварин від корости, а також для відбілювання тканин.

*Сульфатна кислота* – один із основних продуктів хімічної промисловості. За різноманітністю використання сірчана кислота займає перше місце серед усіх інших виробництв хімічної індустрії. Виробництво сульфатної кислоти вважають показником хімічного потенціалу держави. У хімічній промисловості розвинутих держав до 50% сірчаної кислоти застосовується для одержання мінеральних добрив (суперфосфату, амоній сульфату та ін.), і 20% – для добування пестицидів, детергентів, ліків. Широко використовується сульфатна кислота в металургії; машинобудуванні; нафтопереробній промисловості; виробництві органічних речовин – полімерів, барвників, фарб, вибухових речовин, миючих, змочуючих та емульгуючих засобів; лікарських препаратів; для одержання кислот (фосфорної, хлоро- і фтороводневої); рафінування мінеральних масел; як компонент різних гальванічних електролітів (процесів хромування, анодного окислення); як електроліт свинцевих акумуляторів.

Із солей сульфатної кислоти найбільше значення мають:

- *натрій сульфат (глауберова сіль)*  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  – застосовується у виробництві скла, кристалографії; у медицині використовується як проносне при отруєнні солями барію і свинцю;
- *магній сульфат (гірка сіль)*  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  широко застосовується у медицині як проносне, у вигляді ін'єкцій – як спазмолітик, протисудомний та знеболюючий засіб;
- *барій сульфат*  $\text{BaSO}_4$  використовується як рентгеноконтрастна речовина для одержання якісних знімків шлунку;
- *купрум та цинк сульфати*  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  і  $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  мають в'язучі та антисептичні властивості. Використовують для боротьби із шкідниками рослин та як протраву при фарбуванні;
- *ферум(II) сульфат (залізний купорос)*  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  застосовується у медичній практиці для лікування анемії тварин; у боротьбі із сільськогосподарськими шкідниками; для консервування деревини;
- *кальцій сульфат (гіпс)*  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . При нагріванні до 150–170 °C гіпс втрачає воду і перетворюється в алебастр:



В'язуча дія алебастру при використанні його у будівництві полягає у зворотному приєднанні води і перетворенні у гіпс.

У сільськогосподарській практиці використовується прийом *гіпсування ґрунтів* – внесення гіпсу  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  для усунення надлишкової лужності солонців та солончаків.

Вміст сульфуру в організмі людини 0,16% або 112 г на 70 кг ваги. Добова потреба дорослої людини у сірці біля 4 – 5 г.

***p-Елементи VIIA-групи та їх сполуки.*** Назва p-елементів VII групи, що складають головну підгрупу, – галогени: Флуор (фтор) F, Хлор Cl, Бром Br, Йод I, Астат At. “Галогени” в перекладі з грецької – “ті, що народжують сіль”. Це пояснюється їх здатністю утворювати з металами бінарні сполуки-солі типу NaCl, CaF<sub>2</sub> тощо. При цьому атоми усіх галогенів схильні приєднувати по одному електрону, добудовуючи свою електронну оболонку до стійкої електронної конфігурації найближчого до них інертного газу. Ці елементи, за виключенням астату та, частково, йоду, – типові неметали.

Електронна конфігурація зовнішнього енергетичного рівня галогенів відповідає загальній формулі  $ns^2np^5$ , де n – номер періоду елемента. Це означає, що на останньому енергетичному рівні у атомів галогенів сім електронів, один з яких неспарений. Звідси подібність їхніх властивостей та здатність виявляти валентність 1.

Молекули галогенів двохатомні, неполярні. В ряду F – Cl – Br – I – At зростають радіуси атомів, тобто віддаленість валентних електронів від ядра. Зменшується енергія йонізації атомів, їх спорідненість до електрону, електро-негативність (див. *додаток 1*), що є свідченням послаблення неметалічних властивостей елементів. Найактивнішим неметалом є Флуор, а астат виявляє деякі властивості елемента-металу.

Збільшення радіусів атомів галогенів від флуору до астату спричиняє зростання міжмолекулярної взаємодії речовин і переходу їх у конденсований стан: F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> – гази, Br<sub>2</sub> – рідина, а I<sub>2</sub> та At – тверді сполуки.

По мірі зростання радіусів атомів галогенів збільшується довжина хімічного зв'язку в двохатомних молекулах простих речовин. При цьому зменшується ефективність перекривання їхніх валентних орбіталей і як результат знижується енергія зв'язку:

	F—F	Cl—Cl	Br—Br	I—I
<i>Енергія зв'язку E—E, кДж/моль</i>	159	243	199	151.

Виключенням є молекула F<sub>2</sub>, де енергія зв'язку F—F менша, ніж у молекулі Cl<sub>2</sub>, і це пояснюється дуже малими розмірами атомів флуору і сильним взаємним електростатичним відштовхуванням електронних систем, які не мають вільних орбіталей.

Внаслідок збільшення розмірів атомів від флуору до астату в групі зверху донизу простежується закономірне зниження окислюючої здатності елементів та зростання відновних властивостей. Про це ж свідчить зменшення в цьому самому напрямку значень стандартних електродних потенціалів елементів (*додаток 8*).

Зміна забарвлення галогенів від жовтувато-зеленого у флуору до майже чорного йоду зумовлена особливостями будови електронних оболонок їхніх атомів: “пухкість” електронної оболонки, тобто рухливість у ній електронів, зростає зі збільшенням атомного радіусу галогену. Якщо легкі галогени (флуор, хлор) відбивають значну частину світлових хвиль, що падають на них, то важкі галогени (бром, йод) більшу частину цих хвиль поглинають і енергія їх витрачається на збудження слабкозв’язаних електронів. У такому випадку відбивання світла, що падає на них, зменшується і речовини темніші.

**Хлор** та його сполуки. Хімічні властивості *хлору* обумовлені електронною будовою його останнього енергетичного рівня:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ .

Оскільки на останньому електронному рівні хлору міститься один неспарений електрон, слід чекати, що найбільш типовим станом хлору повинні бути сполуки, в яких він виявляє валентність I.

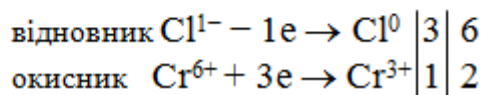
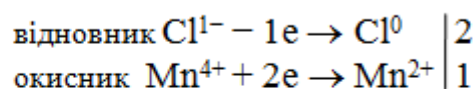
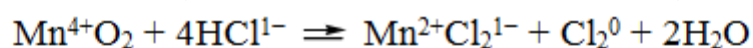
Для більш високих валентних станів необхідне збудження атомів хлору, тобто, розпаровування електронних пар  $3p$ - і  $3s$ -підрівнів і переміщення непарних електронів на вільний  $d$ -підрівень. Такі стани збудження можна уявити за допомогою схеми:

3s	3p			3d					
↓↑	↓↑	↓↑	↓						нормальний стан атома
↓↑	↓↑	↓	↓	↓					I збуджений стан
↓↑	↓	↓	↓	↓	↓				II збуджений стан
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓			III збуджений стан

Таким чином хлор у сполуках може виявляти валентності, що відповідають кількості неспарених електронів. Енергія, що витрачається на збудження атомів хлору, компенсується енергією, що виділяється при утворенні додаткових хімічних зв’язків.

*Одержання хлору.* У складі природних сполук хлор знаходиться у відновленому стані (ступінь окислення 1-), тому всі способи його одержання мають одну принципову основу, що полягає в окисненні  $Cl^{1-}$ :  $2Cl^{1-} - 2e \rightarrow Cl_2^0$ . Відрізняються лише окисники та умови, в яких відбуваються реакції.

В лабораторних умовах хлор добувають із хлоридної кислоти (або її солей) під дією сильних окисників ( $KMnO_4$ ,  $MnO_2$ ,  $KClO_3$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ):

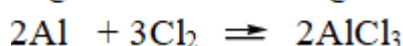
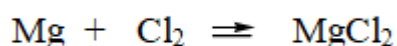
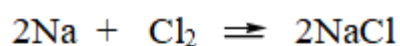


У більшості сполук хлор, як сильно електронегативний елемент, виступає з негативним ступенем окислення 1-. Це його найбільш типовий і стабільний стан. Прикладом можуть бути всі природні сполуки хлору.

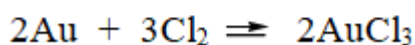
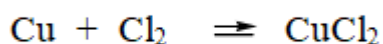
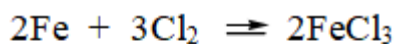
Позитивні ступені окислення хлор виявляє у сполуках із більш електронегативними елементами – флуором, киснем, нітрогеном.

Хлором окислюються всі прості речовини, за виключенням карбону, нітрогену, кисню та інертних газів. Як окислювач хлор частіше діє при звичайних температурах і швидше, ніж кисень.

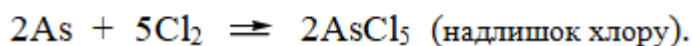
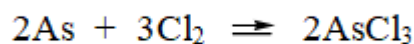
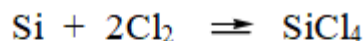
Легкі метали – натрій, магній, алюміній – реагують з хлором, утворюючи хлориди та з виділенням тепла :



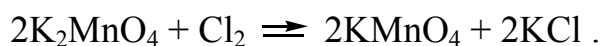
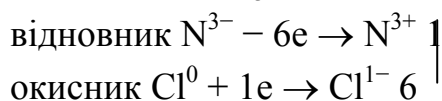
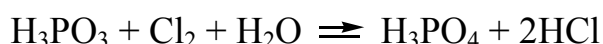
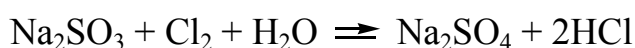
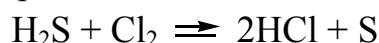
Більш повільно взаємодіють з хлором важкі метали, але навіть золото утворює хлорид:



Такі неметали, як фосфор, арсен, силіцій за низьких температур можуть сполучатися з хлором:



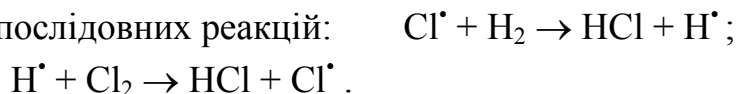
Хлор виявляє окислюючу дію не тільки по відношенню до простих речовин, але окислює і складні речовини, з відновними властивості:



*Хлоридна (соляна) кислота та її солі.* Хлор дуже повільно взаємодіє з воднем при звичайних умов. Проте при нагріванні суміші або на прямому сонячному світлі, реакція відбувається з вибухом. Це явище пояснюється у теорії ланцюгових реакцій.

Утворення атомів хлору внаслідок дисоціації молекул хлору при поглинанні світлових променів є початком фотохімічної реакції між хлором і воднем:  $\text{Cl}_2 + h\nu \rightleftharpoons \text{Cl}^\cdot + \text{Cl}^\cdot$ .

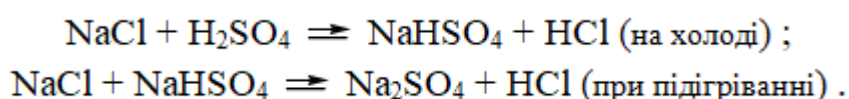
Виникнення активних центрів при освітлюванні суміші газів підтверджується тим фактом, що хлор поглинає світло в тій області спектра, яка викликає фотохімічну реакцію; водень не поглинає світла в тій області спектра і не приймає участі в утворенні активних центрів. Наступний перебіг реакції можна зобразити як ланцюг послідовних реакцій:



Каталізатори значно впливають на швидкість реакції взаємодії хлору з воднем, такі як деревне вугілля, губчаста платина, Mg, Zn, AlCl<sub>3</sub> та ін.

Добування гідроген хлориду в промислових масштабах відбувається за двома способами сульфатним і синтетичним.

1. *Сульфатний* спосіб оснований на взаємодії концентрованої сульфатної кислоти з натрій хлоридом. При цьому реакція відбувається у дві стадії:

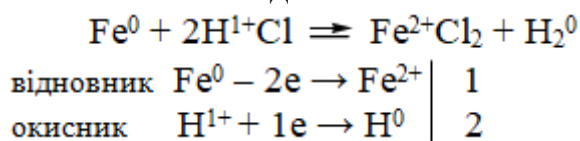


Цей спосіб добування HCl досить дорогий. Тому на сьогодні основний спосіб добування HCl – синтетичний.

2. *Синтетичний* спосіб добування гідроген хлориду складається з двох процесів – спалювання гідрогену в атмосфері хлору в печах у присутності водяної пари як каталізатора та поглинання HCl, що утворюється, водою.

Хлоридна кислота сильна одноосновна кислота, її ступінь електролітичної дисоціації 0,1 н. розчину перевищує 90 %. *Хлориди* – солі хлоридної кислоти добре розчинні у воді, за винятком AgCl, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, PbCl<sub>2</sub>, TlCl.

Хлоридна кислота взаємодіє з металами, що стоять у ряді активності до гідрогену. Окисником металів виступає катіон H<sup>+</sup>. Як наслідок - утворюються хлориди металів і виділяється вільний водень:



Хлориди металів отримують здебільшого взаємодією простих речовин, за реакціями обміну та розчиненням металів у хлоридній кислоті.

Хлориди металів можуть взаємодіяти між собою з утворенням аніонних комплексів:

$$\text{KCl} + \text{AlCl}_3 \rightleftharpoons \text{K}[\text{AlCl}_4]$$

*Кисневі сполуки хлору.* Для хлору характерний ряд сполук з киснем – оксиди та кисневмісні кислоти (таблиця 10).

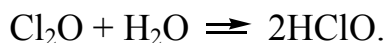
Кисневі сполуки хлору переважно нестійкі і безпосередньою взаємодією хлору з киснем не утворюються. Цей факт обумовлений тим, що енергія зв'язку Cl—O набагато менша ніж енергія зв'язку Cl—Cl.

В усіх кисневих сполуках хлор виявляє позитивну ступінь окислення: оксид хлору (I) –  $\text{Cl}^{1+}_2\text{O}$ ; хлор(IV) оксид –  $\text{Cl}^{4+}\text{O}_2$ ; хлор(VI) оксид –  $\text{Cl}^{6+}_2\text{O}_6$ ; хлор(VII) оксид –  $\text{Cl}^{7+}_2\text{O}_7$ . Крім того, хлор утворює кисневмісні кислоти:  $\text{HCl}^{1+}\text{O}$ ;  $\text{HCl}^{3+}\text{O}_2$ ;  $\text{HCl}^{5+}\text{O}_3$ ;  $\text{HCl}^{7+}\text{O}_4$ .

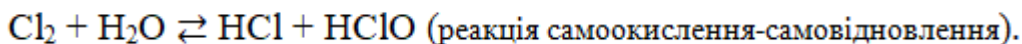
**Таблиця 10. Кисневмісні сполуки хлору**

Оксид хлору	Кислота	Назва кислоти	$K_{\text{дис.}}$	Назва солі	Будова молекул
$\text{Cl}_2\text{O}$	$\text{HClO}$	гіпохлоритна (хлорнуватиста)	$3,4 \cdot 10^{-8}$	гіпохлорити	
$\text{ClO}_2$	$\text{HClO}_2$	хлоритна (хлориста)	$1,1 \cdot 10^{-2}$	хлорити	
$\text{Cl}_2\text{O}_6$	$\text{HClO}_3$	хлоратна (хлорнувата)	10	хлорати	
$\text{Cl}_2\text{O}_7$	$\text{HClO}_4$	перхлоратна (хлорна)	повністю дисоційована	перхлорати	

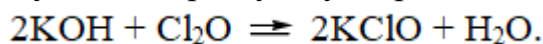
У воді  $\text{Cl}_2\text{O}$  розчиняється з утворенням *гіпохлоритної (хлорнуватистої) кислоти*:



Гіпохлоритна кислота утворюється також при гідролізі хлору:



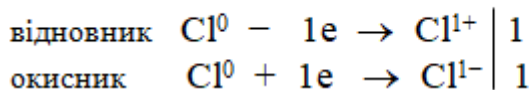
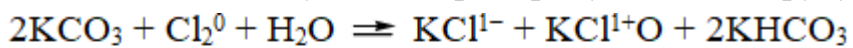
З водними розчинами лугів  $\text{Cl}_2\text{O}$  реагує з утворенням солей – *гіпохлоритів*:



Отже, хлор(I) оксид можна вважати ангідридом гіпохлоритної кислоти. Ця кислота слабка і може існувати тільки у розведених розчинах.

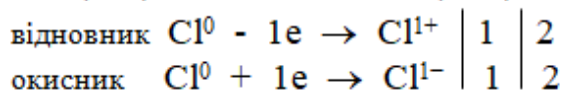
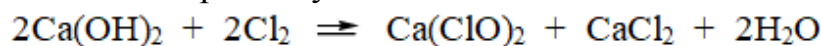
Солі гіпохлоритної кислоти більш стійкі, ніж кислота. Деякі з них можна одержати у кристалічному стані. Із найбільш поширених гіпохлоритів можна відзначити  $\text{KClO}$ ,  $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ .

$\text{KClO}$  – основу «жавелевої води»\*, добувають при пропусканні хлору у розчин калій карбонату:

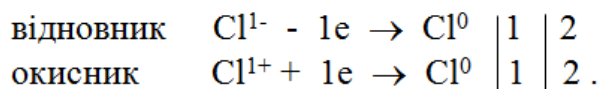
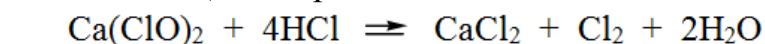


Більш

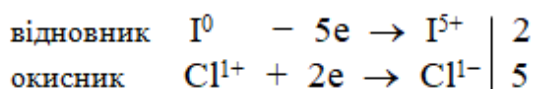
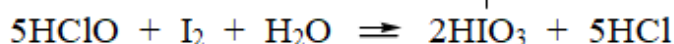
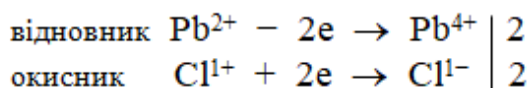
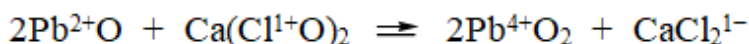
концентрованим та зручним реагентом аналогічної природи вважається *хлорне ванно* – тверда суміш  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  і  $\text{Ca}(\text{OCl})_2$ , що одержується при хлоруванні сухого кальцій гідроксиду:



При дії на хлорне вапно  $\text{HCl}$  виділяється вільний хлор внаслідок окислення хлористого водню. Цей хлор називають «активним»:

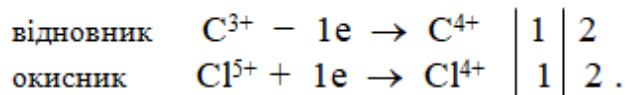
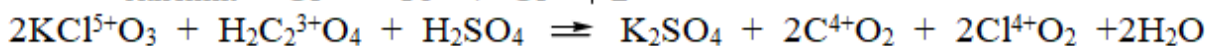
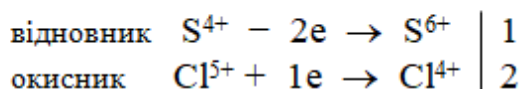
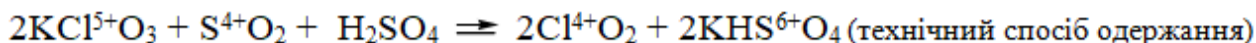


Гіпохлоритна кислота та її солі – дуже сильні окисники. Вони окислюють сполуки металів і неметалів з нижчих ступенів окислення до вищих:



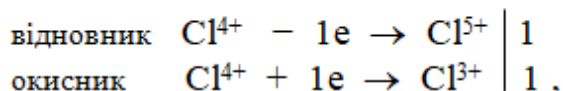
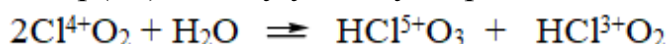
$\text{HClO}$  та її солі є вихідними речовинами для добування кисневих сполук хлору. При нагріванні гіпохлорити диспропорціонують з утворенням солей хлоратної кислоти:  $3\text{KClO} \rightleftharpoons \text{KClO}_3 + 2\text{KCl}$

При дії на хлорати “м’якими” відновниками одержують *хлор(IV) оксид*:

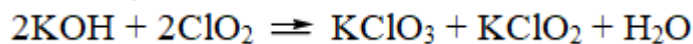


*Хлор(IV) оксид*  $\text{ClO}_2$ .

При розчиненні хлор(IV) оксиду у воді утворюються дві кислоти:

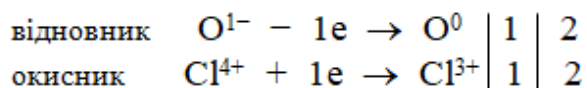
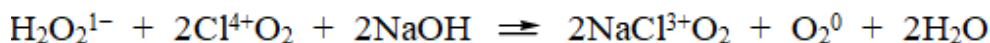
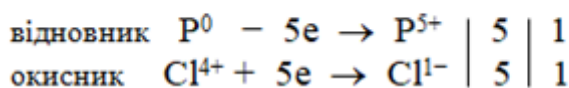
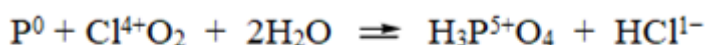


а при взаємодії з розчинами лугів – дві солі відповідних кислот:



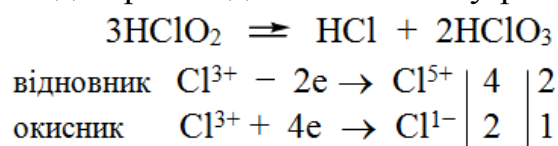
Отже,  $\text{ClO}_2$  можна вважати ангідридом двох кислот: хлоритної і хлоратної.

Хлор(IV) оксид – сильний окисник, наприклад:

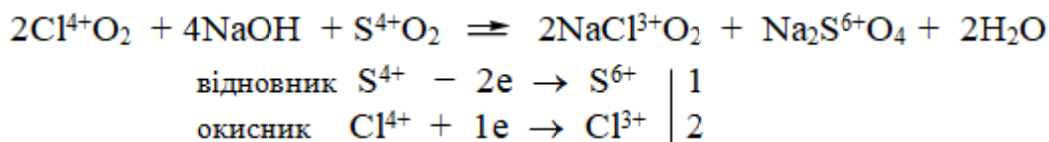




Хлоритна кислота є кислотою середньої сили та існує лише у водних розчинах.  $\text{HClO}_2$  швидко розкладається навіть у розведеному водному розчині:

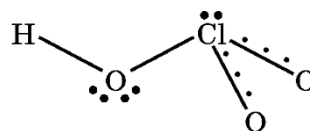


Практично хлоритна кислота не використовується. Хлорити одержують при взаємодії  $\text{ClO}_2$  з відновниками середньої сили в лужному середовищі:

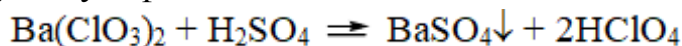


У кислому середовищі хлорити проявляють сильні окисні властивості. Але взаємодіючи з більш сильними окисниками ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{Cl}_2$  та ін.) самі ж окислюються до хлоратної кислоти або її солей.

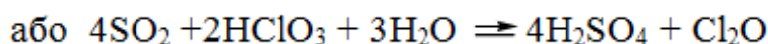
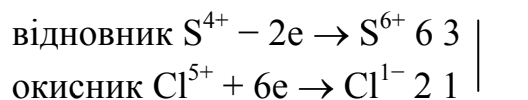
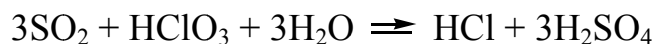
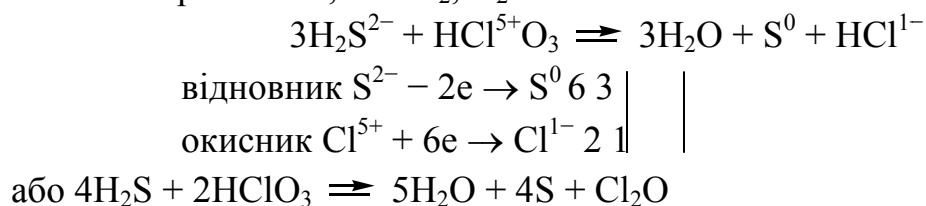
$\text{HClO}_3$  – хлоратна кислота - сильна одноосновна кислота (ступінь дисоціації 80 % при 20 °C), існує тільки у водних розчинах концентрація яких до 40 %. Структура молекули хлоратної (хлорнуватої) кислоти подібна зі структурою молекул  $\text{HClO}$  та  $\text{HClO}_2$  :



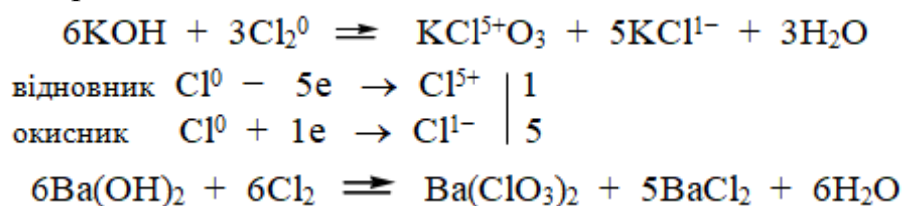
Добувають  $\text{HClO}_3$  взаємодією еквівалентних кількостей підігрітого розчину барій хлорату та сульфатної кислоти:



$\text{HClO}_3$  сильний окисник. Концентровані розчини її запалюють деревину, окислюють такі речовини, як  $\text{SO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  та ін.:

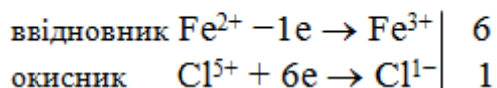
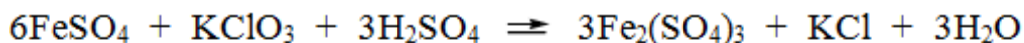


Хлорати – солі хлоратної кислоти, отримують пропускаючи хлор через розчини лугів підігріті до 60 – 70 °C:

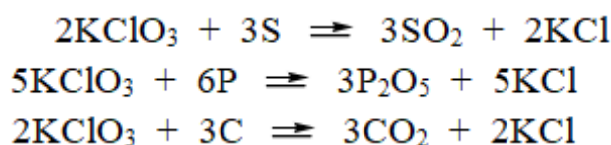


*Хлорати* – безколірні кристалічні речовини, стійкі при звичайній температурі, гарно розчинні у воді. Калій хлорат (бертолетова сіль) та натрій хлорат мають найбільше практичне значення.

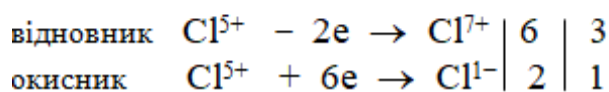
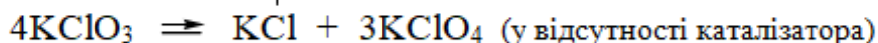
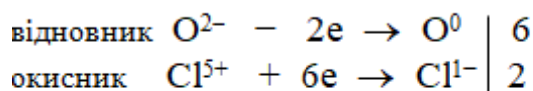
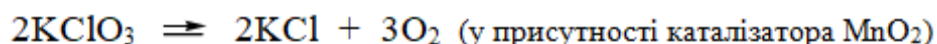
У водних розчинах хлорати виявляють помірні окислювальні властивості (в кислому середовищі):



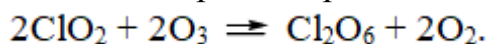
Але розплави хлоратів – сильні окисники. Якщо у розплав  $\text{KClO}_3$  внести сульфур, фосфор або карбон, вони будуть енергійно горіти:



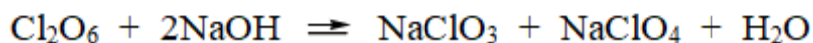
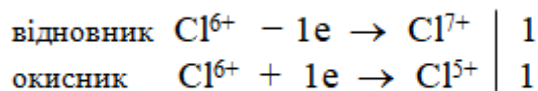
При нагріванні хлорати плавляться, а далі, в залежності від умов, розкладаються:



*Хлор(VI) оксид* –  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  можна одержати при дії озону на хлор(IV) оксид:

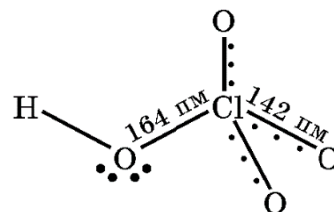


За кімнатної температури хлор(VI) оксид знаходиться в рідкому стані і поступово розкладається. При взаємодії з водою  $\text{Cl}_2\text{O}_6$  утворює дві кислоти, а з лугами – відповідні дві солі :

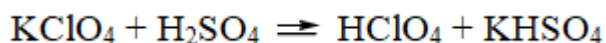


Практичного застосування хлор(VI) оксид не знайшов.

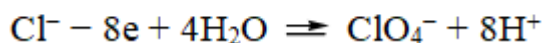
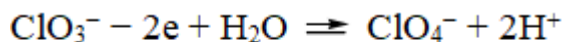
$\text{HClO}_4$  – *перхлоратна (хлорна) кислота*, існує у вільному стані. Вона найбільш стійка з усіх кисневмісних кислот хлору. Молекула перхлоратна кислоти має таку будову:



Одержують  $\text{HClO}_4$  шляхом відгонки при зниженому тиску із суміші калій перхлорату та сульфатної кислоти:



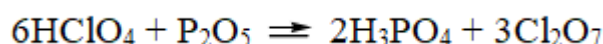
Перхлоратну кислоту та її солі – *перхлорати* одержують теж електрохімічним окисленням хлоратів або хлоридів на платиновому аноді:



Чиста перхлоратна (хлорна) кислота – безбарвна рідина з  $t_{\text{пл}} = -102^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} = 110^\circ\text{C}$ . Її водні розчини дуже стійкі, а 100 % хлорна кислота малостійка і здатна вибухати:  $4\text{HClO}_4 \rightleftharpoons 4\text{ClO}_2 + 3\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

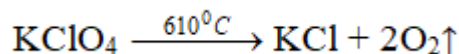
$\text{HClO}_4$  одноосновна, у водних розчинах хлорна кислота найсильніша з усіх відомих кисневмісних кислот:  $\text{HClO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$ ,  $K \approx 10^9$ .

В перхлоратній кислоті ступінь окислення хлору дорівнює 7+, тому хлор(VII) оксид є її ангідридом. Добувають  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  шляхом відбирання води від перхлоратної кислоти за допомогою  $\text{P}_2\text{O}_5$ :



Безводна перхлоратна кислота є сильним окисником, але у водних розчинах її окисні властивості слабші, ніж у хлоратної кислоти. В розведених водних розчинах  $\text{HClO}_4$  не відновлюється сірчистим газом, сірководнем і навіть атомарним воднем.

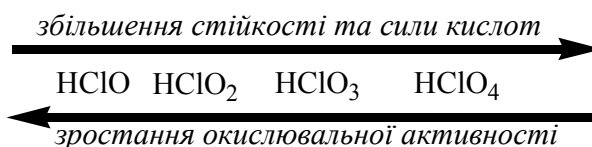
Одночасно перхлорати у твердому стані при нагріванні розкладаються з утворенням активного кисню і проявляють сильні окисні властивості:



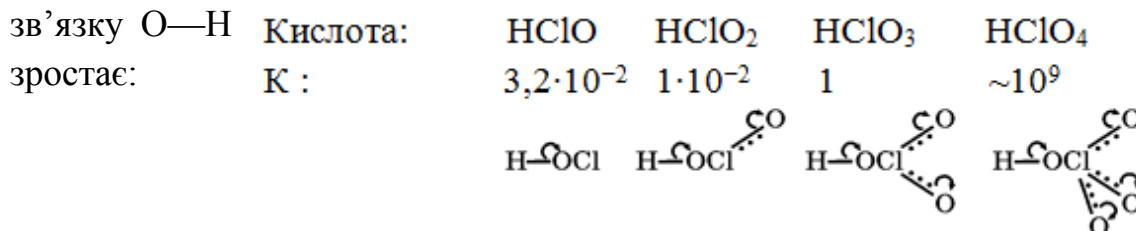
Перхлорати добре розчинні у воді (за винятком солей калію, рубідію та цезію).

Порівнюючи властивості кисневих кислот хлору, можна підсумувати наступне:

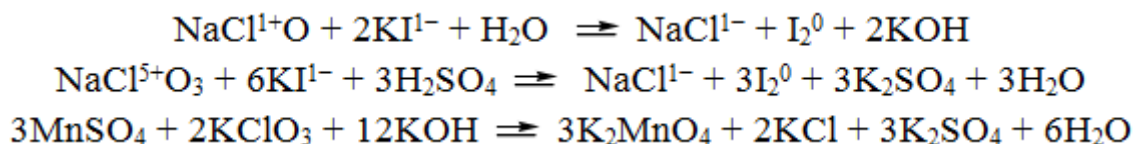
1) стійкість кисневмісних кислот хлору зростає зі збільшенням ступеня окислення, внаслідок збільшення кількості електронів, що беруть участь в утворенні зв'язків:



2) сила кисневмісних кислот хлору зростає зі зростанням ступеня окислення хлору, оскільки зі збільшенням кількості атомів кисню у кислотному залишку, електронна хмара молекули зміщується до них і полярність зв'язку O—H

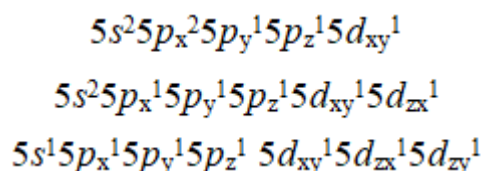


3) Окислювальна активність кислот зменшується внаслідок підвищення стійкості їх аніонів. Наприклад, гіпохлорити вступають в окисно-відновну взаємодію у будь-якому середовищі; хлорати в розчинах окислюють тільки у сильноокислому середовищі; окислююча здатність перхлоратів у розчинах практично не виявляється:



**Йод** та його сполуки. На зовнішньому електронному рівні атома *йоду* знаходиться сім електронів  $5s^25p^5$ , які обумовлюють спектр його валентних станів від 1 до 7. У порівнянні з хлором валентні електрони йоду «захищені» від впливу ядра двома 18-електронними шарами 3 і 4 енергетичних рівнів, що значно підвищує їх мобільність.

Наявність 5-*d* орбіталі надає можливість переходу атома йоду у такі збуджені стани по аналогії з атомами хлору :



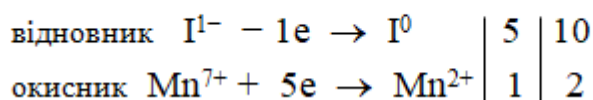
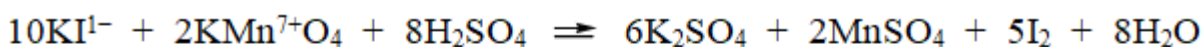
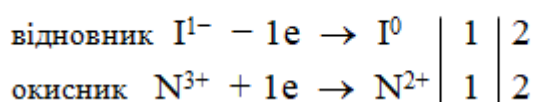
У ряду  $\text{F}_2 - \text{Cl}_2 - \text{Br}_2 - \text{I}_2$  найменша енергія зв'язку між атомами в молекулах йоду (151 кДж/моль), що обумовлене найбільшим радіусом атома 0,133 нм. З цієї ж причини атом йоду має найменші значення енергії іонізації (1008 кДж/моль) та спорідненості до електрону (318 кДж/моль).

Таким чином, з усіх галогенів йод має найменше значення електронегативності, у нього слабкіше виражені неметалічні властивості і найбільше виявлена тенденція до металічних властивостей (див. *додаток 1*).

Виходячи з будови атому та фізико-хімічних характеристик, для йоду найбільш характерні ступені окислення 1-, 0, 3+, 5+, 7+.

В основі всіх існуючих методів одержання йоду знаходиться процес окислення йодид-іонів:  $2\text{I}^- - 2\text{e} \rightarrow \text{I}_2^0$ .

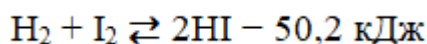
Із лабораторних способів добування йоду можна відзначити такі:



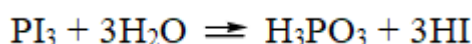
Взаємодія йоду з простими речовинами: вільний йод виявляє достатньо високу хімічну активність, але нижчу у порівнянні з іншими галогенами. Як окисник йод взаємодіє з багатьма металами. Наприклад, при розтиранні із ртуттю утворюється червоний гідраргірум(II) йодид:  $\text{Hg} + \text{I}_2 \rightleftharpoons \text{HgI}_2$ .

Сполуки йоду з металами – *йодиди* – відносяться до класу солей.

Взаємодія йоду з водородом відбувається при нагріванні вище 200 °С у присутності каталізатора – платинового азбесту. Реакція – ендотермічна (на відміну від взаємодії інших галогенів з водородом), і оборотна, а тому одержаний йодистий водень забарвлений парами йоду у фіалковий колір:



У лабораторних умовах йодистий водень добувають шляхом гідролізу  $\text{PI}_3$  :

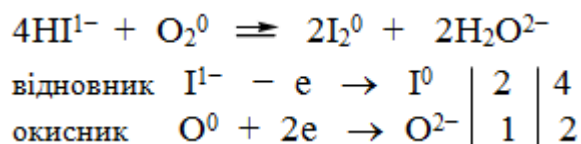


Сухий водень йодид хімічно не активний. Розчин його у воді називається *йодидною (йодистоводневою) кислотою*. Розчинення HI у воді супроводжується дисоціацією за кислотним типом:  $\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{I}^-$ .

Із галогеноводневих кислот HI – найсильніша; для 0,1н. розчину  $\alpha = 95 \%$ .

Солі йодидної кислоти – *йодиди*. Найчастіше зустрічаються і використовуються йодиди KI і NaI – добре розчинні, та AgI, CuI, HgI<sub>2</sub>, PbI<sub>2</sub> – нерозчинні.

Йодид-іон як у складі кислоти, так і у складі солей виявляє сильні відновні властивості. Так при стоянні на повітрі йодидна кислота поступово окислюється киснем повітря:



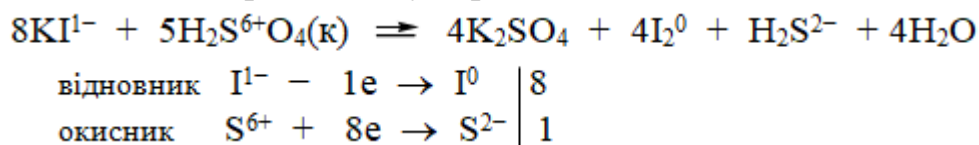
Усі вільні галогени здатні окислювати йодид-іон:

$$2\text{KI} + \text{F}_2 \rightleftharpoons 2\text{KF} + \text{I}_2$$

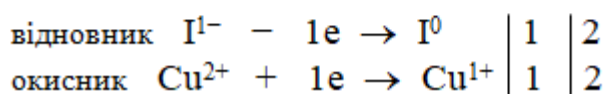
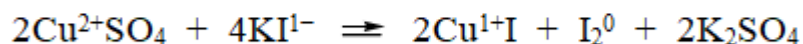
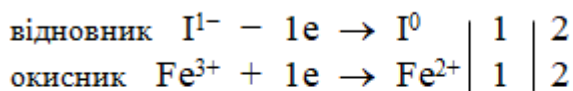
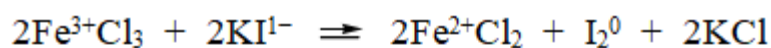
$$2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{KCl} + \text{I}_2$$

$$2\text{KI} + \text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{KBr} + \text{I}_2$$

Завдяки сильним відновним властивостям йодид-іонів стає неможливим одержання HI дією концентрованою сульфатною кислотою на йодиди:

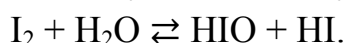


Йодиди легко окислюються навіть солями Fe (III) і Cu (II) :



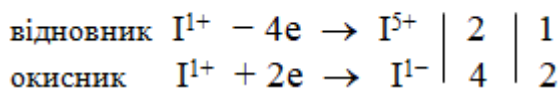
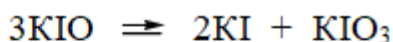
Окислення йодидів до вільного йоду з індикацією за допомогою крохмалю використовується для аналітичного визначення йодид-іонів.

*Кисневі сполуки йоду.* При взаємодії йоду з водою внаслідок реакції само-окислення-самовідновлення утворюється *гіпойодитна (йоднуватиста)* кислота, яка може існувати тільки у розведених розчинах і при низькій температурі:



Рівновага цієї реакції сильно зміщена вліво.

HIO – одноосновна кислота, більш слабка, ніж аналогічна гіпохлоритна кислота. Солі її – *гіпойодити* – утворюються при розчиненні йоду в лугах на холоді (у вільному стані не виділені). Характерною відзнакою гіпойодитів слід вважати те, що навіть на холоді вони піддаються реакції диспропорціонування:



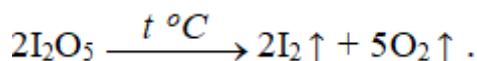
Гіпойодитна кислота відноситься до сильних окисників, але її окислююча дія слабкіша у порівнянні з гіпохлоритною кислотою.

HIO<sub>3</sub> – *йодатна (йоднувата)* кислота, виділена у вільному стані. За фізичними властивостями HIO<sub>3</sub> – безбарвна кристалічна речовина, легко розчинна у воді (при 16 °С розчиняється 310 г у 100 г води). При повільному нагріванні її до 190–195 °С – розкладається з утворенням ангідриду йодатної кислоти (*йод(V) оксид*) і води:  $2\text{HIO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2\text{O}_5$ .

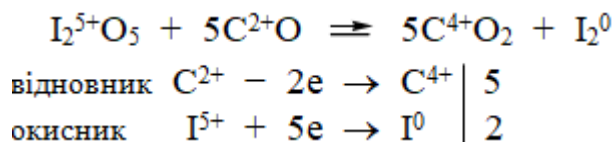
Ця реакція оборотна і при розчиненні у воді I<sub>2</sub>O<sub>5</sub> знову утворює HIO<sub>3</sub>.

Для кислот HClO<sub>3</sub> та HBrO<sub>3</sub> ангідриди не відомі.

*Йодатний* ангідрид – біла кристалічна речовина, дуже гігроскопічна, стійка до нагрівання, розкладається лише в разі нагрівання до 300 °С:

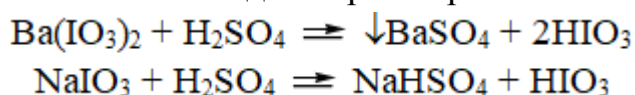


*Йод(V) оксид* – сильний окисник. Використовують його в газовому аналізі для визначення карбон(II) оксиду за реакцією:

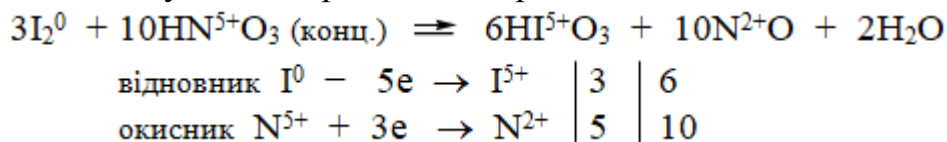


Йодатну кислоту можна одержати вказаними нижче способами:

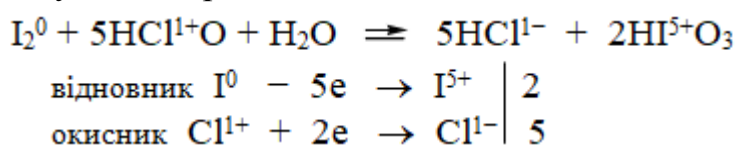
1) дією сульфатної кислоти на йодати при нагріванні:



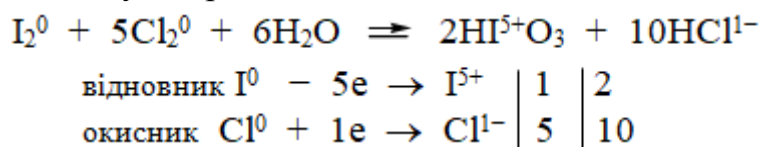
2) при окисленні йоду концентрованою нітратною кислотою:



3) при окисленні йоду гіпохлоритною кислотою:

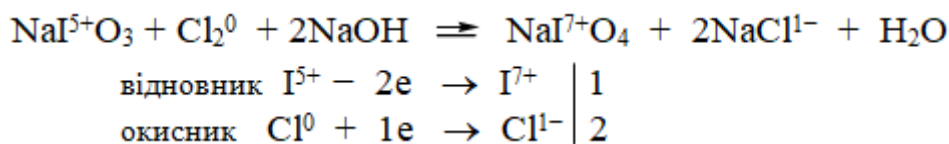


4) при окисленні йоду хлорною водою:

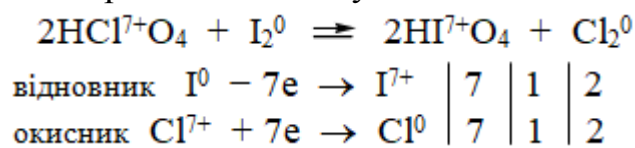


$\text{HIO}_3$  – сильна одноосновна кислота ( $K = 0,2$ ), солі її виявляють сильні окисні властивості, особливо при нагріванні.

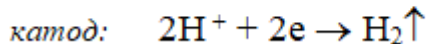
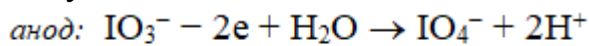
Окисленням йодатів хлором у лужному середовищі одержують солі *перйодатної* (йодної) кислоти, в якій ступінь окислення йоду досягає 7+ :



Саму кислоту можна одержати дією йоду на  $\text{HClO}_4$  :



або шляхом електролізу розчину  $\text{HIO}_3$  :  $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\uparrow + \text{HIO}_4$



Перйодатна кислота набагато слабкіша ( $K = 0,03$ ) від перхлоратної кислоти. Солі її – метаперйодати – розчинні у воді.

**Бром** та його сполуки за хімічними властивостями займають проміжне місце між сполуками хлору і йоду.

Бром одержують витісненням його із розчинів бінарних сполук хлором:

$2\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{KCl} + \text{Br}_2$ . Далі з розчину бром екстрагують бензолом.

Із кислот бромів відомі бромистоводнева  $\text{HBr}$  та кисневмісні кислоти, які можуть існувати лише у водних розчинах різної концентрації: бромнуватиста  $\text{HBrO}$  (лише у розведених водних розчинах), бромиста  $\text{HBrO}_2$  (лише у водних розчинах, але не більше 4-х годин), бромнувата  $\text{HBrO}_3$  та бромна  $\text{HBrO}_4$ . Бінарні сполуки бромів з киснем –  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{BrO}_2$ ,  $\text{BrO}_3$  – дуже нестійкі.

Бромистоводнева кислота  $\text{HBr}$  – одна із найсильніших неорганічних кислот – є активним відновником:  $4\text{HBr} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Br}_2$ .

$\text{HBrO}$  відноситься до слабких кислот ( $\text{pK}$  8,69), але сильних окисників; з часом диспропорціонує:  $3\text{HBrO} \rightarrow 2\text{HBr} + \text{HBrO}_3$ .

Від  $\text{HBrO}$  до  $\text{HBrO}_4$  збільшується стійкість кислот, їх сила і зменшується окислююча здатність.

### *Застосування галогенів та їхніх сполук.*

Хлор за обсягами виробництва (~ 40 млн т щорічно) входить до десяти найважливіших хімікатів, поступаючись таким продуктам, як сульфатна кислота, нітроген, кисень, амоніак, фосфорна кислота, натрій гідроксид.

Вільний хлор використовують у якості відбілювача тканин та паперової маси. Шерсть та шовк заборонено знебарвлювати хлором, оскільки вони є білковими речовинами, які легко руйнуються під дією хлору.

Вільний хлор застосовують як дезинфікуючий засіб. Питну воду (на 1 м<sup>3</sup> води витрачається 1,5 г хлору) знезаражують (хлорують) хлором. У першу світову війну (1915 р.) німецькі війська застосували хлор як бойову отруйну речовину.

$\text{HCl}$  широко використовується для добування хлоридів амонію, мангану, цинку, заліза та інших металів. Її застосовують для очистки поверхні металів, посудин, щілин від карбонатів, оксидів.

Хлористий водень застосовують у промисловому виробництві синтетичних смол, каучуків. Використовують як сировина у виробництві хлор-вінілу з ацетилену, синтетичного каучуку – найриту, хлористого етилу з етилену та ряду інших продуктів гідрохлорування органічних сполук.

Хлориди, що мають найбільше значення мають:

- *натрій хлорид*  $\text{NaCl}$  – один із головних видів хімічної сировини для добування натрій гідроксиду, гідрогену, хлору, соди, натрій сульфату; у харчовій промисловості, шкіряному, миловарному та інших виробництвах
- *калій хлорид*  $\text{KCl}$  – калійне добриво і сировина для одержання гідроксиду калію

### *Питання для самопідготовки*

1. Як у природі відбувається перетворення  $\text{CaCO}_3$  на  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  ?
2. Які хімічні реакції покладено в основу лабораторних і промислових методів добування карбону(IV) оксиду?



3. Охарактеризувати розчинність солей карбонової (вугільної) кислоти у воді.
4. Наведіть відповідні рівняння реакцій обумовлення натрій карбонату двома способами з використанням натрій гідрокарбонату як сировини?
5. Як за допомогою розчину HCl можна визначити такі речовини: BaSO<sub>4</sub> та BaCO<sub>3</sub>? Складіть відповідні рівняння реакцій.
6. Розчин калій карбонату лужний, а амоній карбонат близький до нейтрального. Чим це пояснюється? Використовуйте реакції гідролізу цих солей, щоб підтвердити свою відповідь.
7. Чи можна вважати азот поширеним елементом на Землі? Які природні сполуки Нітрогену ви знаєте?
8. Розгляньте можливий валентний стан і ступінь окиснення атома Нітрогену з точки зору його електронної будови. Чим можна пояснити низьку реакційну здатність азоту?
9. Чому кількість азоту та кисню в повітрі залишаються незмінною, хоча ці речовини можуть реагувати між собою?
10. Наведіть приклади реакцій, у яких NH<sub>3</sub> є відновником.
11. Чому взаємодії нітроген(IV) оксиду утворюється дві кислоти? Напишіть відповідне рівняння реакції.
12. Наведіть приклади рівнянь реакцій, що характеризують властивості нітритної кислоти і нітритів.
13. Як змінюється окислювальна активність азотної кислоти в залежності від її концентрації? Скласти рівняння реакцій, що характеризують взаємодію HNO<sub>3</sub> з активними і неактивними металами.
14. Чому нітрат амонію вважають добривом, яке підкислює ґрунт? Доведіть це за допомогою реакції гідролізу солі.
15. Яка селітра містить найбільше азоту: чилійській, індійській, норвезькій чи аміачній? Вмотивуйте свою відповідь.
16. Чи існує у природі фосфор у вільному стані і чи можна його віднести до поширених елементів?
17. Охарактеризувати положення фосфору в періодичній системі та його атомну будову.
18. Розгляньте можливі валентності і ступені окиснення атома Фосфору з точки зору електронної будови. Яка різниця між атомом фосфору та атомом азоту?
19. Зобразіть графічні формули оксидів фосфору (III) і (V). Які їх хімічні властивості?
20. Напишіть рівняння гідролізу середнього та гідро- і дигідрофосфатів калію. Поясніть, чому у цих трьох випадках продуктами є різні сполуки.

21. Скільки електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома Сульфуру і скільки валентних?
22. Покажіть усі можливі ступені окиснення Сульфуру в сполуці. За якого ступеня окиснення сірка має подвійні окисно-відновні властивості?
23. Чи можна добути сірководень за допомогою реакції взаємодії сульфідів з нітратною кислотою та ацетатною кислотою?
24. Поясніть різницю в окиснювальних властивостях між концентрованим розчином сульфатної кислоти та розведеним розчином сульфатної кислоти. Порівняйте продукти взаємодії концентрованої і розведеної сульфатної кислоти з цинком.
25. Визначте ступені окиснення кисню і сірки в таких сполуках:  
 $O_2$ ,  $O_3$ ,  $CaO$ ,  $BaO$ ,  $OF_2$ ,  $S_8$ ,  $FeS$ ,  $S_2Cl_2$ ,  $SO_2$ ,  $K_2SO_4$ ,  $Na_2SO_3$ ,  $SO_3$ ,  $Al_2(SO_4)_3$ .
26. Чому сірководень не може бути окисником?
27. Напишіть рівняння реакції утворення сульфатної кислоти, дотримуючись такого ряду перетворень:  $FeS_2 \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow H_2SO_4$
28. Скласти рівняння реакцій відповідно до ряду перетворень:  
 $SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4 \rightarrow CaSO_4$ .
29. Скільки атомів містять молекули галогенів?
30. Чому Хлор виявляє валентність 1, 3 і 5, будучи розміщеним у VII-A групі періодичної системи.?
31. Скільки електронів на зовнішньому енергетичному рівні атома хлору і скільки із них валентних?
32. Які ступені окиснення може мати Хлор і чи може він бути у збудженому стані?
33. Які хімічні властивості притаманні для Хлору?
34. Як змінюється окисна та відновна активність галогенів у групі?
35. Напишіть хімічні формули чотирьох кисневмісних кислот хлору і вкажіть серед них найсильнішу кислоту і найсильніший окисник.
36. Яка хімічна реакція має відбутися для синтезу хлорного вапна з  $KMnO_4$ ,  $HCl$ ,  $CaO$  і  $H_2O$ ?
37. Складіть рівняння реакції, що характеризує перетворення цього ряду речовин:  $HCl \rightarrow Cl_2 \rightarrow HClO \rightarrow HClO_3 \rightarrow HCl$
38. Напишіть рівняння реакції та вкажіть продукти взаємодії Хлору з водою, з лугами на холоді та при нагріванні.

## ***Вправи і досліді до виконання лабораторної роботи № 12***

### **Хіміко-аналітичних властивостей аніонів на прикладі р-елементів С, N, P, S, Cl, Br, I.**

#### **Дослід 1. Окисні властивості хлорної води**

**А.** У дві окремі пробірки помістіть по 1 мл розчинів калій броміду та калій йодиду. У пробірки додайте 1-2 краплі бензену. Пробірки струсити. Потім зверніть увагу на колір бензольного шару. У пробірку налейте 3-5 крапель хлорної води. Знову енергійно струсіть пробірки. Чи змінився колір шару бензену? Напишіть відповідні рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Б.** Додайте у пробірку 3-5 краплин розчину натрій сульфіді та внесіть 5 крапель хлорної води. Зазначте зовнішній ефект? Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 2. Якісна реакція на йон хлору**

У три пробірки помістіть по 5 крапель розчину хлориду: у першу – калій хлорид, у другу – барій хлорид, у третю – ферум(III) хлорид. Потім додайте в пробірку 1-2 краплі розчину нітрату срібла. Запишіть спостереження у всіх трьох пробірках. Що в них спільного? Складіть рівняння реакцій, які відбуваються

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

Потім додайте в пробірку 3-4 краплі концентрованого розчину аміаку і добре збовтайте. Що відбувається з осадом? Чому в третій пробірці осад не розчинився? Як змінюється його колір?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

Потім у кожен пробірку додайте по 3 краплі концентрованої нітратної кислоти. Що ви спостерігаєте? Як поводить хлорид срібла в амоніаку та кислому середовищі?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### Дослід 3. Окисні властивості хлорного вапна

**А.** У пробірку додайте 1 мл підкисленого розчину калій йодиду і по краплях додайте насичений розчин хлорного вапна. Стежити за виділенням вільного йоду. Потім додайте 2-3 краплі розчину крохмалю. Що спостерігалось при цьому? Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Б.** Додайте в пробірку 1 мл розчину FeSO<sub>4</sub>. Додайте 1 мл NaOH (KOH). Зверніть увагу на колір осаду, що утворився. Напишіть рівняння реакції. Отриманий у пробірці розчин, що містить осад, збовтують і додають приблизно 1 мл розчину хлорного вапна. Чи змінився колір осаду? Напишіть рівняння реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### Дослід 4. Добування йоду

**А.** У суху пробірку помістіть невелику кількість кристалів калій йодиду і невелику кількість MnO<sub>2</sub> і перемішайте суміш. Додайте 3 краплі концентрованої сульфатної кислоти. Пробірку можна злегка нагріти. Слідкуйте за виділенням газоподібного йоду у вигляді фіолетової пари.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**В.** У дві пробірки додайте розчин натрій йодиду або калій йодиду і додайте 5 крапель бензолу. До першої пробірки додайте 5 крапель хлорної води, а до другої — 5 крапель бромної води. Добре збовтайте розчин. Зверніть увагу на колір бензольного шару.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### Дослід 5. Йод-крохмальна реакція, її чутливість до нагрівання

Додайте в пробірку 10 крапель йодної води і додайте 2-3 краплі розчину крохмалю. Зверніть увагу на колір розчину. Нагрійте пробірку на водяній бані до 80 °С. Чи змінився колір? Охолодіть розчин у пробірці до кімнатної температури. Як змінюється колір розчину після охолодження? Поясніть, чому при додаванні розчину крохмалю йодна вода стає синьою. Чому кольори зникають і знову з'являються при зміні температури?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### Дослід 6. Відновні властивості йодид-іонів

У пробірку налейте 3 краплі розчину  $\text{FeCl}_3$  і додайте 2 краплі бензолу. Додайте 2 краплі розчину калію йодиду або натрію йодиду, струсіть пробірку. Запишіть колір бензольного шару. Напишіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 7. Відновні властивості йоду

Додайте в пробірку 3 краплі йодної води ( $\text{I}_2$ ), а також 1 краплю розчину крохмалю і 2-3 краплі хлорної води. Чи зникне синє забарвлення розчину? Напишіть рівняння реакції. Які окисно-відновні властивості виявляють у реакції хлор і йод?

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 8. Реакції виявлення йодид-іонів

Додайте в пробірку 3-5 крапель розчину  $\text{KI}$  ( $\text{NaI}$ ), а також 3 краплі розчину  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . У пробірці утворюється яскраво-жовтий осад  $\text{PbI}_2$ . Потім додають 10 крапель дистильованої води і 2-3 краплі оцтової кислоти і нагрівають пробірку до розчинення осаду. Поступово охолодіть розчин і спостерігайте кристалізацію  $\text{PbI}_2$  (блискучі золотисто-жовті пластівці).

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 9. Окисні властивості $\text{H}_2\text{O}_2$

Додайте в пробірку 5 крапель розчину  $\text{KI}$  і 3 краплі розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Як змінюється колір розчину? Яка реакція відбулася? Перевірте наявність йоду в розчині за допомогою 1-2 крапель розчину крохмалю.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 10. Відновні властивості $\text{H}_2\text{O}_2$

Додайте в пробірку 3 краплі розчину  $\text{KMnO}_4$ , 2 краплі  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і 6 крапель розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Як змінюється колір розчину? Напишіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 11.** Відновні властивості сірчистої кислоти та її солей. (Під тягою!)

У 5 пробірок додати 7-8 крапель розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , потім по 5-7 крапель розчину сульфатної кислоти, а потім по 3-5 крапель: у 1-у пробірку - йодної води, у 2-гу - бромної води, у 3-ю - розчину  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , у 4-у - розчину  $\text{KMnO}_4$ , у 5-у - 1÷2 краплі  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Що ви спостерігається? Виконати подібні досліди, замінивши сульфатну кислоту розчином натрій сульфіту.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 12.** Нестійкість тіосірчаної кислоти.

Додайте у пробірку 5 краплин розчину натрій тіосульфату та 5 краплин розчину  $\text{HCl}$ . Чим пояснити появу каламуті? Напишіть графічну формулу натрій тіосульфату. Запишіть рівняння реакції (обов'язково складати електронний баланс).

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 13.** Відновні властивості натрій тіосульфату. (Під тягою!)

У пробірку налейте 1 мл дистильованої води, щоб розчинити невелику кількість натрій тіосульфату. До розчину додати 3 краплі розчину крохмалю, потім додати 5 крапель йодної води та спостерігати за зміною кольору розчину йоду. Напишіть рівняння реакції, враховуючи окиснення  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  йодом до натрій тетратіонату  $\text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 14.** Властивості водного розчину амоніаку

**А.** На предметне скло нанесіть 3 краплі розчину амоніаку та додайте 1 краплю розчину фенолфталеїну. Що свідчить про природу розчину аміаку колір індикатора?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Б.** Додайте в пробірку 3 краплі розчину амоніаку і додайте 3 краплі розчину  $\text{FeSO}_4$ . Напишіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 15.** *Якісна реакція на йон амонію*

Додайте в пробірку 5-6 крапель розчину амоній хлориду і 4 краплі розчину NaOH і нагрійте. Тримайте над пробіркою змочений дисцильованою водою рожевий лакмусовий папірець, не торкаючись стінок пробірки. Що ви спостерігаєте? Який газ виділяється? Напишіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 16.** *Окисні і відновні властивості нітритної кислоти (нітритів).*

**А.** Додайте в пробірку 5 крапель розчину KI і додайте 2 краплі 2н. сульфатної кислоти. Потім додати 2-3 краплі розчину NaNO<sub>2</sub>. Чому змінюється колір розчину? Які властивості проявляє NaNO<sub>2</sub> у реакції? Напишіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Б.** У пробірку налейте 3 краплі розчину KMnO<sub>4</sub>, додайте 2 краплі розчину H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> і 7 крапель розчину NaNO<sub>2</sub>. Які властивості проявляє NaNO<sub>2</sub> у реакції? Напишіть рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 17.** *Вивчення якісних реакцій на йони фосфорних кислот*

У пробірку налейте 5 крапель розчину молібденової рідини та додайте 5-7 крапель розчину H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> або його солі і нагрійте пробірку на водяній бані. Зверніть увагу на спостереження, вкажіть колір осаду.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**Дослід 18.** *Гідроліз солей ортофосфорної кислоти*

У три пробірки налейте приблизно 1,5 мл дистильованої води. Додайте кілька кристалів: у першу пробку – Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, у другу пробку – Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>, у третю пробку – NaH<sub>2</sub>PO<sub>4</sub>. Використовуйте універсальний тестовий папір для вимірювання рН розчину в пробірці. Запишіть реакції в молекулярній та іонній формі, показавши специфіку зміни рН у кожній реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 19.** *Розчинність кальцієвих солей ортофосфорної кислоти*

У 3 пробірки налейте по 5 крапель розчину  $\text{CaCl}_2$  і додайте 5-7 крапель: у 1-у -  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , у 2-у -  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ , у 3-ю -  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ . Стежити за утворенням осаду в пробірках 1 і 2. Чи випав осад із третьої пробірки? У пробірки 1 і 2 додайте по 5 крапель розчину  $\text{HCl}$  і стежте за розчиненням осаду. У якій пробірці осад розчинився швидше і чому? Напишіть рівняння відповідної реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Дослід 20.** *Властивості солей вугільної кислоти.*

**А.** Використовуючи відповідну реакцію обміну, отримайте  $\text{MgCO}_3$  у першій пробірці та  $\text{BaCO}_3$  у другій. Розділіть осади у дві пробірки та перевірте їх розчинність у розбавлених кислотах ( $\text{HCl}$  і  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Напишіть рівняння реакції. Чи можна  $\text{BaCO}_3$  і  $\text{MgCO}_3$  розчинити  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**Б.** Для визначення рН  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і  $\text{NaHCO}_3$  використовуйте універсальний лакмусовий папір. Складіть рівняння гідролізу.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**В.** У дві пробірки налейте по 3 краплі розчинів  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  і  $\text{CuSO}_4$  і додайте в кожен по 3-4 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Слідкуйте за утворенням осадів. Напишіть рівняння реакцій.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	



## ***Тема лабораторної роботи 13.1.***

### **Техніка виконання якісних аналітичних реакцій біогенних катіонів і аніонів**

***Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.***

*Якісний аналіз* – включає визначення («відкриття») окремих елементів, йонів або сполук, що знаходяться в суміші.

Якісний аналіз - це перший і особливо важливий етап у вивченні аналітичної хімії.

*Кількісний аналіз* – включає визначення кількісного вмісту окремих складових частин в речовині або окремих речовин в зразку, що досліджується (виражають у %).

*Методи якісного аналізу. Хімічний напівмікрометод*

Якісний аналіз завжди передує кількісному аналізу. На практиці в якісному аналізі вирішується питання, з яких компонентів складається об'єкт аналізу. Методи аналізу прийнято поділяти на хімічні, фізичні і фізико-хімічні. Хімічний метод аналізу - найважливіший спосіб контролю якості сировини, готової продукції, ґрунту, добрив та ін.

Якісний хімічний аналіз базується на перетворенні речовини, що аналізується, на нову сполуку, яка має характерні властивості: колір, кристалічна або аморфна структура, специфічний запах, певний фізичний стан.

Для проведення реакцій в хімічному аналізі використовують методи макро-, мікро- і напівмікроаналізу. В макрометоді на аналіз беруть 0,5-1 г речовини або 20-50 мл розчинів. В мікрометоді беруть приблизно в 100 разів менше речовини, що аналізується, або розчину. В напівмікрометоді беруть ~50 мг сухої речовини або ~1 мл розчину. Напівмікроаналіз дозволяє зменшити витрати реактивів, прискорити виконання аналізу, зменшити загазованість лабораторії. Акуратна робота дає надійні результати. В даному посібнику якісний аналіз викладається за напівмікрометодом.

*Посуд, обладнання і реактиви в якісному аналізі.*

Напівмікроаналіз зберігає в основному принципи макроаналізу. Але витрати реактивів при цьому дуже малі, і тому апаратура і техніка роботи тут інша. Замість великих пробірок користуються пробірками об'ємом 2-5 см<sup>3</sup>, а при одержанні газоподібних продуктів, наприклад, сірководню, вуглекислого газу, замість апарата Кіппа користуються пробірками з газовивідною трубкою.

*Хімічний посуд.* Частіше всього в якісному аналізі користуються скляним і фарфоровим посудом.

*Пробірки* конічні і циліндричні (рис.4. а,б) застосовують для виконання реакцій. Конічні пробірки більш зручні, т. я. у звуженому кінці пробірки можна розглядати зовсім незначний об'єм осаду або забарвленого розчину. Конічні пробірки використовують для розділення твердої і рідкої фаз шляхом центрифугування. Об'єм розчину можна вимірювати за допомогою градуйованих пробірок (рис.4. в). Відбір (внесення) проби виконують як показано на рис.4., г. Пробірки для аналізу розміщують в спеціальному *штативі для пробірок* (рис.5. а, б). Нагрівання суміші (розчину) в пробірках на відкритому вогні проводять за допомогою *пробіркодержачів* (рис.5. в).

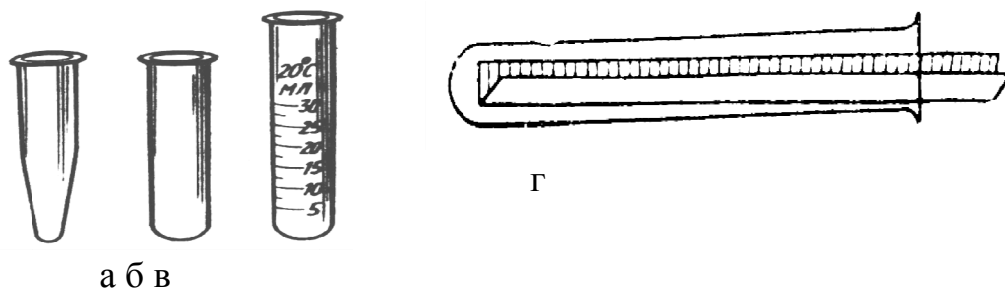


Рис. 4. Пробірки: а – конічні (для центрифуг); б – циліндричні; в – градуйовані; г – внесення порошкоподібних речовин

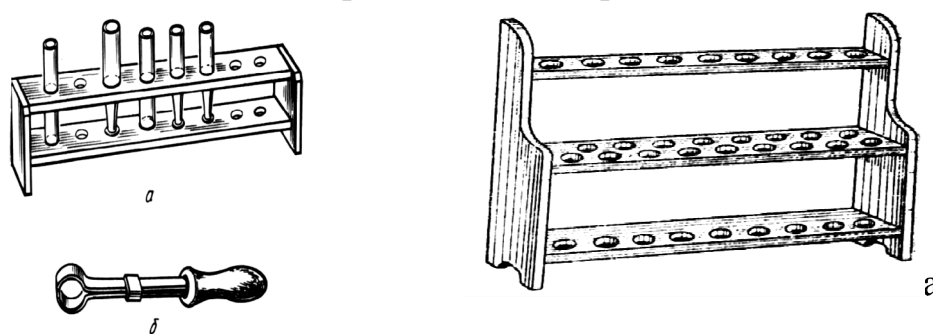


Рис. 5. Штатив (а) та тримач (б) для пробірок

*Капілярні піпетки* – це скляні трубки довжиною 8-12 см, нижній кінець яких відтягнутий в капіляр. На верхній кінець трубки одягають гумовий ковпачок, або гумову трубку, щільно закриту скляною кулькою або шматочком оплавленої палички (рис.6. а). Натискуванням на гумовий ковпачок піпетку заповнюють розчином. Капілярними піпетками відбирають аліквоту досліджуваного розчину з пробірки при виконанні контрольних задач. Після роботи з кожним розчином піпетку промивають 2-3 рази дистильованою водою. Чисту піпетку не можна тримати просто на столі, її потрібно занурити в стакан з дистильованою водою, або помістити в спеціальному *штативі для піпеток* (рис.6. б, в).

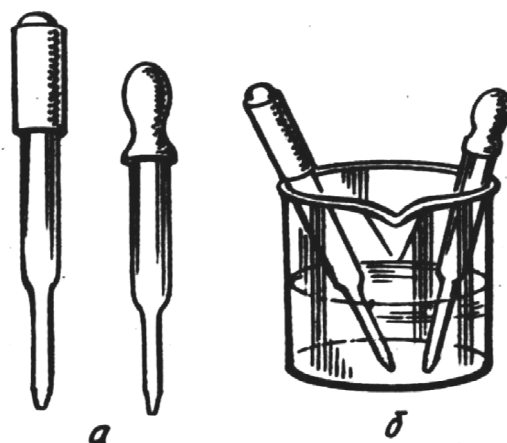


Рис.6. Капілярні піпетки (а) та їх зберігання в стакані (б) )

Годинникові і предметні скельця (рис. 7, а, б), а також крапельні фарфорові пластинки з поглибленням використовують для проведення крапельних перевірочних реакцій (проба на повноту осадження або повноту промивання); для виконання мікросталоскопічних реакцій або кольорових реакцій крапельним методом.

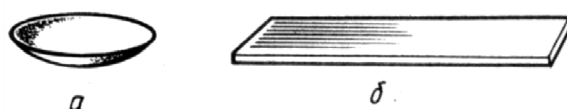


Рис.7. Годинникове (а) і предметне (б) скло

Стакани і колби (рис. 8, а, б) об'ємом 25-100 (250 мл) використовують в аналізі і виготовлені з хімічно - і термічно стійкого скла. Для зручності переливання розчину стакани мають носик. Колби використовуються конічні або круглі з плоским дном.

Промивалки (рис. 9, а, б) використовують, як правило, для зберігання і дозованого використання дистильованої води при обробці поверхні хімічного посуду або промивання осадів.

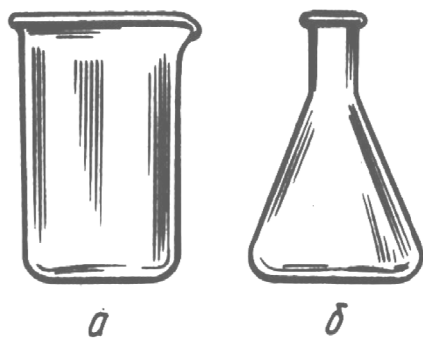


Рис. 8. Хімічний стакан (а) і конічна колба Ерленмейера (б)

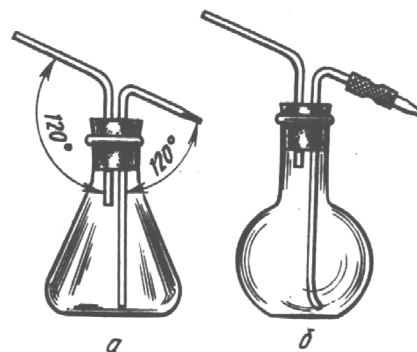


Рис. 9. Промивалки скляні

Крапельниці (рис. 10) для зберігання концентрованих кислот, лугів, розчину аміаку або розчинів індикаторів і інших реактивів, які витрачаються в аналітичних реакціях по краплям.

Воронка (рис.11 ,а,б) необхідна в процесі фільтрування для розділення твердої і рідкої фаз, а також для переливання розчину в посуд з вузьким горлом.

Скляні бюкси (рис.12, а,б) в основному використовують для зважування рідин і нестійких на повітрі твердих речовин (негашене вапно, кристалогідрати).



Рис.10. Крапельниці

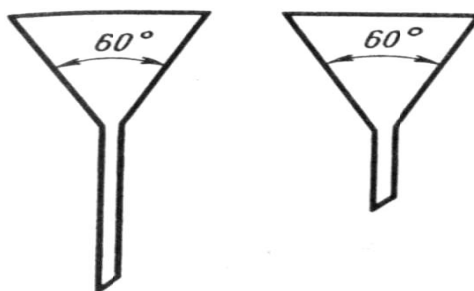


Рис.11. Скляна воронка для фільтрування

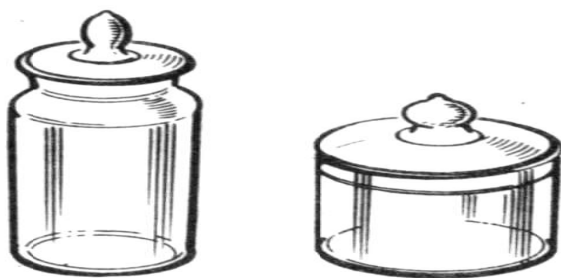


Рис.12. Скляні бюкси для зберігання гігроскопічних та нестійких речовин

Прилад для виявлення газів (Рис.13, а) можна скласти з двох пробірок, одну з яких закривають корком з газовивідною трубкою. Виявити газ можна також в пробірці з капілярною піпеткою (Рис.13, б).

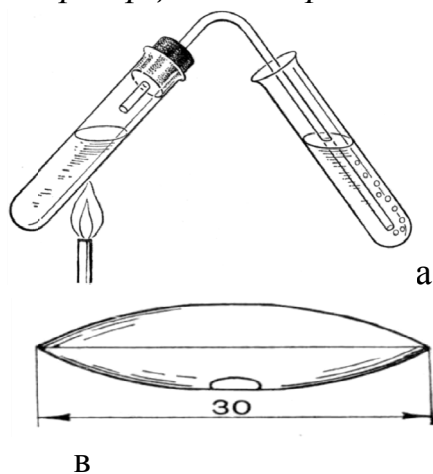


Рис.13. Пристосування для виділення та виявлення газів: а – пробірки з газовивідною трубкою; б – пробірка з піпеткою; в – газова камера із часових скелець.

При дослідженні газів, які виділяються в реакціях, зручно користуватись *газовою камерою* – двома годинниковими скельцями, складеними одне до одного, як показано на рис. 13, в. На нижнє скельце наносять краплину досліджуваного розчину і додають реактив; на внутрішню поверхню верхнього скельця наносять краплину реактиву, який реагує з газом із утворенням, наприклад, кольорового осаду. В разі потреби нижнє скельце нагрівають на водяній бані або на полум'ї газового пальника.

*Газові пальники* відносяться до *лабораторного обладнання*. Їх випускають двох типів: Бунзена (рис.14, а) і Теклю (рис.14, б). Газові пальники утворюють як кіптяве (“холодне”), так і не кіптяве полум'я, що не світиться (“гаряче”). Подається газ через боковий вивід після відкриття газового крану. В нижній частині пальників є отвори для подачі повітря, які оснащені гвинтами для регулювання. При великому доступі повітря утворюється полум'я, що не світиться, при малому – кіптяве. Пальники Теклю оснащені регульованими гвинтами подачі газу великого або малого струменя.

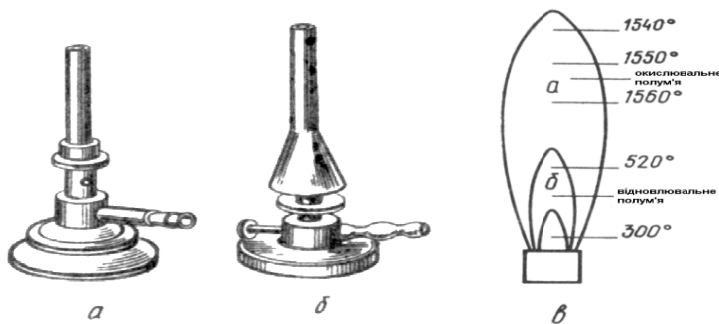


Рис.14. Газові пальники Бунзена (а), Теклю (б) та зони температур полум'я (в)

*Тринога,*

*азбестована сітка, трикутна підставка* (Рис.15. а,б,в) – необхідне обладнання для процесу нагрівання. На тринозі можна розміщувати водяні бані, які нагріваються від газових пальників. В лабораторії також широко застосовують *водяні (пісочні, масляні) бані з електричним підігрівом* (Рис.16).

До нагрівального обладнання відноситься *сушильна шафа* (Рис.17), в якій висушують лабораторний посуд або зразки досліджуваних речовин після фільтрування.



Рис.15. Металева триніога, азбестована сітка та трикутник для нагрівання з газовим пальником

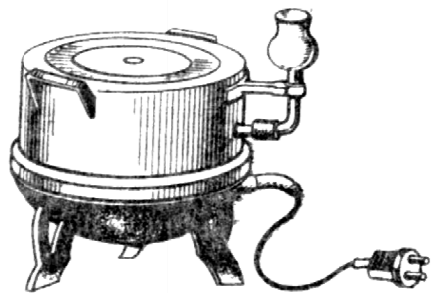


Рис.16. Водяна електрична баня



Рис.17. Сушильна електрична шафа

*Електричну центрифугу* (рис.18) використовують в якісному аналізі, коли при наявності незначних осадів і їх об'ємів розділення не проводять фільтруванням, оскільки це пов'язано з великими втратами осаду і розчину. В основі процесу центрифугування покладено прискорення осаджування частинок осаду під дією відцентрової сили, що розвивається від швидкого обертання центрифуги. Осад швидко збирається на дні пробірки, і розчин над осадом стає прозорим. Центрифуга розрахована на 4-12 пробірок, які вставляють в спеціальні гнізда.

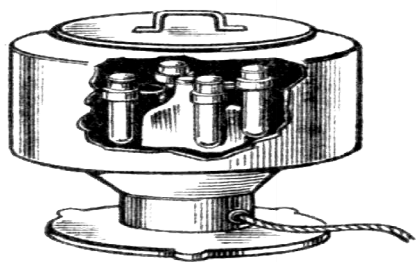


Рис.18. Електрична центрифуга

В *фарфорових чашках, стаканах і тиглях* (рис.19. а,б,в) проводять високотемпературні операції: спалювання фільтрів, прожарювання осадів, упарювання розчинів, тощо.

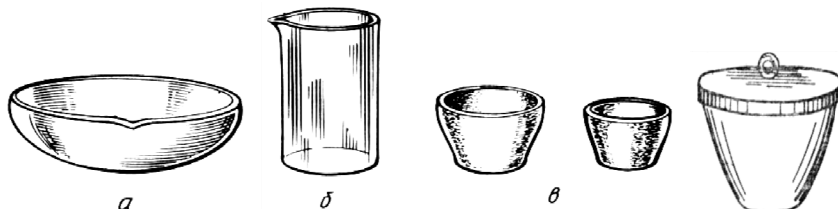


Рис.19. Фарфорові чашка (а), стакан (б), тиглі (в)

Для переносу тиглів, фарфорових чашок, тиглів з гарячим розчином чи осадом використовують металічні *тигельні щипці* з короткими кінцями (рис. 20. а,б). Виймають з муфельної печі тиглі за допомогою *довгих тигельних щипців* (300-400 мм), що мають плоскі, загнуті доверху кінці. Беруть тиглі кінцями

щипців за край, не торкаючись осаду. Перед використанням кінці щипців необхідно очистити – прожарити їх на вогні газового пальника або в печі.

Для подрібнення аналітичних проб застосовують *фарфорові, агатові чи яшмові ступки з пестиками* (рис. 21. а,б). Відбирають проби зразків за допомогою *фарфорової ложки – шпателя* (рис. 22) або шпателя іншої форми.

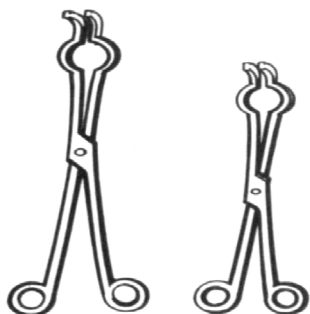


Рис.20. Тигельні щипці



Рис. 21. Фарфорові ступки з пестиками



Рис.22. Фарфорова ложка-шпатель

Оскільки в напівмікроаналізі витрати реактивів незначні, їх зберігають в спеціальному *штативі з набором реактивних склянок* (“гірка”) (рис.23). Штатив може бути дерев'яний чи пластмасовий, має 3-6 полиць з гніздами під реактивні склянки.

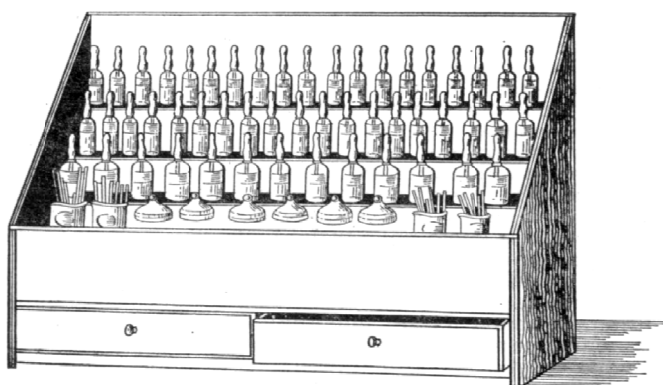


Рис.23. Штатив з набором реактивів (“гірка”)

Спеціальні *склянки для реактивів* мають об'єм 10-20 см<sup>3</sup> і оснащені *гумовими пробками*, або відшліфованими ковпачками, через які проходять піпетки (рис. 24. а,б). Капіляр піпетки повинен доходити майже до дна склянки. На склянки наклеюють етикетки з формулами реактивів, що в них містяться.

При роботі не рекомендується виймати склянки із штатива. Реактив набирають піпеткою з певної склянки. Для запобігання забруднень реактивів піпеткою не можна торкатись до стінок пробірки.

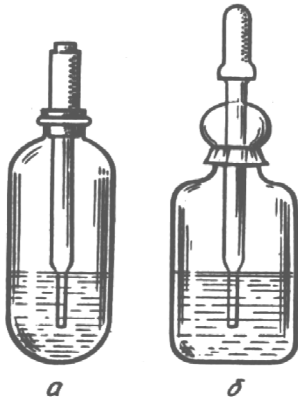


Рис. 24. Склянки для реактивів:  
а – круглодонна; б – плоскодонна

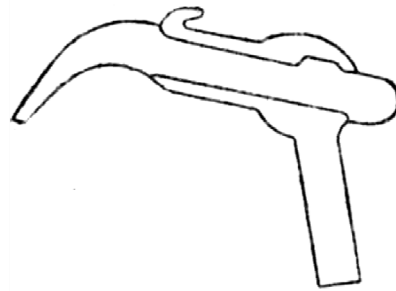


Рис.25. Пристосування для дозування реактивів

Для відмірювання фіксованого об'єму розчину часто в аналізі користуються *дозатором* реактивів (рис. 25), розрахованим на певний об'єм.

В аналітичному практикумі велике значення має чистота посуду, оскільки недостатньо чистий посуд є приводом помилок в аналізі. Посуд миють спочатку водопровідною, а потім дистильованою водою. Після використання посуд додатково добре миють гарячим мильним розчином, розчином перманганату калію або розчином хромової суміші. Миючий засіб потрібно вибирати з урахуванням проведених раніше хімічних реакцій в цьому посуді.

Для миття посуду готують такі розчини:

- 1) суміш 15 г тонко змеленого біхромату калію (натрію) і 500 мл концентрованої сірчаної кислоти;
- 2) 100 г біхромату калію (натрію) і 500 мл концентрованої азотної кислоти;
- 3) 4% розчин перманганату натрію (калію). Перед використанням до кожних 100 мл додають 3-5 мл концентрованої сірчаної кислоти.

Якщо ці розчини не змінюють свого забарвлення їх можна використовувати багаторазово, але під час миття цими розчинами не можна користуватись йоржиком. *Йоржики* (рис. 26) застосовують при митті посуду водою, мильним або содовим розчином. Використовують в лабораторії також *пристосування для миття і знежирення посуду* (рис. 27). Чистий посуд висушують на спеціальних *дошках для сушіння* (рис.28).

В усіх випадках вимитий посуд ретельно відмивають водопровідною, а потім дистильованою водою. Якщо посуд чистий, то після його перевертання вода, яка стікає, вкриває стінки тонкою рівномірною плівкою.



Реактиви за рідким виключенням повинні мати кваліфікацію “чистий для аналізу” (ч.д.а.) або “хімічно чистий” (х.ч.). В напівмікрометоді частіше всього застосовують 0,5 н розчини солей і 2 н. розчини кислот і основ.

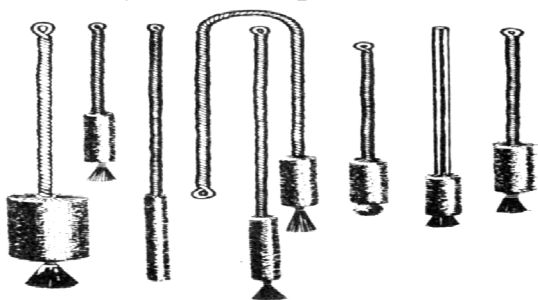


Рис.26. Йоржики для миття посуду

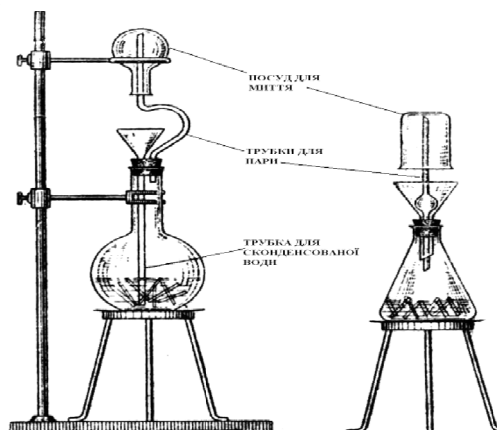


Рис.27. Пристосування для миття та знежирення посуду водяною парою

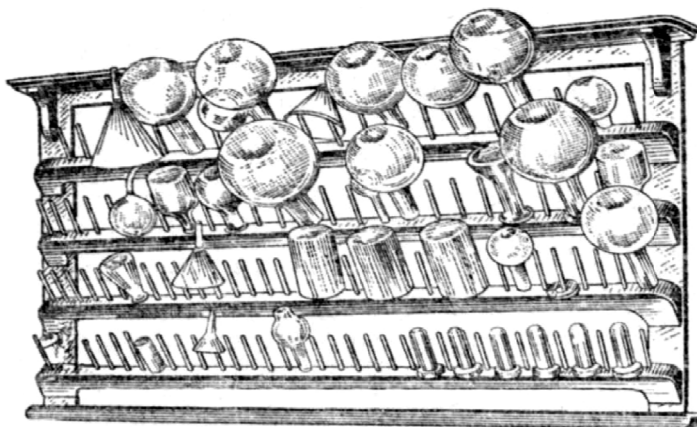


Рис.28. Дошка з кілочками для сушіння посуду

Всі неорганічні речовини розчиняють в дистильованій воді. Лише деякі реагенти розчиняють в органічних розчинниках. Реактиви, які використовують для проведення аналітичних якісних реакцій, називають ще *реагентами*.

### ***Техніка лабораторних операцій.***

**Нагрівання.** Виконання багатьох операцій пов'язано з нагріванням розчинів. Нагрівання розчинів можна проводити в пробірках, стаканах, колбах на газових пальниках через азбестову сітку або на водяній бані. Пробірки, що містять розчин з осадом, нагрівають тільки на водяній бані, т. я. при нагріванні на вогні кипіння проходить зі збуренням і суміш може бути викинута з пробірки. Для досягнення температури вищої за 100°C нагрівання проводять на електроплитах і мікропальниках.

**Випаровування і прожарювання.** Під час виконання реакцій і аналізів (контрольних задач) іноді потрібно дуже сильно розводити розчини, в яких

потім неможливо виявити досліджувані йони. Для зменшення об'єму досліджуваного розчину проводять випаровування у фарфоровому тиглі або чашці на водяній бані, або, для прискорення, на газовому пальнику через азбестовану сітку. Прожарювання сухого залишку, одержаного після випаровування розчину до сухого стану, проводять нагріванням тигля або чашки на відкритому полум'ї пальника. При випарюванні розчину до сухого стану, перевагу віддають нагріванню на водяній бані, бо нагрівання залишку на газовому пальнику призводить до його розкладу з утворенням оксидів, більшість з яких нерозчинні у воді і кислотах, а це є причиною невірних результатів.

*Осаджування.* При осаджуванні утворюються два типу осадів: кристалічні і аморфні, і їх треба розрізнити на зір.

Кристалічні осад в процесі осаджування швидко осідають на дно пробірки. При обережному перевертанні пробірки кристали повільно сповзають зі стінок пробірки і відділяються при фільтруванні або центрифугуванні. Тому осаджування частіше ведуть в центрифужних конічних пробірках.

Аморфні осад являють собою пухкі, сироподібні або драглисті осад, у вигляді пластівців та маси, що повільно осаджуються, і які важко піддаються відокремленню і промиванню. Аморфні осад легко утворюють колоїдні розчини.

В якісному аналізі реакції осаджування використовують як для виявлення йонів, так і для їх розділення. Виявлення (відкриття) йонів ведуть із незначної частини розчину, що досліджується.

Осаджування ведуть переважно з гарячих розчинів, бо підвищення температури сприяє укрупненню кристалів і коагуляції колоїдів; також створюють відповідне середовище розчину (кисле, лужне чи нейтральне).

При осаджуванні йонів розчин осаджувача приливають повільно в невеликому надлишку (більше ніж стехіометрично розрахованого), при постійному перемішуванні скляною паличкою. Потім вміст пробірки нагрівають (якщо потрібно) 5-10 хвилин на водяній бані також з ціллю укрупнення кристалів і коагуляції колоїду.

При роботі з водяною банею потрібно слідкувати, щоб в ній завжди була вода, бо може зіпсуватись баня чи розчин або речовина, які нагрівають.

*Центрифугування.* При користуванні електричною центрифугою потрібно:

- а) застосовувати однакові по формі і об'єму пробірки;
- б) рівень рідини в пробірці повинен бути нижчим на 8-10 мм краю пробірки для запобігання розбризкування розчину;
- в) кристалічні осад осаджуються швидше, їх центрифугують 0,5-1,5 хвилин; аморфні осад – 2-3 хвилини;

г) при появі стороннього звуку, вібрації або сильного нагрівання, негайно вимикають центрифугу.

Після центрифугування розчин стає прозорим, осад збирається на дні пробірки. Іноді осад і при тривалому центрифугуванні не осаджується, такі осади відділяють фільтруванням.

*Проба на повноту осадження.* Щоб зробити висновок про повноту осадження йона, що відділяють, до прозорого розчину над осадом по стінці пробірки обережно приливають 2-3 краплі реактиву-осаджувача. Якщо в місці падіння краплі помутніння розчину не з'являється, це свідчить, що повнота осаджування досягнута. Якщо ж помутніння з'являється, то в пробірку доливають ще близько 0,5 см<sup>3</sup> реактиву-осаджувача, перемішують, нагрівають (якщо потрібно) і центрифугують, а потім знову перевіряють повноту осаджування.

*Відділення розчину від осаду.* Після виконання проби на повноту осадження прозорий центрифугат (розчин) обережно зливають по скляній паличці в іншу пробірку, не змучуючи осад. Такий процес називається *декантацією*. Осад і центрифугат аналізують окремо, якщо це необхідно за ходом аналізу. Відділяти розчин від осаду можна відбором його за допомогою капілярної піпетки, оскільки осад має достатню густину і зосереджений на дні пробірки.

*Промивання осаду.* Для очищення осаду від йонів, які відділяють, і надлишку реактиву-осаджувача його промивають дистильованою водою (або іншою промивною рідиною). Якщо під час промивання водою осад частково переходить в колоїдний розчин, то в дистильовану воду додають відповідний електроліт – коагулятор. Наприклад, осади гідроксидів Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub> промивають 1%-ним розчином нітрату амонію NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> в присутності гідрату аміаку NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O.

Кристалічні осади достатньо промити 2-3 рази, аморфні – 4-5 разів. При промиванні осаду пробірку тримають під невеликим кутом. Із промивали наливають 3-5 см<sup>3</sup> дистильованої води або промивної рідини. Суміш старанно перемішують скляною паличкою і (не відстоювати) центрифугують. Промивну рідину обережно зливають, і операцію промивання осаду знову повторюють.

*Розчинення осаду.* В ході аналізу вже відомо в чому слід розчинити даний осад. Частіше всього осади розчиняють в кислотах (HCl, HNO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COOH). Розчинник наливають в пробірку з осадом піпеткою і обережно перемішують скляною паличкою або обережними круговими рухами пробірки. Якщо осад розчиняється не повністю, додають ще декілька крапель розчинника і пробірку підігрівують на водяній бані або газовому пальнику через азбестову сітку. При нагріванні на газовому пальнику пробірку закріплюють в тримач і отвір її направляють вперед від себе. Якщо при нагріванні осад розчиняється не

повністю, суміш центрифугують. Розчин досліджують, а нерозчинну частину осаду не використовують.

### ***Особливості правил роботи в аналітичній лабораторії, техніки безпеки і оформлення лабораторного журналу***

1. Перед початком роботи в лабораторії слід визначити ціль дослідження, намітити план її реалізації. Теоретична підготовка до лабораторного хімічного експерименту – це частина самостійної домашньої роботи студента. Крім питань з теорії в конспекті повинні бути записані методики проведення дослідів.

2. Робоче місце тримати в чистоті і порядку, строго виконувати правила техніки безпеки. На столі не тримати зайвих речей.

3. Працювати в хімічній лабораторії в захисному халаті.

4. Рационально організовувати роботу. Під час операцій кип'ятіння, упарювання, прожарювання і ін., не витратити даремно час, виконувати іншу підготовчу роботу, вести записи.

5. Процеси нагрівання вести акуратно, не направляти пробірку на себе і товаришів.

6. Не нахилитись обличчям над рідиною, що нагрівається і речовинами, які сплавляються, щоб запобігти потрапляння бризок на обличчя.

7. Під час роботи з центрифугою виконувати правила:

а) гнізда центрифуги заповнити пробірками рівномірно, слідкувати, щоб центрифуга була врівноважена, користуватись тільки спеціальними центрифужними пробірками;

б) включати прилад тільки при закритій кришці;

в) відкривати кришку тільки після повної зупинки центрифуги;

г) при одночасному центрифугуванні декількох пробірок гнізда приладу повинні бути пронумеровані;

д) не користуватись несправною центрифугою.

8. Реактиви, газ, дистильовану воду, електроенергію використовувати економно.

9. Всі дослід з отруйними, неприємно пахучими і концентрованими речовинами проводити у витяжній шафі.

10. Досліди з легкозаймистими речовинами проводити далі від вогню.

11. Для визначення запаху розчину направляти повітря до себе рухом руки. Сильні отрути нюхати не можна.

12. Під час користування реактивами дотримуватись правил:

а) склянки загального користування тримати закритими і відкривати тільки під час роботи;

б) не виймати склянки з реактивами із штативу, виконувати реакції шляхом піднесення пробірок до необхідних склянок ;

в) загальний об'єм розчину в пробірці не повинен перевищувати 1/3 її об'єму, сухі солі набирають шпателем або сухою пробіркою в кількості, яка закриває лише дно пробірки ;

г) невикористані реактиви не висипати і не виливати в ті ж склянки, з яких вони взяті ;

д) залишки розчинів, що містять срібло, ртуть, свинець, бром, йод виливають в спеціальні зливні склянки у витяжній шафі;

е) працювати з лугами (подрібнення, приготування сумішей і ін.) потрібно обережно, захищаючи очі захисними окулярами.

13. При опіках полум'ям, кислотами, лугами, отруєнні, попаданні в очі агресивних речовин негайно звернутись до викладача або лаборанта.

Уражене кислотою місце промити великою кількістю водопровідної води, а потім спиртовим розчином таніну або 5% розчином гідрокарбонату натрію. Уражене місце концентрованими лугами спочатку змивають великою кількістю води, розчином таніну або 3% розчином перманганату калію, або 1-2% розчином оцтової кислоти.

При попаданні бризок кислоти або лугу в очі негайно промити уражене око великою кількістю води кімнатної температури, залишки кислоти можна нейтралізувати 3% розчином гідрокарбонату натрію, а лугу – 2% розчином борної кислоти, після чого звернутись до лікаря.

На місце уражене термічним опіком накласти пов'язку змочену спиртовим розчином таніну, або 3% розчином перманганату калію, а потім пов'язку з маззю від опіків.

14. Без дозволу викладача не проводити незаплановані досліди.

15. Розбавлення концентрованих кислот проводять доливанням кислоти у воду, а не навпаки.

16. В хімічній лабораторії заборонено їсти і визначати хімічні речовини на смак.

17. Після закінчення роботи привести в порядок своє робоче місце, відключити обладнання, газ, світло, воду.

### ***Основні поняття якісного аналізу.***

*Аналітичні реакції і способи їх виконання.*

Для проведення якісного аналізу визначення атомів, йонів, молекул, що знаходяться в речовині, яка аналізується, застосовують *аналітичні якісні реакції*. Ці реакції супроводжуються певним зовнішнім ефектом: зміною

кольору розчину, виділенням газу, утворенням осаду. Особливе значення в якісному аналізі мають *реакції розділення і характерні реакції* визначення певного йона (*якісні реакції відкриття йона*).

В хімічній лабораторії аналіз звичайно ведуть мокрим шляхом (з розчинів). Для цього розчиняють речовину в певному розчиннику (воді, кислоті, основі). В одержаному розчині визначають наявність тих чи інших йонів (катионів і аніонів).

*Умови виконання аналітичних якісних реакцій, їх чутливість і специфічність. Характерні реакції.*

Найбільший вплив на проведення аналітичних реакцій мають:

- 1) кислотність середовища (рН) ;
- 2) температура ;
- 3) концентрація йонів, які виявляють.

Так, наприклад, осад, розчинні в кислотах, не утворюються в розчинах, де є надлишок кислоти. Також і осад, розчинні в лугах, не утворюються в лужному середовищі. Якщо осад розчинний і в кислотах, і в лугах, його необхідно одержати в нейтральному середовищі. Важливе значення має застосування буферних сумішей для утримування певного рН середовища: а)  $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$  (оцтовий буфер); б)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$  (амонійний буфер).

Більшість аналітичних реакцій виконують при кімнатній температурі, але деякі потрібно виконувати при нагріванні або охолодженні.

Велике значення має *специфічність реакцій*. *Специфічна реакція* на даний йон - це така реакція, яка дозволяє визначити (відкрити) його у присутності будь-яких інших йонів. Наприклад, специфічною є реакція відкриття йонів  $\text{NH}_4^+$  лугами,  $\text{I}_2$  – крохмалем,  $\text{Fe}^{3+}$  - роданідом амонію (калію). Ці реакції є *характерними реакціями* (якісними реакціями відкриття). Але строго специфічних реагентів, що використовують в специфічних реакціях, небагато. У більшості випадків на практиці доводиться відокремлювати йони, що заважають аналізу, або шляхом реакцій розділення, або зменшувати вплив сторонніх йонів шляхом “маскування”.

*Дробний і систематичний аналіз.*

*Дробний аналіз* - включає відкриття йонів за допомогою специфічних реакцій в окремих порціях розчину, що аналізують, в будь-якій послідовності. Дробний аналіз використовують агрохімічні, біохімічні і ін. лабораторії у тих випадках, коли склад матеріалу, який аналізують, добре відомий і потрібно лише підтвердити наявність або відсутність деяких домішок. Оскільки на всі йони не існує специфічних реакцій, використовують *систематичний хід*

аналізу, який включає певну послідовність виконання аналітичних реакцій визначення кожного йона тільки після відкриття та видалення йонів, які цьому заважають.

В систематичному ході аналізу крім характерних реакцій (якісних реакцій відкриття) використовують і реакції розділення, маскуванню за допомогою загальних, групових, і селективних реагентів.

*Способи розділення, концентрування і маскуванню йонів. Загальні, групові, селективні реакції і реагенти.*

Реакції, за допомогою яких відокремлюють одні йони від інших називаються *реакціями розділення*. Ці ж реакції можна використати для відкриття йонів, тобто вони є *характерними* за певних умов. В більшості, реакції розділення є реакціями осаджування. Так, наприклад, катіони  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  можна відокремити від  $\text{K}^{+}$  і  $\text{Zn}^{2+}$  додаванням  $\text{H}_2\text{SO}_4$  або розчинних сульфатів. Реакції розділення повинні задовольняти основній умові: вони повинні практично повністю відокремлювати одні йони від інших.

Якщо реакції осаджування проводять з багатьма йонами - це *загальні реакції*, в яких використовуються *загальні реагенти*:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і ін. Якщо в реакції осаджується деяка група йонів – це *групові реакції*, в яких використовуються *групові реагенти*.  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  або  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{NaOH}$  і ін. Якщо в реакції осаджується декілька йонів - це *селективні реакції*, в яких використовуються в якості *селективних реагентів* наприклад  $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$  (на  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ),  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  (на  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^{+}$ ) та ін. При певних умовах загальні реагенти можуть працювати як групові.

Особливе значення в реакціях розділення приділяють розчиненню однотипних осадів в кислотах, лугах, солях амонію, аміаку і ін. Так, при відокремленні  $\text{Ag}^{+}$  і  $\text{Pb}^{2+}$  від інших катіонів хлоридами або  $\text{HCl}$  подальше їх розділення можна провести реакцією розчинення  $\text{AgCl}$  в аміаку ( $\text{PbCl}_2$  не розчиняється), або  $\text{PbCl}_2$  в гарячій дистильованій воді ( $\text{AgCl}$  не розчиняється).

В аналізі аніонів використовують осаджування солей  $\text{Ag}^{+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  і ін. Одержані осадки мають різну розчинність в сильних і слабких кислотах, основах, розчинах аміаку і солей амонію.

Використання загальних, групових і селективних реакцій виявилось зручним в аналізі складних сумішей йонів. На цій основі розроблені аналітичні класифікації катіонів і аніонів.

Розділення реагентів на загальні, групові, селективні та специфічні в деякій мірі умовне; можна створити певні умови (температура, рН середовища,

конкурентні реакції), щоб підвищити чутливість реакції і групові, а особливо селективні реагенти застосовувати як специфічні.

Багато якісних реакцій є характерними для декількох йонів, що не дозволяє визначити їх у присутності один одного. В такому випадку застосовують спосіб *маскування* або *видалення йонів, що заважають*, такими методами:

1) зв'язування йонів, що заважають, у комплексну сполуку. Частіше всього для цієї цілі використовують фторидні ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ), аміачні ( $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ), ЕДТА - більшість катіонів, тіоціанатні ( $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ) і інші комплекси ;

Наприклад, для відкриття  $\text{Co}^{2+}$  в присутності  $\text{Fe}^{3+}$  потрібно замаскувати  $\text{Fe}^{3+}$ , т. я. в реакціях відкриття цих йонів застосовують однаковий характерний реагент  $\text{NH}_4\text{SCN}$ . Тому  $\text{Fe}^{3+}$  переводять у стійкий комплекс додаванням  $\text{NaF}$ :

$\text{Fe}^{3+} + 6\text{F}^{-1} \rightarrow [\text{FeF}_6]^{3-}$  і виводять його з реакції;

2) видалення йонів, що заважають, в осад;

3) екстракція органічними розчинниками проводиться для відокремлення йонів, сполуки яких легко розчинні в органічних розчинниках. Частіше всього екстракцією видаляють йони у вигляді, наприклад, дитизонатних ( $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cd}^{2+}$ ) і ін. комплексів. При цьому використовують органічні розчинники, які не змішуються з водою - бензол, гексан, аміловий спирт, хлороформ, вищі спирти і ін. Наприклад, при відкритті  $\text{Ni}^{2+}$  диметилгліоксимом з аміаком в суміші катіонів  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  і ін. додають аміловий спирт, або інший органічний розчинник. Так, шар амілового спирту має характерне для  $\text{Ni}^{2+}$  рожево-червоне забарвлення.

4) окиснення йонів, які заважають, до вищих ступенів окиснення (або їх відновлення). При цьому одержують йони, які не вступають в реакцію з реагентом. Наприклад, маскування йонів  $\text{Cr}^{3+}$  (окиснення до  $\text{CrO}_4^{2-}$ ),  $\text{Sn}^{2+}$  (окиснення до  $\text{Sn}^{4+}$ ),  $\text{Mn}^{2+}$  (окиснення до  $\text{MnO}_4^{1-}$  або  $\text{MnO}_2$ ) і ін. Окиснення звичайно проводять за допомогою  $\text{H}_2\text{O}_2$  при нагріванні.

Відновлення катіонів до елементного стану або нижчих ступенів окиснення також має своє застосування. Наприклад, хлорид олова (II) відновлює  $\text{Fe}^{3+}$  до  $\text{Fe}^{2+}$ .



## Тема лабораторної роботи 13.2.

### Вивчення якісних реакцій відкриття відкриття катіонів I-IV груп і їх розділення за аміачно-фосфатною класифікацією.

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

- 1) хімічні властивості оксидів, гідроксидів і солей Na, K,  $\text{NH}_4^+$ , Mg, Ca, Sr, Ba, Al, Pb, Zn, Cu,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ , Ag ;
- 2) аналітичні реакції розділення і відкриття катіонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$ .

*Що треба вміти:*

- 1) вірно виконувати аналітичні реакції розділення катіонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$  дією групових і під групових реагентів за аміачно-фосфатною і кислотно-основною класифікацією;
- 2) вірно виконувати аналітичні реакції відкриття катіонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$  дією специфічних та селективних реагентів.

*Аміачно-фосфатний метод аналізу катіонів. Перша аналітична група катіонів ( $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ )*

Аміачно-фосфатний метод аналізу в методичному плані має ряд переваг:

- не потрібно використовувати отруйний і погано пахучий сірководень;
- відсутність  $\text{PO}_4^{3-}$  у розчині вихідної суміші катіонів (якщо  $\text{PO}_4^{3-}$  присутній, в нейтральному і лужному середовищі він утворює осадки з багатозарядними катіонами);
- відмічається висока точність і експресність методу.

*Загальна характеристика катіонів I аналітичної групи*

Особливістю катіонів I аналітичної групи є розчинність у воді більшості їх сполук. Так, наприклад, добре розчинні: фосфати, хлориди, нітрати, сульфати, карбонати, гідроксиди і ін. (див. Додаток 6)

Тому катіони I аналітичної групи не можуть бути одночасно осаджені за допомогою якогось одного реактиву, тобто вони не мають групового реагенту, що відрізняє I групу катіонів від усіх інших груп.

Група	Катіони	Груповий реагент	Властивості утворених осадів				
			Розчинність ( <i>p</i> ) або нерозчинність ( <i>н</i> ) в :				
			H <sub>2</sub> O	NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O	CH <sub>3</sub> COOH	<u>HCl</u> , <u>HNO<sub>3</sub></u>	<u>NaOH</u>
<b>1</b>	<u>NH<sub>4</sub><sup>+</sup></u> , <u>Na<sup>+</sup></u> , <u>K<sup>+</sup></u>	немає	-	-	-	-	-
<b>2</b>	<b>А</b> <u>Mg<sup>2+</sup></u> , <u>Mn<sup>2+</sup></u> , <u>Ca<sup>2+</sup></u> , <u>Sr<sup>2+</sup></u> , <u>Ba<sup>2+</sup></u> , <u>Fe<sup>2+</sup></u>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> + NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O	<i>н</i>	<i>н</i>	<i>p</i>	<i>p</i>	<i>н</i>
	<b>Б</b> <u>Fe<sup>3+</sup></u> , <u>Al<sup>3+</sup></u>				<i>н</i>		
<b>3</b>	<u>Cu<sup>2+</sup></u> , <u>Zn<sup>2+</sup></u> , <u>Co<sup>2+</sup></u> , <u>Ni<sup>2+</sup></u>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	<i>н</i>	<u>[Me<sup>n+</sup>(NH<sub>3</sub>)<sub>2n</sub>]<sup>n</sup></u> <u>[Me<sup>n+</sup>(NH<sub>3</sub>)<sub>3n</sub>]<sup>n</sup></u>	<i>p</i>	<i>p</i>	Na <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub>
<b>4</b>	<u>Pb<sup>2+</sup></u> , <u>Ag<sup>+</sup></u>	<u>HCl</u>	<i>н</i> (PbCl <sub>2</sub> <i>p</i> в гар. H <sub>2</sub> O)	<i>н</i> <i>p</i> <u>[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]Cl</u>	<i>н</i>	<i>н</i>	<i>p</i> Na <sub>2</sub> PbO <sub>2</sub> <i>н</i>

Характерні реакції йону NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

1) *Їдкі луги NaOH, KOH* Реакція високочутлива, специфічна, мінімальна концентрація  $c = 1 : 5\,000\,000$ .

*Умови виконання реакції:* реакція проводиться при нагріванні.

*Хід виконання реакції :* До 2 – 3 крапель солі амонію (NH<sub>4</sub>Cl, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> і ін.), додають 3 – 4 краплі лугу NaOH або KOH і нагріють на водяній бані. За запахом аміаку NH<sub>3</sub> можна виявити NH<sub>4</sub><sup>+</sup> - йон, але краще використовувати лакмусовий папір, змочений дистильованою водою. Смужку лакмусового паперу тримають в парах над пробіркою, не торкаючись стінок пробірки. При забарвленні лакмусового паперу в синій колір (а фенолфталеїнового – в рожевий) – роблять висновок про наявність NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, бо газоподібний аміак взаємодіє з водою і створює лужне середовище.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) *Реактив Несслера - K<sub>2</sub>[HgI<sub>4</sub>]+KOH*. Реакція високочутлива (мінімальна концентрація  $c = 1:10000000$ ), застосовується для відкриття слідових кількостей NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, особливо при аналізі питної води на наявність NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

*Умови виконання реакції :*

- мала концентрація (або надлишок реактиву Несслера);
- відсутність багатозарядних катіонів, наприклад: Fe<sup>3+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Mn<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup> та ін., що утворюють забарвлені осадки з лугами.

*Хід виконання реакції :* До 1 – 2 крапель розбавленого розчину солі амонію (NH<sub>4</sub>Cl, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> та ін.) додають 2 – 3 краплі реактиву Несслера.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $K^+$ .*

1) *Гексанітрокобальтат (III) натрію  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ .* Реакція достатньо чутлива (мінімальна концентрація  $c = 1:13000$ )

*Умови виконання реакції :* рН = 4 – 7; відсутність  $NH_4^+$ .

*Хід виконання реакції :* До 2–3 крапель розчину солі  $K^+$  ( $KCl$ ,  $KNO_3$ ,  $K_2SO_4$  та ін.), додають 3 краплі реагенту  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) *Гідротартрат натрію  $NaHC_4H_4O_6$ .* Реакція малочутлива (мінімальна концентрація  $c = 1 : 1000$ ).

*Умови виконання реакції :*

- рН = 4 – 7; відсутність  $NH_4^+$ ; охолодження;
- створення центрів кристалізації (потиранням паличкою);
- достатня концентрація йонів  $K^+$  і реагенту.

*Хід виконання реакції :* До 4 – 5 крапель розчину солі  $K^+$  додають таку ж кількість реагенту  $NaHC_4H_4O_6$ , потирають скляною паличкою стінки пробірки при охолодженні (пробірку тримають під струменем холодної води). Утворюється білий кристалічний осад.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $Na^+$ .*

1) *Гексагідроксостибіат калію  $K[Sb(OH)_6]$ .* Реакція не досить чутлива (мінімальна концентрація  $c=1: 3300$ ).

*Умови виконання реакції :*

- рН = 7; відсутність йонів  $NH_4^+$ ; охолодження ;
- створення центрів кристалізації (потиранням паличкою);
- достатня концентрація йонів  $Na^+$  і реагенту.

*Хід виконання реакції :* До 3 – 5 крапель нейтрального, або слабколужного розчину, що досліджується, додають 2 – 3 краплі розчину  $K[Sb(OH)_6]$  і потирають стінки пробірки скляною паличкою при охолодженні. Випадання білого кристалічного осаду свідчить про наявність йонів  $Na^+$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) *Цинкуранілацетат*  $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$ . Реакція дуже чутлива (мінімальна концентрація  $c = 1 : 1000000$ ), специфічна, йони  $Na^+$  можна визначити у присутності великого надлишку (20 кратному) інших йонів :  $NH_4^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $K^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Ag^+$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Pb^{2+}$  та ін.

*Умови виконання реакції:*

- рН = 4 – 7 (оцтовокисне середовище);
- створення центрів кристалізації (потиранням паличкою).

*Хід виконання реакції:* До 3 – 4 крапель розчину солі NaCl ( $Na_2SO_4$ ,  $NaNO_3$ ) додають 8 – 10 крапель реагенту і потирають стінки пробірки скляною паличкою. У присутності йонів  $Na^+$  випадає зеленувато-жовтий осад. Цю реакцію можна виконувати на предметному склі (з меншою кількістю реагентів – 1 – 2 краплі). В разі присутності великих кількостей йонів  $K^+$  - аналізований розчин перед дослідженням розбавляють в 2 – 3 рази дистильованою водою.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Друга аналітична група катіонів ( $Ca^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Al^{3+}$ )*

*Дія групового реагенту на катіони II групи.*

Груповим реагентом на II аналітичну групу катіонів є  $(NH_4)_2HPO_4$  в присутності  $NH_4OH$ . При  $pH \approx 9$  ( $NH_4OH + NH_4Cl$ ) йони  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Al^{3+}$  осаджуються груповим реагентом у вигляді середніх солей, а йони  $Mg^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$  - у вигляді подвійних солей:  $MgNH_4PO_4$ ,  $MnNH_4PO_4$

На відміну від фосфатів III аналітичної групи, всі одержані осадки не розчиняються в надлишку  $NH_4OH$ . По розчинності фосфатів в оцтовій кислоті, катіони II аналітичної групи підрозділяють на дві підгрупи:

фосфати II-A – підгрупи катіонів ( $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ) – розчинні в оцтовій кислоті.

фосфати II-B – підгрупи катіонів ( $Fe^{3+}$ ,  $Al^{3+}$ ) – не розчинні в оцтовій кислоті.

Фосфати обох підгруп розчиняються в мінеральних кислотах.

Фосфат алюмінію, завдяки амфотерності Al, розчиняється в лугах:

*Хід виконання реакції.*

До 10-12 крапель розчину  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  додати 4-6 крапель  $\text{NH}_4\text{OH}$ , 10-12 крапель  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і 10-12 крапель розчину солі відповідного катіону. Випадає осад. Перевірити розчинність одержаного осаду в  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і  $\text{NaOH}$ . Для цього осад розділити на 5 пробірок і в кожену із чотирьох додати відповідний розчинник.

Написати рівняння реакцій в молекулярному, йонному та скороченому йонному вигляді, а також свої спостереження.

$\text{Mg}^{2+}$	<b>РІВНЯННЯ</b>	
	<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	
$\text{Fe}^{2+}$	<b>РІВНЯННЯ</b>	
	<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $\text{Mg}^{2+}$*

*Гідрофосфат амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$  при  $\text{pH} \approx 9$  ( $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ), тобто якісною реакцією на  $\text{Mg}^{2+}$  є дія групового реагенту:*

*Хід виконання реакції:*

Див. дію групового реагенту на катіони II групи.

$\text{Mg}^{2+}$  відкривають в останню чергу, при відсутності всіх інших катіонів підгрупи II - А.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $\text{Ca}^{2+}$*

*1) Сірчана кислота або розчинні сульфати.*

Осад  $\text{CaSO}_4$  добре розчиняється в концентрованому розчині  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  внаслідок утворення комплексної солі

Ця властивість  $\text{Ca}^{2+}$  використовується для видалення і визначення  $\text{Sr}^{2+}$  у вигляді  $\text{SrSO}_4$ .

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель концентрованого розчину солі  $\text{Ca}^{2+}$  додати 1-2 краплі  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Звернути увагу на одержаний осад і записати свої спостереження.

При розділенні і відкритті йонів  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  використовують властивості розчинів солей  $\text{Ca}^{2+}$  не утворювати каламуті з гіпсовою водою (насичений водний розчин  $\text{CaSO}_4$ ) на відміну від  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{Sr}^{2+}$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) Оксалат амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$

Осад добре розчиняється у мінеральних кислотах, але не розчиняється у оцтовій кислоті

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель розчину солі  $\text{Ca}^{2+}$  додати 1-2 краплі розчину оксалату амонію, нагріти. Перевірити розчинність осаду в мінеральних кислотах та оцтовій кислоті.

Заважають визначенню  $\text{Ca}^{2+}$  наявність  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$  і  $\text{Sr}^{2+}$ , які дають з оксалатом амонію такі ж самі осаді. Цю реакцію використовують при визначенні  $\text{Ca}^{2+}$  в присутності катіонів I групи.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $\text{Ba}^{2+}$*

1)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і її розчинні солі

Осад не розчиняється ні в сильних, ні в слабких кислотах, ні в лугах.

*Хід виконання реакції.*

До 2-3 крапель розчину солі  $\text{Ba}^{2+}$  додати 1-2 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Одержаний осад розділити на 2 пробірки і перевірити розчинність в  $\text{HCl}$  і  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

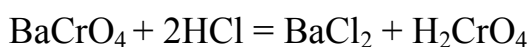
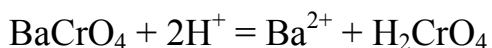
Наявність  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  заважають визначенню  $\text{Ba}^{2+}$ , тому що вони також утворюють з розчинними сульфатами білі осаді.

Насичений розчин  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  осаджує  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ , але не осаджує  $\text{Ca}^{2+}$ , тому що утворюється розчинна сполука  $(\text{NH}_4)_2[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) Хромат калію  $\text{K}_2\text{CrO}_4$

Осад добре розчиняється в мінеральних кислотах, але не розчиняється в оцтовій кислоті.



*Хід виконання реакції.*

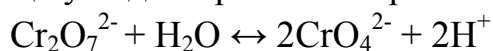
До 3-4 крапель розчину солі  $Ba^{2+}$  додати 2-3 краплі 2н. розчину  $K_2CrO_4$ . Одержаний осад розділити на дві пробірки і перевірити розчинність в  $HCl$  ( $HNO_3$ ) і оцтовій кислоті.

При  $pH = 3-5$  в оцтовокисному середовищі  $Sr^{2+}$  не заважає визначенню  $Ba^{2+}$ , тому що  $SrCrO_4$  розчиняється в  $CH_3COOH$ .  $Ca^{2+}$  також не заважає визначенню  $Ba^{2+}$ , тому що  $CaCrO_4$  розчиняється навіть у воді.

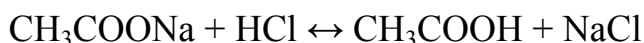
<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### 3) Дихромат калію $K_2Cr_2O_7$

$BaCrO_4$  добре розчиняється в мінеральних кислотах і не розчиняється в оцтовій кислоті. Осад випадає у вигляді  $BaCrO_4$ , а не  $BaCr_2O_7$ . Це пояснюється тим, що у водних розчинах хроматів і дихроматів існує рівновага :



При підвищенні концентрації йонів  $H^+$  рівновага зміщується в сторону  $Cr_2O_7^{2-}$ . Але  $BaCrO_4$  настільки погано розчиняється, що концентрація  $CrO_4^{2-}$  в оцтовокисному середовищі достатня для його осадження. Для повноти осадження  $BaCrO_4$  необхідно зменшити концентрацію йонів  $H^+$ . Для цього додають розчин ацетату натрію, який зв'язує йони  $H^+$  :



Таким чином, замість сильної кислоти утворюється слабка оцтова кислота, в якій  $BaCrO_4$  не розчиняється.

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель розчину солі  $Ba^{2+}$  додати 1 краплю  $CH_3COONa$  і 2-3 краплі  $K_2Cr_2O_7$ . Одержаний осад розділити на дві пробірки і перевірити розчинність в  $HCl$  ( $HNO_3$ ) і  $CH_3COOH$ .

Йони  $Sr^{2+}$  і  $Ca^{2+}$  не заважають визначенню  $Ba^{2+}$

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### *Характерні реакції йону $Mn^{2+}$*

Йон  $Mn^{2+}$  в кислому середовищі досить легко окиснюється до йона  $MnO_4^-$  сильними окисниками, такими як  $NaBiO_3$ ,  $PbO_2$ ,  $(NH_4)_2S_2O_8$  та інші. Процес окиснення супроводжується зміною кольору розчину. Майже безбарвні розчини солей  $Mn^{2+}$ , окиснюючись до  $MnO_4^-$  забарвлюються в малиново-фіолетовий колір.

1) Вісмутат натрію  $\text{NaBiO}_3$

Хід виконання реакції.

До 1 краплі розчину солі  $\text{Mn}^{2+}$  ( $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  або  $\text{MnSO}_4$ ) додати трошки твердого  $\text{NaBiO}_3$  і 2-3 мл 2н.  $\text{HNO}_3$ . Звернути увагу на колір розчину. Реакція специфічна.

Відкриттю  $\text{Mn}^{2+}$  заважають наявність  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ , тому що вони відновники і можуть окиснюватися йоном  $\text{MnO}_4^-$ , що приводить до обезбарвлення розчину. Для виконання реакції потрібно брати дуже мало розчину солі  $\text{Mn}^{2+}$ , тому що надлишок її відновлює  $\text{MnO}_4^-$  до  $\text{MnO}(\text{OH})_2$  чорного кольору

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Диоксид свинцю  $\text{PbO}_2$

Хід виконання реакції.

До 1 краплі розчину солі  $\text{Mn}^{2+}$  ( $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$  або  $\text{MnSO}_4$ ) додати трошки порошку  $\text{PbO}_2$  і 10-15 крапель концентрованої  $\text{HNO}_3$ . Суміш збовтати і нагріти до кипіння, прокип'ятити 1-2 хвилини. Після охолодження додати 5-6 крапель води. Наявність малиново-фіолетового кольору розчину свідчить про те, що в розчині були йони  $\text{Mn}^{2+}$ .

На відміну від попередньої реакції потрібно користуватися концентрованою  $\text{HNO}_3$  і суміш підігрівати до кипіння. Інші умови ті ж самі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Характерні реакції йону  $\text{Fe}^{2+}$

1) Гексаціаноферат (III) калію  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  - червона кров'яна сіль Реакція специфічна.

Осад не розчиняється в кислотах, але розкладається лугами. При цьому утворюється гідроксид заліза (II):

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі заліза (II) додати 1 краплю 2н.  $\text{HCl}$  і 1-2 краплі розчину  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Спостерігати утворення темно-синього осаду.

Перевірити дію лугів на осад.

$\text{Fe}^{3+}$  з  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  не дає темно-синього осаду, тому не заважає відкриттю  $\text{Fe}^{2+}$ . Присутність окисників, які окиснюють  $\text{Fe}^{2+}$  в  $\text{Fe}^{3+}$  або відновників, які відновлюють  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  в  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  заважають реакції, тому що  $\text{Fe}^{2+}$  з  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  дає білий осад  $\text{Fe}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , який окиснюється киснем повітря в  $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$  і  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .



<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $Fe^{3+}$*

1) *Гексаціаноферат (II) калію  $K_4 [Fe(CN)_6]$*  - жовта кров'яна сіль Реакція специфічна і дуже чутлива (мінімальна концентрація  $1:1 \cdot 10^6$ ).

Осад не розчиняється в кислотах, але розкладається лугами. При цьому утворюється гідроксид заліза (III)

*Хід виконання реакції.*

До 2-3 крапель розчинної солі заліза (III) додати 1 краплю 2н. HCl і 1-2 краплі розчину  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Випадає темно-синій осад. Перевірити дію лугів на осад.

Осадженню заважає надлишок  $K_4[Fe(CN)_6]$ , який частково розчиняє берлінську лазур, переводить її в колоїдний розчин.

Проведенню реакції заважають окисники, які окиснюють  $K_4[Fe(CN)_6]$  до  $K_3[Fe(CN)_6]$  і відновники, які відновлюють  $Fe^{3+}$  до  $Fe^{2+}$ . В присутності оксалатів осад не випадає, а з'являється тільки синє забарвлення.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) *Роданід амонію (калію)  $NH_4SCN$  або  $KSCN$*

$Fe(SCN)_3$  є одним із продуктів комплексоутворення, насправді утворюється ряд забарвлених комплексних йонів:  $[Fe(SCN)]^{2+}$ ,  $[Fe(SCN)_2]^+$ ,  $[Fe(SCN)_3]$ ,  $[Fe(SCN)_4]^{1-}$ ,  $[Fe(SCN)_6]^{3-}$ ,  $[Fe(SCN)_5]^{2-}$ .

Реакція дуже чутлива, особливо в присутності органічних розчинників, наприклад, ізоамілового спирту.

*Хід виконання реакції.*

До 2-3 крапель розчину солі заліза (III) додати 1 краплю 2н. HCl і 2-3 краплі  $NH_4SCN$  або  $KSCN$ . З'являється криваво-червоне забарвлення розчину.

Реакції заважають фториди, фосфати, тартрати і оксалати, які зв'язують  $Fe^{3+}$  в комплекс. Заважають йони  $Co^{2+}$ , які утворюють з  $NH_4SCN$  міцні комплекси, а також окисники ( $KMnO_4$ ,  $KNO_2$ ,  $H_2O_2$  та інші), що руйнують роданід-йон.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### 3) Ацетат натрію $\text{CH}_3\text{COONa}$

При розбавленні водою і підігріванні  $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  підлягає гідролізу, при цьому випадає осад основної солі ацетату заліза (III) червоно-бурого кольору

*Хід виконання реакції.*

До 2-3 крапель розчину солі  $\text{Fe}^{3+}$  додати 2-3 краплі ацетату натрію. Звернути увагу на колір розчину. Далі до суміші додати 10-15 крапель дистильованої води і підігріти на водяній бані. Випадає осад. Йон  $\text{Fe}^{3+}$  при нагріванні і за наявності надлишку ацетату можна повністю осадити і видалити.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $\text{Al}^{3+}$*

#### 1) Луги ( $\text{NaOH}$ або $\text{KOH}$ )

В надлишку лугів  $\text{Al}(\text{OH})_3$  розчиняється з утворенням алюмінатів.

Алюмінати, як солі слабких кислот, підлягають гідролізу у водних розчинах.

Рівновага зміщується вправо або вліво в залежності від концентрації йонів  $\text{H}^+$  і  $\text{OH}^-$  у розчині, тобто від рН розчину. Якщо до алюмінату додати сухий  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , або його насичений розчин, то останній реагує з їдким натром:  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_4\text{OH}$ . При утворенні  $\text{NH}_4\text{OH}$  замість  $\text{NaOH}$  рН розчину зменшується до 7-8, коли  $\text{Al}(\text{OH})_3$  робиться стійким, тобто рівновага зміщується вправо і знову випадає осад  $\text{Al}(\text{OH})_3$ . Цьому сприяє підігрівання розчину.

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель розчину солі  $\text{Al}^{3+}$  додати 1-2 краплі 2н. розчину  $\text{NaOH}$  до утворення осаду  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , а далі додати надлишок цього ж лугу до розчинення осаду. До одержаного алюмінату додати 2-3 мл дистильованої води і  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (кристали) до утворення насиченого розчину. Суміш підігріти на водяній бані. Утворюється пластівчастий аморфний осад  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

Заважає проходженню реакції наявність  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ , які з  $\text{NH}_4\text{OH}$  утворюють осад. Повинні бути відсутні винна, лимонна, щавлева кислота, гліцерин, які утворюють стійкі комплексні сполуки з  $\text{Al}^{3+}$ , типу  $\text{H}_3[\text{Al}(\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6)_3]$ ,  $\text{H}_3[\text{Al}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$  та інші.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### Третя аналітична група катіонів ( $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Zn}^{2+}$ )

#### Загальна характеристика групи

Більшість сполук катіонів III групи малорозчинні у воді.

Розчинні у воді хлориди, крім хлориду міді (I), нітрати, нітрити, ацетати, сульфати.

Нерозчинні у воді сульфіді, карбонати, оксалати, фосфати, арсенати, силікати, гексаціаноферати (II і III), хромати, а також йодид міді (I).

Деякі сполуки катіонів III аналітичної групи забарвлені: солі міді (II), кобальту, нікелю, всі сульфіді, за виключенням  $\text{ZnS}$  (білого кольору).

Гідроксиди не розчинні у воді.  $\text{Zn(OH)}_2$  має амфотерні властивості.

Катіони III аналітичної групи є добрими комплексоутворювачами.

#### Дія групового реагенту на катіони $\text{Cu}^{2+}$ , $\text{Zn}^{2+}$

Груповим реагентом III аналітичної групи катіонів є  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , який при  $\text{pH} < 8$  ( $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ ) із розчинів солей осаджує нерозчинні фосфати.

На відміну від фосфатів катіонів II групи, фосфати III аналітичної групи добре розчиняються в надлишку гідроксиду амонію, при цьому утворюються комплексні сполуки.

Фосфат цинку, на відміну від інших фосфатів III групи катіонів, розчиняється у надлишку лугів

#### Хід виконання реакції.

У пробірку налити 10-12 крапель  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , додати 4-6 крапель  $\text{NH}_4\text{OH}$  і 10-12 крапель  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , а далі 10-12 крапель розчину солі відповідного катіону.

Перевірити розчинність утвореного осаду в  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і  $\text{NaOH}$ .

Для цього потрібно осад розділити на 5 пробірок, і до чотирьох пробірок з осадом додати відповідний розчинник у надлишку.

Написати рівняння реакцій у молекулярному, йонному і скороченому йонному вигляді, а також свої спостереження.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### Характерні реакції йону $\text{Cu}^{2+}$

1)  $\text{NH}_4\text{OH}$ , який додається у невеликій кількості до розчину солі міді, осаджує основну сіль зеленуватого кольору, яка дуже легко розчиняється у надлишку реактиву. При цьому утворюється аміачна комплексна сполука міді інтенсивно синього кольору.

Завдяки великій чутливості (мінімальна концентрація, яку можна визначити 1:25000), реакція може використовуватися в ході аналізу для визначення йона  $\text{Cu}^{2+}$ :

При підкисленні розчину аміачний комплекс міді руйнується внаслідок зв'язування молекул  $\text{NH}_3$  йонами  $\text{H}^+$  з утворенням більш стійкого комплексу  $\text{NH}_4^+$ , при цьому колір розчину змінюється до блакитного.

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель розчину солі міді поступово по краплям додавати розчин  $\text{NH}_4\text{OH}$  до утворення основної солі (осад), а далі – надлишок  $\text{NH}_4\text{OH}$  до розчинення осаду і утворення розчину комплексної сполуки інтенсивно синього кольору.

Повинні бути відсутні відновники, які відновлюють  $\text{Cu}^{2+}$  в  $\text{Cu}^+$  в аміачному середовищі.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

**2) Розчин гексаціаноферату (II) калія  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  при  $\text{pH} < 7$**

Ця реакція більш чутлива, ніж реакція з розчином  $\text{NH}_4\text{OH}$  (мінімальна визначна концентрація 1 : 2500000), також може використовуватися для визначення йонів  $\text{Cu}^{2+}$  в ході аналізу.

Осад  $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  не розчиняється в розбавлених кислотах, але розчиняється в надлишку аміаку з утворенням комплексної сполуки. Луги розкладають  $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до утворення осаду  $\text{Cu}(\text{OH})_2$

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель розчину солі  $\text{Cu}^{2+}$  додати 1 краплю  $\text{HCl}$  та 2-3 краплі  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$  попередньо повинні бути видалені, або зв'язані в стійкі комплексні сполуки, тому що вони утворюють з  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  забарвлені осад. Обов'язкова відсутність окисників, які окиснюють  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  до  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , а також відновників, що переводять  $\text{Cu}^{2+}$  в  $\text{Cu}^+$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції на  $\text{Zn}^{2+}$*

**1)  $\text{NH}_4\text{OH}$**

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель розчину солі цинку додати 2-3 краплі розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$  до утворення білого осаду  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .

Перевірити розчинність осаду в надлишку розчину  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) Розчин гексаціаноферату (III) калію  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі цинку додати 1 краплю  $\text{HCl}$  та 1-2 краплі  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Перевірити розчинність утвореного осаду в лугах і у мінеральних кислотах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Четверта аналітична група катіонів ( $\text{Pb}^{2+}$ , $\text{Ag}^+$ )

Загальна характеристика катіонів IV групи.

В IV аналітичній групі вивчають катіони  $\text{Ag}^+$  і  $\text{Pb}^{2+}$ , які відрізняються малорозчинністю хлоридів у воді і розбавлених кислотах. Нерозчинність хлоридів  $\text{AgCl}$  і  $\text{PbCl}_2$  у холодній воді, надлишку  $\text{HCl}$  має суттєве значення для повноти відокремлення і подальшого розділення катіонів IV групи.

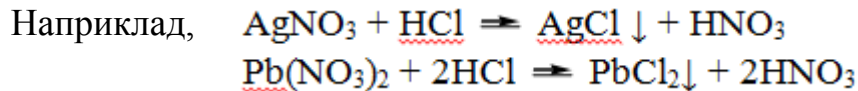
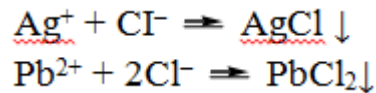
Також практично нерозчинні у воді сульфідні, малорозчинні - фосфати і карбонати. Розчинні ж солі катіонів  $\text{Ag}^+$  і  $\text{Pb}^{2+}$  ( $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ) мають кислу реакцію в результаті їх гідролізу водою.

Катіони  $\text{Ag}^+$  і  $\text{Pb}^{2+}$  схильні до комплексоутворення переважно з аміаком -  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ , ціанідами -  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ , йодидами -  $[\text{AgI}_4]^{3-}$ ,  $[\text{PbI}_4]^{2-}$ , тіосульфатами -  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ,  $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$ ,  $[\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_3]^{4-}$  тощо.

В реакціях окислення – відновлення сполуки аргентума  $\text{Ag}^+$  і плюмбума  $\text{Pb}^{4+}$  виявляють себе як окислювачі. При цьому іони срібла відновлюються до елементного стану,  $\text{Pb}^{4+}$  до  $\text{Pb}^{2+}$ , або навпаки в певних умовах іони  $\text{Pb}^{2+}$  здатні окислюватись до  $\text{Pb}^{4+}$ .

Сполуки свинцю отруйні. Вміст  $\text{Pb}^{2+}$  в 1 л питної води не повинен перевищувати 0,1 мг. Іони срібла мають властивість вбивати бактерії, тобто характеризуються сильно виявленою бактерицидною дією. Достатньо незначного за часом контакту металічного срібла з водою, щоб вона була повністю стерилізована. Нітрат срібла  $\text{AgNO}_3$  використовують в медицині і ветеринарії.

Груповий реагент – розбавлена хлороводнева кислота  $\text{HCl}$  (а також розчинні хлориди), - виділяють із розчинів солей  $\text{Ag}^+$  і  $\text{Pb}^{2+}$  у вигляді білих осадів  $\text{AgCl}$  і  $\text{PbCl}_2$ , нерозчинних в розбавлених  $\text{HNO}_3$  і  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

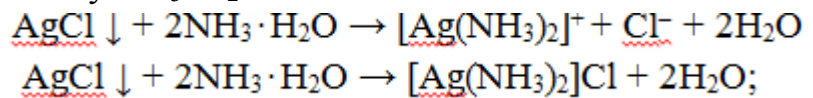


*Хід виконання реакції:* До 2 – 3 крапель розчину срібла ( $\text{AgNO}_3$ ), або свинцю [ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ] додають таку ж кількість розведеної  $\text{HCl}$ . Утворюється білий осад  $\text{AgCl}$  або  $\text{PbCl}_2$ , який перевіряють на розчинність в гарячій  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{HCl}$  (конц.), або насиченому  $\text{NaCl}$ .

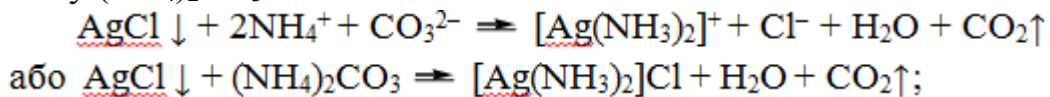
Властивості осадів  $\text{AgCl}$  та  $\text{PbCl}_2$  представлено в таблиці 7 і їх особливості використовують в хімічному аналізі.

1) *Осад  $\text{AgCl}$*  під впливом світла розкладається з виділенням металічного срібла і стає фіалковим, або чорним.

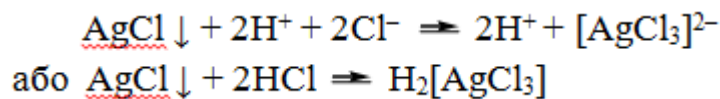
*Осад  $\text{AgCl}$*  розчиняється в аміаку  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  :



або в надлишку  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  :

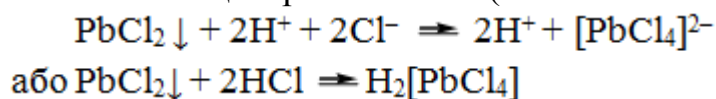


або у концентрованій  $\text{HCl}$  (або насиченому  $\text{NaCl}$ ) :



2) *Осад  $\text{PbCl}_2$*  на відміну від  $\text{AgCl}$  добре розчинний в гарячій дистильованій воді (~10 г/л при 20°C), цим користуються для відокремлення  $\text{AgCl}$  від  $\text{PbCl}_2$ . Хлорид свинцю  $\text{PbCl}_2$  гірше розчиняється в розведеній  $\text{HCl}$ , або в розчині  $\text{NaCl}$ , ніж у воді (дія однойменних іонів).

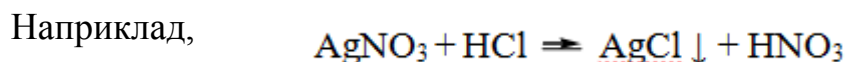
*Осад  $\text{PbCl}_2$*  розчиняється в концентрованій  $\text{HCl}$  (або насиченому  $\text{NaCl}$ ):



Якщо  $\text{H}_2[\text{PbCl}_4]$  розвести водою, то знову випадає осад  $\text{PbCl}_2 \downarrow$ .

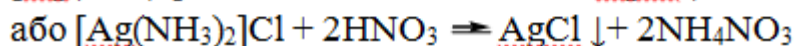
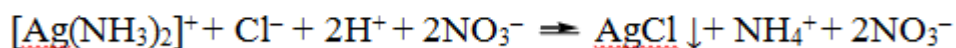
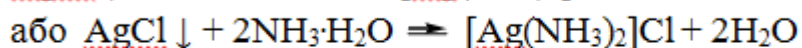
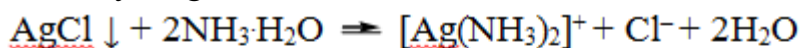
***Виконання характерних реакцій йона  $\text{Ag}^+$ .***

1) *Хлороводнева кислота  $\text{HCl}$  або розчинні хлориди* осаджують іони  $\text{Ag}^+$  у вигляді білого сирнистого осаду  $\text{AgCl}$  :  $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl} \downarrow$

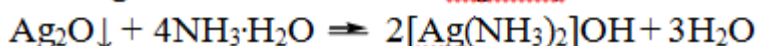
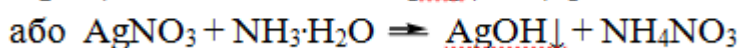
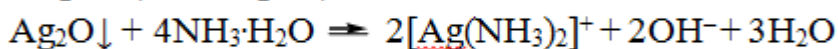
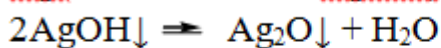


*Умови виконання реакції :*  $\text{pH} < 7$ ; осадження проводять з розбавлених розчинів аргентуму дією неконцентрованих розчинів реагентів; відсутність іонів  $\text{Pb}^{2+}$ , надлишку іонів  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{SCN}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

*Хід виконання реакції* : До 1 краплі розчину нітрату срібла додати 1 краплю розчину HCl або NaCl. Одержаний білий осад AgCl випробувати на розчинність в NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O додаванням 10 – 15 крапель розчину аміаку (до утворення розчину – аміачного комплексу срібла). Наявність іонів Ag<sup>+</sup> можна перевірити додаванням 5 – 10 крапель розведеної HNO<sub>3</sub>, яка руйнує аміачний комплекс срібла і знову осаджує AgCl.



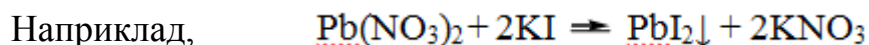
2) *Водний розчин аміаку NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O* при дії на іони Ag<sup>+</sup> осаджує срібло у вигляді оксиду Ag<sub>2</sub>O, який розчиняється в надлишку реагенту:



*Хід виконання реакції*: До 1 – 2 крапель розчину AgNO<sub>3</sub> додають по краплям розчин NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O (до утворення осаду). Спостерігають розчинення цього осаду при додаванні надлишку аміаку.

#### ***Виконання характерних реакцій іона Pb<sup>2+</sup>.***

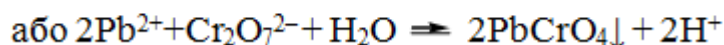
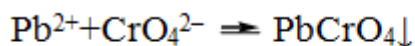
1) *Йодид калію KI* виділяє із розчинів солей Pb<sup>2+</sup> жовтий осад йодиду свинцю PbI<sub>2</sub>, розчинного в гарячій воді. При охолодженні PbI<sub>2</sub> випадає у вигляді золотисто-жовтих кристалів (реакція "золотий дощ"):  $\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightleftharpoons \text{PbI}_2 \downarrow$

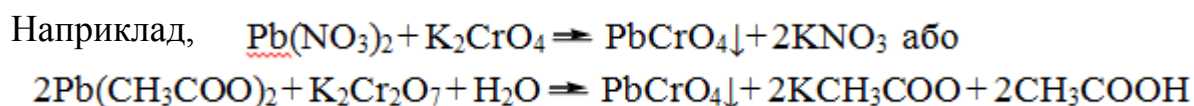


*Умови виконання реакції* : pH < 7 (підтримують розчином оцтової кислоти).

*Хід виконання реакції* : До 2 – 3 крапель розчину солі свинцю (Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> або Pb(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>), підкисленою оцтовою кислотою, додати 1-3 краплі розчину KI. До утвореного осаду додати розведену оцтову кислоту (1 мл) і нагріти. Розчинення осаду досягають поступовим доливанням гарячої дистильованої води. Після розчинення осаду пробірку поступово охолоджують. Спостерігають випадання осаду у вигляді золотисто-жовтих кристалів.

2) *Хромат калію K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub> (дихромат калію K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>)* утворює з іоном Pb<sup>2+</sup> осад жовтого кольору PbCrO<sub>4</sub>, нерозчинний в оцтовій і соляній кислотах, розчинний в лугах і азотній кислоті:





*Умови виконання реакції:*  $\text{pH} < 7$ , в присутності  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; відсутність відновників, що відновлюють  $\text{Cr}^{6+}$  до  $\text{Cr}^{3+}$  (наприклад,  $\text{Fe}^{2+}$ ); відсутність катіонів, які утворюють з  $\text{CrO}_4^{2-}$  осади ( $\text{Ba}^{2+}$  і ін.).

*Хід виконання реакції:* До 2-3 крапель розчину солі свинцю ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  або  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ) додати 2-3 краплі розчину хромату або біхромату калію. Утворюється жовтий осад  $\text{PbCrO}_4$ .

*Перевірити умови виконання реакції:*

- розчинність осаду  $\text{PbCrO}_4$  при  $\text{pH} = 4 - 5$  (оцтовокисле середовище);
- розчинність осаду  $\text{PbCrO}_4$  при  $\text{pH} < 3$  (азотнокисле середовище);
- розчинність осаду при  $\text{pH} > 7$  (лужне середовище).
- присутність відновників у кислому середовищі (наприклад,  $\text{Fe}^{2+}$ ) призводить до відновлення  $\text{Cr}^{6+}$  до  $\text{Cr}^{3+}$ ;
- присутність іонів  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$  заважає протіканню реакції, бо утворюються забарвлені осади жовтого ( $\text{BaCrO}_4$ ,  $\text{SrCrO}_4$ ), цеглисто-червоного  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  і темно-червоного кольору  $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

**3) сульфатна кислота ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  розведена) і розчинні сульфати** осаджують катіон  $\text{Pb}^{2+}$  у вигляді білого кристалічного осаду:  $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{PbSO}_4\downarrow$



Особливістю осаду є його нерозчинність в розведеній  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , але розчиняється в їдких лугах, розчинах амонійних солей оцтової і винної кислот, концентрованих  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і  $\text{HCl}$ .

*Умови виконання реакції:*  $\text{pH} < 7$ , бо в лугах  $\text{PbSO}_4$  розчиняється; відсутність амонійних солей оцтової і винної кислот; відсутність іонів  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$  (які осаджуються аніоном  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

*Хід виконання реакції:* До 2-3 крапель розчину солі свинцю додати 1-2 краплі розчину сірчаної кислоти, або розчину будь-якого сульфату. Спостерігають утворення білого кристалічного осаду. Вміст пробірки розділити на дві частини і перевірити розчинність в надлишку  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і надлишку лугу.

*Перевірити умови виконання реакції:*

- $\text{pH} > 7$  (лужне середовище). В лужному середовищі  $\text{PbSO}_4$  розчиняється внаслідок амфотерних властивостей  $\text{Pb}^{2+}$  з утворенням гідроксоплюмбїтів;
- присутність іонів  $\text{NH}_4^+$  у вигляді ацетату або тартрату призводить до утворення комплексних солей;



- присутність іонів  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$  призводить до утворення білих осадів  $BaSO_4$ ,  $CaSO_4$ ,  $SrSO_4$ , нерозчинних в кислотах і лугах.

### **Питання для самопідготовки**

1. Дайте визначення поняттю «якісний хімічний аналіз». Яка його мета? Що покладено в основу виконання якісного хімічного аналізу?
2. Що таке *аналітична реакція*? Наведіть приклади аналітичних реакцій.
3. Дайте класифікацію аналітичних реакцій за способом їх виконання.
4. Перерахуйте основні вимоги до аналітичних реакцій.
5. Що таке *аналітичний реагент*? За якою ознакою всі реагенти, що використовуються у якісному хімічному аналізі, підрозділяють на групові, селективні та специфічні? Характеризуйте їх і наведіть приклади.
6. У чому сутність дробного і систематичного ходу аналізу?
7. Що означає термін *аналітична група катіонів*? З якою метою введено це поняття в практику якісного хімічного аналізу?
8. Наведіть аміачно-фосфатну класифікацію катіонів біогенної дії. Наведіть для кожної аналітичної групи: груповий реагент; перелік катіонів; спільну хімічну реакцію.
9. Як потрібно проводити ідентифікацію окремого катіону в середині аналітичної групи? Чи потрібно при цьому виконувати певну послідовність дій?
10. Чим відрізняється виявлення йонів  $Na^+$  дією  $K[Sb(OH)_6]$  від їх відкриття цинк-ураніл-ацетатом?
11. Як діють кислоти і солі амонію на  $K[Sb(OH)_6]$ ?
12. Чому у лужному середовищі не можна виявити йони  $K^+$  дією  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ ?
13. Яких умов слід дотримуватись при виявленні йонів  $NH_4^+$  за допомогою лугів?
14. Яких умов слід дотримуватись при виявленні  $Mg^{2+}$  у вигляді  $MgNH_4PO_4$ . Напишіть рівняння реакції.
15. У чому полягає відмінність II аналітичної групи катіонів від I аналітичної групи за аміачно-фосфатною класифікацією?
16. Чому при виявленні  $Ba^{2+}$  дихроматом калію добавляють ацетат натрію?
17. Які йони заважають виявленню кальцію розчином  $(NH_4)_2C_2O_4$ ?
18. Яким реактивом можна виявити кальцій у присутності стронцію?
19. Які катіони заважають виявленню магнію у вигляді  $MgNH_4PO_4$ ?
20. Які катіони II аналітичної групи можна відкрити специфічними реакціями? Напишіть рівняння цих реакцій.
21. Який колір мають фосфати лужноземельних металів?
22. Чим відрізняється ІА аналітична підгрупа катіонів від ІБ підгрупи?
23. Гідроксиди яких катіонів II аналітичної групи мають амфотерні властивості? Доведіть це відповідними реакціями.
24. Як осадити  $Al(OH)_3$  з розчину алюмінату?
25. Як відкрити йони  $Al^{3+}$  і  $Zn^{2+}$  із їх суміші з іншими катіонами?

26. Складіть рівняння реакції окислення іонів  $Mn^{2+}$  в кислому і лужному середовищах. Який зовнішній ефект реакції можна використати для відкриття йона мангана ?
27. Складіть рівняння реакцій розділення і виявлення катіонів у розчинах, що містять:  
1) йони  $Fe^{3+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ; 2)  $Al^{3+}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $Zn^{2+}$ ; 3)  $Ba^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ .
28. У вигляді яких сполук відокремлюють катіони IV групи від катіонів інших груп ?
29. Напишіть рівняння реакцій виявлення  $Ag^+$  з використанням стадії дії груповим реагентом.

30. Як виявити йони  $Pb^{2+}$  в присутності йонів  $Ag^+$  ?
31. Чим відрізняється III аналітична група катіонів від II аналітичної групи ?
32. Які сполуки будуть в осаді і в розчині, якщо на суміш нітратів катіонів усіх груп подіяти надлишком розчину аміаку? Відповідь проілюструйте рівняннями реакцій.
33. Які сполуки утворюються при дії надлишку лугу на суміш нітратів катіонів усіх груп ? Складіть рівняння реакцій для катіонів, що будуть у розчині.
34. Як виявити катіон купруму у суміші катіонів ?
35. Відкриттю яких катіонів в ході аналізу їх суміші заважають йони  $Cu^{2+}$  ?
36. Вкажіть у якому випадку вміст основного компонента у реактиві буде найменшим, а масова кількість домішок найбільшою:

1) «Ч»	2) «ЧДА»	3) «ХЧ»	4) «ОСЧ»
<i>(у відповіді вкажіть відповідне маркування і розшифруйте його)</i>			

38. Виберіть умовно специфічний реагент для йону  $Zn^{2+}$  і складіть реакцію його відкриття у якісному аналізі :

1) $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8 + CH_3COOH$	2) $K_3[Fe(CN)_6]$
3) $NH_3 \cdot H_2O$	4) $(NH_4)_2HPO_4$

39. В якій із зазначених груп йонів знаходяться лише катіони ?

1) $CH_3COO^-$ , $Ca^{2+}$ , $Cl^-$	2) $Na^+$ , $Fe^{2+}$ , $NH_4^+$	3) $Sr^{2+}$ , $PO_4^{3-}$ , $NO_3^-$	4) $NO_2^-$ , $I^-$ , $SO_4^{2-}$
-------------------------------------	----------------------------------	---------------------------------------	-----------------------------------

40. Які з перелічених речовин відносяться до групових або підгрупових реагентів на катіони?

1) $HCl$	2) $HClO_3$	3) $H_2SO_3$	4) $HNO_3$	5) $HI$
6) $NaOH$	7) $(NH_4)_2HPO_4$	8) $NH_3 \cdot H_2O$	9) $H_2O$	10) $H_2SO_4$

41. В якій із зазначених груп йонів знаходяться катіони і аніони?

1) $CH_3COO^-$ , $Ca^{2+}$ , $Cl^-$	2) $Ag^+$ , $Cu^{2+}$ , $Na^+$	3) $Sr^{2+}$ , $PO_4^{3-}$ , $NO_3^-$	4) $NO_2^-$ , $Ag^+$ , $SO_4^{2-}$
-------------------------------------	--------------------------------	---------------------------------------	------------------------------------

42. Специфічною реакцією на йон  $Pb^{2+}$  є дія на розчин солі:

1) Кислотою	2) Лугом	3) Магnezіальною сумішшю	4) йодидом калію
-------------	----------	--------------------------	------------------

### Тема лабораторної роботи 13.3

#### Вивчення якісних реакцій визначення аніонів.

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

- 1) хімічні властивості кислот і солей з аніонами  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ;
- 2) аналітичні реакції розділення і відкриття аніонів  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ;

*Що треба вміти:*

- 1) вірно виконувати аналітичні реакції розділення аніонів  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ;
- 2) вірно виконувати аналітичні реакції відкриття аніонів  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$  дією специфічних та селективних реагентів.

#### АНІОНИ

Для студентів агробіологічного профілю важливо мати знання щодо визначення найбільш поширених аніонів солей, які застосовуються в сільському господарстві.

Так, аніон  $\text{SO}_4^{2-}$  входить до складу солей  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , які використовують як мінеральні добрива. Гіпс -  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  - вносять в ґрунт для зниження його засоленості. Мідний і залізний купороси -  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  - сільськогосподарські фунгіциди. В питній воді вміст  $\text{SO}_4^{2-}$  не повинен бути більше 60 мг/л.

Аніон  $\text{CO}_3^{2-}$  входить до складу карбонатів  $\text{MgCO}_3$ ,  $\text{CaCO}_3$  і карбонатів лужних металів, які містяться в ґрунтах. Від вмісту  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$  в ґрунті залежить його обмінна поглинаюча здатність,  $\text{CaCO}_3$  впливає також на структуру ґрунту. Вапняк  $\text{CaCO}_3$  і доломіт  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$  використовують для нейтралізації (вапнування) сильно кислих ґрунтів.

Аніон  $\text{PO}_4^{3-}$  міститься в ґрунті у зв'язаному і частково рухливому, тобто доступному для рослин, стані. Оскільки фосфор є макроелементом живлення рослин, недостачу його в ґрунті поповнюють фосфорними добривами, які є солями фосфорної кислоти. Фосфорит, апатит містять  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ , суперфосфат -  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , преципітат -  $\text{CaHPO}_4$ . На основі  $\text{H}_3\text{PO}_4$  синтезують фосфорорганічні пестициди.

Аніон  $\text{Cl}^-$  входить до складу поширених мінералів -  $\text{NaCl}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  і ін. Рослини засвоюють  $\text{Cl}^-$  з ґрунтових розчинів. Хлорид-йони

приймають участь у підтриманні фізіологічної наповненості клітин водою (осмотичний тиск).

Аніони  $\text{NO}_3^-$  і  $\text{NO}_2^-$  містять джерело макроелементу нітрогену, який засвоюється із ґрунтового розчину рослинами в симбіозі з мікроорганізмами.

Аніон  $\text{I}$  містить мікроелемент йод, що бере участь в обміні речовин і вважається незамінним.

Неорганічні і органічні кислоти і їх солі широко використовують в медицині і ветеринарії.

На розгляд виноситься вивчення найбільш поширених аніонів. Для виконання повного хімічного аналізу необхідно знати загальні і характерні реакції на аніони, вміти "відкривати" аніони. Потрібно використовувати знання, набуті при вивченні реакцій на катіони, бо для відкриття певного катіону, наприклад  $\text{Ag}^+$ , необхідно діяти певним аніоном  $\text{Cl}^-$ ; а в реакціях "відкриття" аніонів, наприклад  $\text{SO}_4^{2-}$ , використовують дію певного катіона -  $\text{Ba}^{2+}$ .

### ***Аналіз аніонів. Аналітична класифікація аніонів.***

Аналіз аніонів відрізняється від аналізу катіонів. На відміну від катіонів, де використовують систематичний аналіз, аніони "відкривають" дробними (характерними) реакціями, але спочатку встановлюють за допомогою групового реагенту, до якої групи відноситься той чи інший аніон.

Чітко встановленої аналітичної класифікації аніонів не існує. В основу поділу аніонів на групи приймається властивість аніонів утворювати нерозчинні у воді осаді з солями барію і срібла. За такою класифікацією всі аніони поділяють на три групи.

Аніони I групи ( $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ) осаджуються солями барію і срібла. Аніони II групи ( $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ) осаджуються тільки солями срібла в присутності  $\text{HNO}_3$ . На відміну від аніонів II групи, аніони I групи з солями срібла утворюють осаді, які розчинні в  $\text{HNO}_3$ . В  $\text{HNO}_3$  також розчинні осаді, утворені аніонами I групи з солями барію. Ці властивості використовують при поділі аніонів на групи. Тому I групу аніонів осаджують  $\text{BaCl}_2$  в нейтральному або слабколужному середовищі, а аніони II групи осаджують солями срібла в азотнокисному середовищі. III група аніонів ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) не утворює осадів з солями барію та срібла і тому груповий реагент на III групу аніонів відсутній.

*I група аніонів. Загальні реакції. Дія групового реагенту.*

1) *Груповий реагент  $\text{BaCl}_2$  або  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  при дії в нейтральному або слабколужному середовищі виділяє аніони I групи у вигляді білих осадів відповідних барієвих солей. Всі осаді розчинні в соляній і азотній кислотах, крім  $\text{BaSO}_4$ . Осаді  $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{BaCO}_3$  розчинні в оцтовій кислоті.*

*Хід виконання реакцій:* До 2-3 крапель розчину солей додати 2-3 краплі хлориду барію. У всіх пробірках спостерігати випадання білого осаду. Перевірити розчинність кожного із одержаних осадів в  $H_2SO_4$  (або  $HCl$ ). Спостерігати виділення газу при розчиненні  $BaCO_3$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	$BaSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$ $BaCO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Відкриття йонів  $SO_4^{2-}$ .*

1) Дія барій хлоридом  $BaCl_2$ . Характерна реакція відкриття співпадає з реакцією дії групового реагенту (див. вище).

2) Розчинні солі свинцю  $Pb(NO_3)_2$ ,  $Pb(CH_3COO)_2$

*Хід виконання реакцій:*

До 2-3 крапель сульфату натрію (або іншого розчинного сульфату) додають 1-2 краплі  $Pb(NO_3)_2$  або  $Pb(CH_3COO)_2$ . Одержаний осад перевіряти на розчинність в кислоті й лугах. Спостерігати розчинення осаду  $PbSO_4$  у надлишку лугів.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Відкриття йону  $CO_3^{2-}$*

1) Мінеральні кислоти ( $H_2SO_4$ ,  $HCl$ ,  $HNO_3$  і ін.), а також ацетатна кислота  $CH_3COOH$  розкладають карбонати з виділенням  $CO_2$ , наявність якого визначають за баритовою або вапняною водою.

*Умови виконання реакції:*

- $pH < 7$ ;
- $t^\circ \uparrow$ , нагрівання сприяє протіканню реакції;
- обмежене пропускання газу  $CO_2$  через баритову (вапняну) воду;
- відсутність аніонів  $SO_3^{2-}$ ,  $S_2O_3^{2-}$ .

*Хід виконання реакції:*

В пробірку налити 0,5-1,0 мл розчину карбонату і підкислити його розчином 2н. кислоти ( $H_2SO_4$  або  $HCl$ , або  $CH_3COOH$ ). Швидко закрити пробірку корком з газовивідною трубкою, яка занурена в іншу пробірку з розчином баритової –  $Ba(OH)_2$ , або вапняної води  $Ca(OH)_2$  (мал.10). Спостерігати виділення бульбашок газу в одній пробірці і утворення білого осаду ( $BaCO_3$  або  $CaCO_3$ ).

*Перевірка умов виконання реакції:*

- $\text{pH} \geq 7$ . В нейтральному або лужному середовищі розкладання карбонатів не відбувається;
- нагрівання підсилює протікання реакції, але більшість карбонатів розкладаються енергійно і без нагрівання;
- пропускання надлишку газу  $\text{CO}_2$  через осад ( $\text{CaCO}_3$  або  $\text{BaCO}_3$ ) призводить до утворення розчинного гідрокарбонату:  
$$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$$
$$\text{BaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$$
- аніони  $\text{SO}_3^{2-}$   $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  заважають відкриттю  $\text{CO}_3^{2-}$ , бо розкладаються в аналогічних умовах з виділенням газу  $\text{SO}_2$ . Тому, при відкритті  $\text{CO}_3^{2-}$  в присутності аніонів  $\text{SO}_3^{2-}$  і  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ , останні повинні бути попередньо окиснені (наприклад розчином  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  або  $\text{KMnO}_4$ ).

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Відкриття йону  $\text{PO}_4^{3-}$*

1) *Магнезійна суміш ( $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ )* виділяє з розчинів фосфатів білий кристалічний осад  $\text{MgNH}_4\text{HPO}_4 \downarrow$ .

*Умови виконання реакції:*

- $\text{pH} = 8 - 9$ ; відсутність  $\text{SiO}_3^{2-}$ ; незначний надлишок  $\text{NH}_4\text{Cl}$  для запобігання осадження  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

*Хід виконання реакції:*

Помістити в пробірку по 2 – 3 краплі розчинів  $\text{MgCl}_2$  і  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , додати до одержаної суміші 2 – 3 краплі розчину  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  (або  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ , або будь – якого розчинного фосфату). Перемішати суміш в пробірці скляною паличкою і додати розчин  $\text{NH}_4\text{OH}$  (до лужної реакції). Випадає білий кристалічний осад  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ .

*Перевірка умов виконання реакції:*

- $\text{pH} < 7$  (кисле середовище). Осад  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$  розчинний в кислотах, тому в кислому середовищі не утворюється;
- при наявності аніону  $\text{SiO}_3^{2-}$  в присутності солей амонію утворюється осад  $\text{H}_2\text{SiO}_3 \downarrow$ ;
- великий надлишок  $\text{NH}_4\text{Cl}$  заважає осадженню  $\text{MgNH}_4\text{PO}_4$ , утворюються комплексні йони  $[\text{MgCl}_3]^{1-}$ ,  $[\text{MgCl}_2]^{2-}$

<b>РІВНЯННЯ</b>	
-----------------	--

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
-----------------	--

2) Молибденова рідина  $(NH_4)_2MoO_4 + HNO_3$  утворює з іоном  $PO_4^{3-}$  жовтий кристалічний осад фосфоромолибдату амонію  $(NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_7)_6]$ .

*Умови виконання реакції:*

- рН < 7;
- t↑, нагрівання прискорює реакцію;
- відсутність іонів – відновників ( $SO_3^{2-}$ ,  $S^{2-}$ ,  $S_2O_3^{2-}$ ) і HCl, бо вони відновлюють  $MoO_4^{2-}$  до молибденової сині  $MoO_6^{2-}$ ;
- відсутність  $SiO_3^{2-}$ , бо утворюється кремнемолібденова кислота;
- присутність  $NH_4NO_3$  сприяє утворенню осаду.

*Хід виконання реакції:*

До 2 – 3 крапель досліджуваного розчину додати 5 – 8 крапель розчину азотнокислого розчину молибдату амонію (молибденової рідини). Суміш прокип'ятити. У присутності  $PO_4^{3-}$ -аніона випадає жовтий осад.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

*II група аніонів Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup>*

*Загальна характеристика.* Аніони II групи містяться в розчинах відповідних кислот та їх солей.

Всі хлориди розчинні у воді, за виключенням AgCl, Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub>, PbCl<sub>2</sub>, CuCl і основних солей вісмуту і стибію. Розчинність бромідів близька до розчинності хлоридів. Нерозчинними є AgBr, Hg<sub>2</sub>Br<sub>2</sub>, PbBr<sub>2</sub>, CuBr. Йодиди лужних і лужноземельних металів безбарвні, а AgI, CuI – жовтого кольору, PbI<sub>2</sub> – золотистого, HgI<sub>2</sub> – яскраво червоного.

На відміну від аніонів першої групи, Cl<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, I<sup>-</sup> утворюють з іоном Ba<sup>2+</sup> солі, розчинні у воді, і тому друга група аніонів не осаджується при дії BaCl<sub>2</sub>.

*Дія групового реагенту.*

Груповим реагентом на другу групу аніонів є AgNO<sub>3</sub> в присутності азотної кислоти; ці йони осаджуються груповим реагентом. Солі AgCl, AgBr, AgI не розчинні у азотній кислоті, AgCl і AgBr (частково) розчинні у NH<sub>4</sub>OH.

*Хід виконання реакції.*

До 2 – 3 крапель взятих окремо розчинів солей натрію або калію (NaCl, NaBr, NaI) додати по одній краплі AgNO<sub>3</sub>. Випадають осадки. Написати рівняння реакції і свої спостереження.

При відсутності  $\text{AgNO}_3$ , для визначення наявності  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$  можна скористатись розчином  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  або  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , які осаджують галогеніди у вигляді солей Галогеніди свинцю добре розчинні в гарячій воді, при охолодженні гарячих розчинів вони знову випадають в осад.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $\text{Cl}^-$ .*

1) *Нітрат срібла  $\text{AgNO}_3$*  виділяє в осад хлорид-йони у вигляді  $\text{AgCl}$ . Осад легко розчиняється при дії речовин, які здатні зв'язувати  $\text{Ag}^+$  в достатньо міцні комплекси (наприклад,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ,  $\text{KCN}$ ).

*Хід виконання реакції*

В пробірку до 2–3 крапель 2н.  $\text{HCl}$  або розчину  $\text{NaCl}$  додати 1–2 краплі нітрату срібла. До осаду додати розчин аміаку (краще концентрований) до його повного розчинення. Далі до розчину по краплям додати  $\text{HNO}_3$  (4–5 крапель). Пояснити утворення осаду.

При наявності суміші  $\text{AgCl}$  і  $\text{AgBr}$  потрібно скористатися карбонатом амонію  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  (12% розчин), який внаслідок гідролізу містить вільний аміак порівняно невеликої концентрації.

Якщо енергійно збовтати  $\text{AgCl}$  і  $\text{AgBr}$  з цим розчином, то  $\text{AgCl}$  розчиниться внаслідок утворення комплексної сполуки  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ , а  $\text{AgBr}$  не розчиняється.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $\text{Br}^-$*

1) *Хлорна вода* при взаємодії з розчинами бромідів окиснює бромід-йони до вільного броду (розчин забарвлюється в бурий колір). В присутності органічних розчинників (бензол, хлороформ), в яких бром краще розчиняється, ніж у воді, шар органічного розчинника забарвлюється в характерний для броду бурий колір.

При надлишку хлорної води забарвлення змінюється на жовте.

*Хід виконання реакції*



До 3 – 4 крапель розчину NaBr додати по краплям хлорну воду. При цьому розчин буріє. Додати 3 –4 краплі бензолу і збовтати. Зафіксувати колір шару бензолу з бромом.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону I<sup>-</sup>.*

1) *Хлорна вода*, як і для бромід-йона, є важливим реагентом на йодид-йон. При додаванні хлорної води до розчинів йодидів, останні окиснюються до вільного I<sub>2</sub>, який забарвлює органічні розчинники в фіалковий колір, або розчин крохмалю – в синій

При надлишку хлорної води забарвлення зникає внаслідок окиснення I<sub>2</sub> в йодновату кислоту HIO<sub>3</sub>

Хлорною водою можна відкрити одночасно I<sup>-</sup> та Br<sup>-</sup>

Спочатку відкривають I<sup>-</sup> за вище зазначеними реакціями, тому що I<sup>-</sup> більш сильніший відновник, ніж Br<sup>-</sup>. В присутності Br<sup>-</sup> після зникнення фіалкового забарвлення I<sub>2</sub>, з'являється червонувато-бурий колір Br<sub>2</sub>, який змінюється на жовтий колір BrCl.

*Хід виконання реакції*

До 3–4 крапель розчину KI додати по краплям хлорну воду до появи жовтого кольору розчину. Далі додати 3 – 4 краплі бензолу і збовтати. Звернути увагу на колір шару бензолу з йодом.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*III Група аніонів: NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup>, CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>.*

*Загальна характеристика.*

Характерною особливістю аніонів цієї групи є розчинність відповідних солей барію і срібла, внаслідок чого ні AgNO<sub>3</sub>, ні BaCl<sub>2</sub> не осаджують аніони III групи.

Із солей срібла менше інших розчинні AgNO<sub>2</sub> і AgCH<sub>3</sub>COO, які можуть осаджуватися із достатньо концентрованих розчинів. Але при розбавленні водою і нагріванні вони легко розчиняються. Важко розчинні деякі основні солі, наприклад Fe(OH)<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>COO і Al(OH)<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>COO.

Нітрити можуть утворювати комплексні сполуки, наприклад  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ .

Нітрат-йон і нітрит-йон визначають, в основному, за допомогою реакцій окиснення-відновлення.  $\text{HNO}_3$  та її солі в кислому середовищі добрі окисники;  $\text{HNO}_2$  та її солі в кислому середовищі мають властивості і окисника, і відновника.

Груповий реагент для цієї групи відсутній.

*Характерні реакції йону  $\text{NO}_3^-$ .*

1) *Сульфат заліза(II)  $\text{FeSO}_4$*  в присутності концентрованої  $\text{H}_2\text{SO}_4$  відновлює нітрат - йон до оксиду азоту(II)  $\text{NO}$ , який з надлишком  $\text{FeSO}_4$  в місці зіткнення утворює нестійку комплексну сполуку  $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$  – нітрозосульфат заліза(II) темно-коричневого кольору (буре кільце):

Реакцію проводять на холоді, тому що  $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$  при нагріванні розкладається.

*Хід виконання реакції*

До 4-5 крапель  $\text{NaNO}_3$  ( $\text{KNO}_3$ ) додати 4-5 крапель насиченого розчину  $\text{FeSO}_4$ , збовтати. Далі, нахиливши пробірку, обережно по стінці пробірки повільно, по краплям (2-3 краплі) влити концентровану сірчану кислоту, щоб рідини, по можливості, не змішувались. Пробірку ретельно перевести у вертикальний стан. Звернути увагу на “буре” кільце, або просто побуріння розчину.

Броміди, йодиди, хлорати, хромати заважають проведенню реакції.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції йону  $\text{NO}_2^-$ .*

1) *Йодистий калій  $\text{KI}$*  в оцтовокислому середовищі окиснюється нітритами до вільного йоду. Наявність йоду можна визначити в розчині крохмалем, який дає синє забарвлення.

*Хід виконання реакції.* На фільтрувальний папірець внести одну краплю свіжоприготовленого розчину крохмалю, далі - 2 краплі розчину  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і 1 краплю 0,1н. розчину  $\text{KI}$ . На мокру пляму нанести 1-2 краплі розчину  $\text{NaNO}_2$  ( $\text{KNO}_2$ ). Зафіксувати забарвлення плями паперу і пояснити його суть.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Характерні реакції на  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .*

1) *Сірчана кислота  $\text{H}_2\text{SO}_4$  при дії на ацетати витісняє з них вільну  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , яка при нагріванні летить і може бути розпізнана по запаху:*

*Хід виконання реакції.*

До 5-6 крапель ацетату натрію додати 3-4 краплі сірчаної кислоти, збовтати та підігріти. Звернути увагу на запах кислоти, яка виділяється.

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) *Хлорид заліза (III) з розчином ацетату натрію утворює червоно-бурий ацетат заліза (III):*

*Хід виконання реакції.*

До 5-6 крапель ацетату натрію додати 1-2 краплі  $\text{FeCl}_3$ , звернути увагу на колір розчину, далі розбавити розчин водою (добавити 1,5-2мл.  $\text{H}_2\text{O}$ ) і нагріти. Випадає осад бурого кольору

Визначенню  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  заважає наявність  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{I}^-$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### ***Питання для самопідготовки***

1. Які хіміко-аналітичні властивості покладено в основу класифікації аніонів ?
2. Напишіть формули сполук, які утворюють аніони першої аналітичної групи з розчинними солями барію.
3. Які аніони першої аналітичної групи відносяться: а) до окисників; б) до відновників; є одночасно окисником і відновником??
4. Які аніони першої аналітичної групи :  
а) знебарвлюють розчин  $\text{KMnO}_4$ , підкислений сульфатною кислотою;  
б) знебарвлюють розчин йоду ?  
Які окисно-відновні властивості вони виявляють ?
5. Які аніони першої аналітичної групи під дією мінеральних кислот утворюють леткі сполуки ? Як їх виявляють ? Напишіть відповідні рівняння реакцій.
6. Які аніони першої аналітичної групи можна виявити молібденовою рідиною ? Який їх склад ? Напишіть формули утворюваних при цьому сполук.
7. Як виявити карбонат-іон у присутності сульфат-іону ?
8. Як виявити фосфат-іон в суміші аніонів першої групи?
9. Перерахуйте аніони другої аналітичної групи, назвіть груповий реагент та умови його дії.

10. Які аніони другої та третьої аналітичних груп відносяться до: а) аніонів-окислювачів; б) аніонів-відновників ?
11. Які аніони другої та третьої аналітичних груп знебарвлюють розчин йоду? Які властивості характерні для них ? Напишіть відповідні рівняння реакцій.
12. Які аніони другої та третьої аналітичних груп виділяють вільний йод із розчину калію йодиду у кислому середовищі ? Напишіть відповідні рівняння реакцій.
13. Які реакції використовують для визначення хлорид-іонів ? Напишіть їх рівняння.
14. Яким реагентом можна виявити бромід- і йодид- іони при їхній одночасній присутності ? Поясніть чому це можливо ?
15. Перерахуйте аніони третьої аналітичної групи і напишіть характерні реакції їх виявлення.
16. Який із реактивів - а) амонію хлорид, б) гідрат аміака, в) цинку сульфат, можна використати для відокремлення аргентум хлориду від броміду та йодиду срібла ?
17. Які із запропонованих пар аніонів – а)  $\text{Cl}^-$  і  $\text{Br}^-$ ; б)  $\text{I}^-$  і  $\text{NO}_2^-$ , і чому не можуть бути присутніми одночасно у кислому середовищі ? Наведіть рівняння реакцій.
18. Як називаються реакції і реагенти, що дають можливість визначити даний аніон у присутності інших аніонів ? Наведіть приклади.
19. Назвіть групові реагенти у класифікації аніонів за здатністю утворювати малорозчинні сполуки і здатністю виявляти окисно-відновні властивості.
20. Напишіть рівняння реакції виявлення ацетат-іону.
21. Як виявити нітрат-іон у присутності нітрит-іону і навпаки ?

## **Тема лабораторної роботи 13.4**

### **Якісний аналіз невідомої речовини (оксиду, гідроксиду, солі) на склад за катіоном та аніоном.**

**Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.**

*Що треба знати:*

- 1) техніку виконання аналітичних реакцій відкриття катіонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}^+$
- 2) техніку виконання аналітичних реакцій відкриття аніонів  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ;
- 3) техніку виконання аналізу суміші катіонів (див. Додаток 11);
- 4) техніку виконання аналізу суміші аніонів (див. Додаток 12);

*Що треба вміти:*

- 1) вірно виконувати за прописом аналітичні операції аналізу невідомої речовини для встановлення її складу за катіоном і аніоном (див. Додаток 13)

#### **Аналіз невідомої речовини**

В даному випадку пропонується найпростіший варіант аналізу невідомої речовини - солі, розчинної у воді, що складається з одного катіону і одного аніону. Пошук катіона і аніона ведуть до першої позитивної реакції.

Немає потреби використовувати систематичний хід аналізу для розділення та визначення катіонів та аніонів, оскільки в задачі є один катіон і один аніон. Слід тільки дотримуватись певної послідовності у порядку виконання якісних реакцій відкриття катіонів і аніонів, яка подається нижче.

Якісний аналіз невідомої речовини складається з ряду операцій:

- а) попередні дослідження;
- б) відкриття катіонів;
- в) відкриття аніонів.

#### **1. Попередні дослідження**

Зверніть увагу на колір, форму і розмір частинок. При наявності в зразку синіх кристалів можливо передбачити присутність солей міді, зелених - солей  $\text{Ni}^{2+}$ , рожевих - присутність  $\text{Mn}^{2+}$  чи  $\text{Co}^{2+}$ . А якщо невідома речовина - розчин, то зверніть увагу на забарвлення розчину.

#### **Розчинення невідомої речовини**

Проби на розчинність речовини починають з обробки незначної кількості її крупинок дистильованою водою спочатку на холоді, а якщо потрібно, то і при нагріванні. Якщо речовина не розчиняється у воді (або розчиняється погано), досліджують її розчинність на холоді і при нагріванні спочатку в оцтовій

кислоті, а потім при необхідності в розведеній і концентрованій соляній кислоті, в розведеній і концентрованій нітратній кислоті і, на кінець, в “царській водці”.

У навчальному процесі більшість речовин, що пропонуються для аналізу, легко розчиняються у воді або в розведеній соляній кислоті.

У даному випадку невідома речовина розчинна у воді або являє собою розчин і до того ж перелік можливих катіонів обмежено I – III групами.

Приготування розчину задачі та його характеристика:

- а) якщо отриманий зразок - тверда речовина, то 0,15 - 0,2 г речовини розчиняють в 6-8 мл дистильованої води (при необхідності розчин нагрівають на водяній бані);
- б) якщо отриманий зразок - розчин, то його треба розбавити: до 1 мл розчину додають 3-4 мл дистильованої води.
- в) Визначають рН отриманого розчину. Кисла реакція розчину вказує, що зразок може бути сіллю слабкої основи і сильної кислоти ( $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ). Лужна реакція розчину - сіль слабкої кислоти і сильної основи ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ). Нейтральна реакція розчину вказує, що речовина є сіллю сильної кислоти і сильної основи або слабкої кислоти і слабкої основи ( $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ).

Після визначення реакції середовища приступають до відкриття катіонів і аніонів. Аналіз проводять до першої позитивної реакції.

## 2. Відкриття катіонів

### 2.1 Проба на присутність катіонів III та II груп.

До окремої порції розчину додати груповий реактив  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ . Якщо утворився осад, то катіон може належати до III чи II групи. Тоді, до одержаного осаду додати декілька крапель конц.  $\text{NH}_4\text{OH}$  (або надлишок 10%  $\text{NH}_4\text{OH}$ ). Якщо при цьому: а) осад розчинився, то катіон належить до III групи; б) якщо осад не розчинився - то до II групи.

### 2.2 Відкриття катіонів III та II груп.

а) Осад розчинився - катіон III групи: в окремих порціях розчину проводять реакції відкриття:

- визначення  $\text{Cu}^{2+}$  - з  $\text{NH}_4\text{OH}$  у надлишку;
- визначення  $\text{Zn}^{2+}$  - з  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

б) Якщо осад не розчинився - II група катіонів:

- визначення  $\text{Fe}^{2+}$  - з  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  ;
- визначення  $\text{Fe}^{3+}$  - з  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  або  $\text{KSCN}$  ;
- визначення  $\text{Mn}^{2+}$  - з  $\text{NaBiO}_3 + \text{HNO}_3$  розв.;
- визначення  $\text{Al}^{3+}$  - з  $\text{NaOH}$  та крист.  $\text{NH}_4\text{Cl}$  при нагріванні;

- визначення  $\text{Ba}^{2+}$  - з  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ;
- визначення  $\text{Ca}^{2+}$  - з  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ ;
- визначення  $\text{Mg}^{2+}$  - з  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  в присутності  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$ .

### 2.3 Відкриття катіонів I групи

Дотримуватись послідовності і умов проведення реакції :

- визначення  $\text{NH}_4^+$  - з  $\text{NaOH}$  при нагріванні;
- визначення  $\text{K}^+$  - з  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  чи  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ ;
- визначення  $\text{Na}^+$  - з  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ .

### 3. Відкриття аніонів

Після визначення катіона, враховуючи те, що невідома речовина, розчинна у воді, роблять висновок про можливість присутності в розчині задачі ряду аніонів (див. таблицю розчинності солей).

#### 3.1 Відкриття аніонів I групи

До окремої порції вихідного розчину додати груповий реактив  $\text{BaCl}_2$ . Якщо утворився осад, то аніон відноситься до I групи.

Визначення  $\text{SO}_4^{2-}$  - на осад діють 2н.  $\text{HCl}$ , якщо осад не розчинився, йон  $\text{SO}_4^{2-}$  - присутній.

Перевірка - розчин +  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

Визначення  $\text{SO}_3^{2-}$  - до частини осаду, одержаного при дії  $\text{BaCl}_2$ , додати 2н.  $\text{HCl}$  і швидко закрити корком з газовивідною трубкою, на кінці якої надіта пробірка з підкисленим розчином  $\text{KMnO}_4$ . Розчин  $\text{KMnO}_4$  знебарвився - є  $\text{SO}_3^{2-}$ .

Визначення  $\text{CO}_3^{2-}$  - при дії 2н.  $\text{HCl}$  осад розчинився з виділенням бульбашок газу.  $\text{CO}_3^{2-}$  - присутній.

Перевірка - виконується аналогічно до проби на  $\text{SO}_3^{2-}$ , тільки в пробірку замість  $\text{KMnO}_4$  наливають розчин  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Помутніння розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  вказує на присутність  $\text{CO}_3^{2-}$ .

Визначення  $\text{PO}_4^{3-}$  - при дії 2н.  $\text{HCl}$  осад розчинився без виділення газу. Можна передбачити, що це  $\text{PO}_4^{3-}$ . Тоді, в окремій порції вихідного розчину виконати реакцію відкриття  $\text{PO}_4^{3-}$  з молібденовою рідиною при нагріванні.

Якщо при дії  $\text{BaCl}_2$  осад не випав - I група аніонів відсутня, пошук продовжують у II групі аніонів.

#### 3.2 Відкриття аніонів II групи.

До окремої порції вихідного розчину додати груповий реактив  $\text{AgNO}_3$  в присутності 2н.  $\text{HNO}_3$ . Якщо утворився білий (жовтувато-білий) осад, то в розчині присутній аніон II групи.

Визначення  $\text{Cl}^-$  - якщо осад після дії групового реактиву розчиняється в  $\text{NH}_4\text{OH}$ , а при додаванні 2н.  $\text{HNO}_3$  - мутніє, є  $\text{Cl}^-$  йон.

Визначення  $\text{Br}^-$  та  $\text{I}^-$  - до розчину задачі додати хлорну воду і бензол. Якщо шар бензолу забарвився в жовтий колір - є  $\text{Br}^-$  якщо в фіалковий - є  $\text{I}^-$ .

Якщо при дії групового реактиву осад не випав (II група аніонів відсутня), пошук продовжують у III групі аніонів.

### 3.3 Відкриття аніонів III групи

В окремих порціях вихідного розчину проробити реакції відкриття:

Визначення  $\text{NO}_3^-$  - з насиченим  $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$  конц.

Визначення  $\text{NO}_2^-$  - з  $\text{KI} + \text{CH}_3\text{COOH} +$  крохмаль.

4. На основі одержаних результатів складають звіт по ходу аналізу невідомої речовини і приводять можливу формулу солі.

#### ЗВІТ АНАЛІЗУ НЕВІДОМОЇ РЕЧОВИНИ №1

Попередні дослідження: описати колір, форму і розмір частинок, розчинність речовини у воді або кислоті

Відкриття катіону: описати словами і рівняннями реакцій хід відкриття катіону у відповідності із вищенаведеною методикою

Відкриття аніону: описати словами і рівняннями реакцій хід відкриття аніону у відповідності із вищенаведеною методикою

Висновок про формулу речовини:

#### ЗВІТ АНАЛІЗУ НЕВІДОМОЇ РЕЧОВИНИ №2

Попередні дослідження:

Відкриття катіону:

Відкриття аніону:

Висновок про формулу речовини:



## ***Тема лабораторної роботи 14.***

### **Техніка роботи у кількісному аналізі.Об'ємний аналіз на прикладі методу нейтралізації.**

***Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.***

*Що треба знати:*

- 1) особливості кількісних вимірювань та завдання кількісного хімічного аналізу;
- 2) суть титриметрії і теоретичне підґрунтя методу нейтралізації.

*Що треба вміти:*

- 1) виконувати розрахунки для приготування робочих і титрованих розчинів для методу нейтралізації;
- 2) виконувати експериментальні задачі методом нейтралізації.

### ***Теоретичні та експериментальні основи кількісного хімічного аналізу***

*Основні поняття кількісного хімічного аналізу.*

*Кількісний аналіз* – це сукупність методів та способів, за допомогою яких визначають відносну кількість елементів, йонів чи хімічних сполук у досліджуваній речовині.

*Основними завданнями* кількісного хімічного аналізу можна вважати:

- приготування реагентів точної концентрації;
- встановлення точної концентрації робочих розчинів;
- дотримання умов виконання певних аналітичних операцій, таких як процес осадження, титрування тощо;
- виконання кількісних аналітичних процедур контролю кількості реагентів, таких як зважування, вимірювання об'єму тощо;
- математичний розрахунок співвідношень між кількістю витратних реагентів аналізу та вмістом окремих інгредієнтів у досліджуваній речовині;
- математичний розрахунок співвідношень між інгредієнтами досліджуваної речовини та встановлення її хімічної формули;
- оцінка точності вимірювань.

*Класифікацію* хімічних методів кількісного аналізу часто здійснюють за типами реакцій, які покладені в основу окремих методів визначень.

Внаслідок того, що основою будь-якого кількісного дослідження є процес вимірювання, в хімічних методах кількісного аналізу вимірюють *масу* або *об'єм* компонентів реакції.

Відповідно до цього розрізняють два основних методи кількісного хімічного аналізу:

- ✓ ваговий або гравіметричний;
- ✓ об'ємний або титриметричний.

*Ваговим методом* називається такий метод кількісного аналізу, у якому точно вимірюють лише масу речовин.

*Об'ємний метод* об'єднує різні види аналізів, що базуються на точному вимірюванні маси речовин та об'ємів розчинів реагентів, що приймають участь в хімічній реакції.

*У кількісному хімічному аналізі використовуються такі типи реакцій:*

- реакції осадження малорозчинних солей або гідратів оксидів металів (використовують у методах гравіметрії та осаджувального титрування);
- реакція нейтралізації (використовується в методі кислотно-основного титрування);
- реакції окиснення-відновлення (використовуються у методах редоксметрії);
- реакції комплексоутворення (використовуються у методі комплексонометрії).

### ***Титриметричний аналіз.***

*Загальні положення.*

Титриметричний аналіз базується на точному вимірюванні кількості реактиву, використаного на реакцію з речовиною, яка визначається. Донедавна цей вид аналізу звичайно називали об'ємним у зв'язку з тим, що найбільш розповсюдженим в практиці способом вимірювання кількості реактиву було вимірювання об'єму розчину, витраченого на реакцію. Однак в останній час скрізь розповсюджується назва “титриметричний аналіз”, бо поряд з вимірюванням об'ємів широко використовуються інші методи (зважування, електрохімічне перетворення тощо). Походження слова титриметричний – від терміну “титр” (від франц. Titre - титул, кількість, заголовок; від лат. Titulus – напис). В аналітичній хімії також часто використовується титр як спосіб вираження концентрації розчину.

*Титровані розчини.*

*Титрований або стандартний розчин* – розчин, концентрація якого відома з високим ступенем точності. Розрізняють розчини з приготованим та встановленим титром. *Розчини з приготованим титром* (первинні стандарти) одержують шляхом розчинення точної наважки хімічної сполуки у фіксованому об'ємі води, який визначається об'ємом мірної колби. Знаючи масу розчиненої речовини та об'єм одержаного розчину, можна розрахувати точну концентрацію приготованого розчину – титр, нормальність чи молярність. Для ряду випадків (у тому разі, якщо хімічні сполуки відповідають вимогам до вихідних речовин) розчини такого типу можуть бути приготовані з так званих *фіксаналів*

– промисловим способом одержаних точних наважок у запаяних ампулах, вміст яких потрібно кількісно, дотримуючись певних вимог (рис. 29), перенести в мірну колбу відомого об'єму.

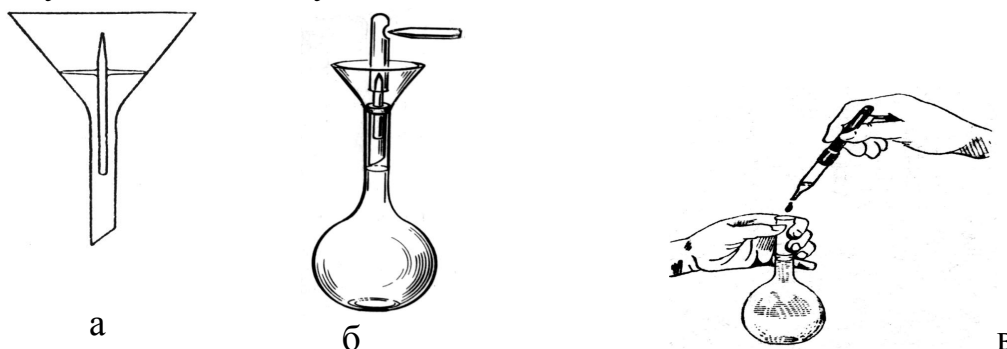


Рис. 29. Пристосування для приготування титрованого розчину із фіксаналу: а – воронка із скляним пробійником; б – розбивання ампул з реактивом; в – остаточне доведення рідини в мірній колбі до мітки.

*Розчини з встановленим титром* (вторинні стандарти) спочатку готують з приблизною концентрацією, а потім уточнюють її шляхом титрування титрованим розчином з приготованим титром.

В основі більшості методів титриметричного аналізу є використання *вихідних (початкових) речовин*, з яких готують розчини з приготованим титром. Такі речовини повинні чітко відповідати наступним вимогам:

- речовина повинна бути хімічно чистою та не містити сторонніх домішок (не більш 0,05-0,1% мас.);
- склад речовини повинен чітко відповідати хімічній формулі;
- речовина повинна бути стійкою при зберіганні у твердому вигляді та в розчині;
- бажана якомога більша величина молярної маси речовини, що дозволить з більшою точністю встановити нормальність розчину за рахунок зменшення відносної похибки зважування наважки.

*Титруванням* називають процес додавання титрованого розчину до того розчину, який аналізують, для визначення точно еквівалентної кількості останнього.

Розчин, який додають при титруванні, часто називають *робочим розчином* або *титрантом*. Наприклад, якщо кислота титрується лугом, розчин луку називають титрантом.

Момент титрування, коли кількість доданого титранту хімічно еквівалентна кількості речовини, яку титрують, називають *точкою еквівалентності*.

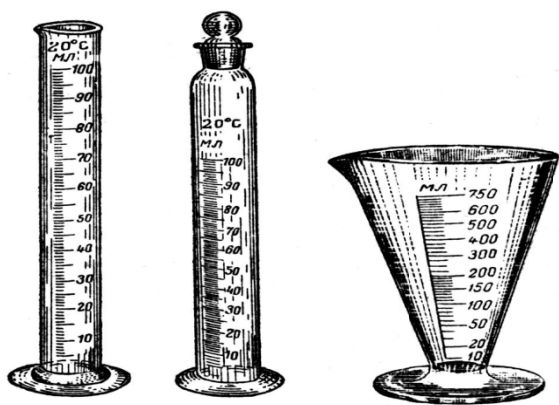
В титриметричному аналізі може бути використана не будь-яка хімічна реакція, а лише така, що відповідає наступним вимогам:

- реакція повинна протікати кількісно, тобто константа рівноваги реакції повинна бути досить великою;
- реакція повинна протікати з великою швидкістю;
- реакція не повинна ускладнюватися протіканням побічних процесів;
- повинен існувати спосіб фіксації кінця протікання реакції;
- зміна зовнішніх умов, при яких виконується реакція, не повинна суттєво впливати на її хід та властивості кінцевих продуктів.

*Вимірювання об'ємів.*

Одиницею виміру об'єму в метричній системі є літр (л). Літр – це об'єм, який займає маса води в 1 кг при температурі найбільшої її густини 3,98 °С. Тисячна частина літру - мілілітр (мл). Маса води в одному мілілітрі рівна 1,0000 г. На практиці вважають 1 мл рівним 1 см<sup>3</sup>.

Для точного вимірювання об'єму в мілілітрах застосовуються циліндри (рис.30), бюретки (рис.31), піпетки (рис. 33), мірні колби (рис. 32) тощо.



а б в

Рис. 30. Мірні циліндри (а, б) та мензурка (в) : а - звичайний; б – з притертою пробкою.

Бюретка (рис.31 а-в) являє собою градуйовану на цілі та десяті частини мілілітра скляну трубку, що перекривається внизу скляним краном (рис. 31 а) або іншим пристосуванням, наприклад, гумовим перехідником із пружинним металевим затискачем (затискачем Мора).

рівні *Правила користування бюреткою:*

- 1) Працювати тільки з абсолютно чистою бюреткою;
- 2) Бюретку кріпити в штативі чітко вертикально, підганяючи її по висоті так, щоб її наконечник на 1/2 був занурений в колбу для титрування;
- 3) Перед кожним титруванням обов'язково заповнювати бюретку розчином титранту до нульової помітки;
- 4) При встановленні рівня рідини меніска. Поліпшує якість вимірювання використання чорного екрану, на фоні якого краще видно положення меніску прозорого розчину. Для забарвлених реактивів встановлення рівня рідини в бюретці проводиться по верхньому меніску;

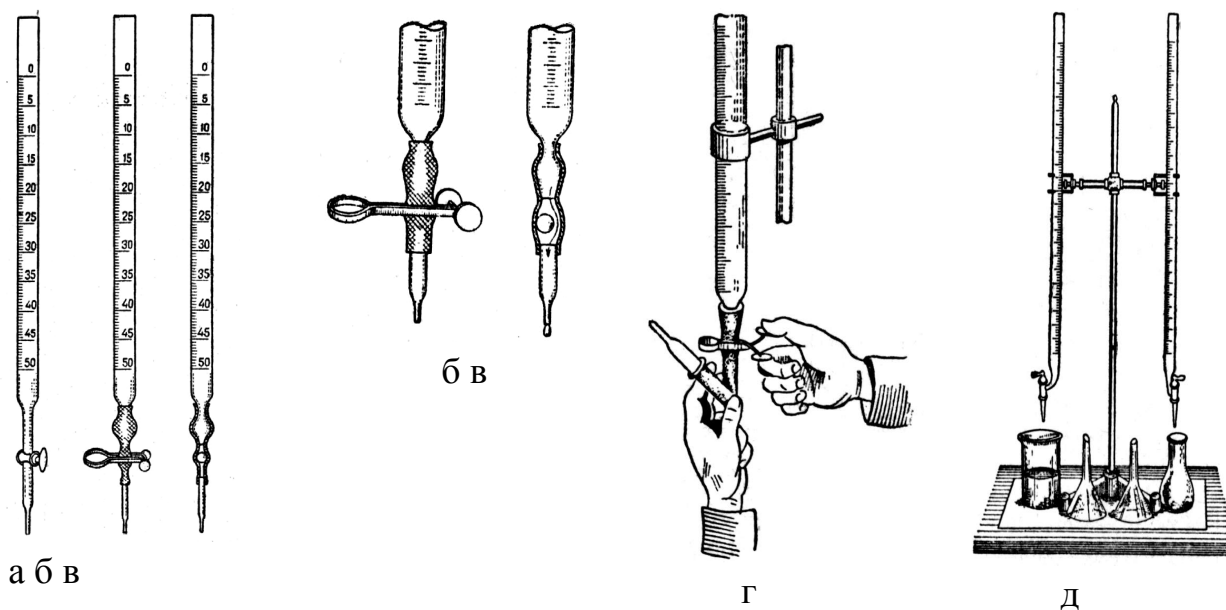


Рис. 31. Бюретки об'ємні для титрування: а – з прямим скляним краном; б – з пружинним металевим затискачем; в – із затискачем у вигляді скляної кульки; г - видалення повітря із кінчика бюретки; д – набір посуду для титрування.

- 5) Перед початком роботи необхідно видалити із наконечника бюретки пухирці повітря (перед тим, як встановлювати нульовий рівень рідини) (рис. 31 г);
- 6) Рідину із бюретки виливати повільно, невеликими порціями, не дозволяючи витікання струменем.

*Мірні колби* (рис. 32) являють собою плоскодонні колби з довгою вузькою шийкою, на яку нанесена кільцева помітка, що відповідає об'єму, вказаному на клеймі колби при температурі 20 °С. Зміна температури на 3-4 °С в той чи інший бік мало впливає на зміну об'єму колби, тому при звичайних визначеннях цією помилкою можна знехтувати. Використовуються мірні колби для приготування титрованих розчинів.

*Правила приготування титрованого розчину з використанням мірної колби.*

- 1) Працювати тільки з абсолютно чистою мірною колбою;
- 2) Наважку вихідної речовини перенести з годинникового скла в колбу через суху лійку з широкою шийкою, після чого скло і лійку старанно промити дистильованою водою;
- 3) Налити у колбу дистильовану воду кімнатної температури приблизно до її половини і перемішати розчин до повного розчинення речовини. Необхідно зауважити, що при цьому розчин може охолоджуватися (при розчиненні, наприклад,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) або нагріватися (при розчиненні, наприклад,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). В

цьому разі необхідно зачекати, поки температура розчину зрівняється з кімнатною;

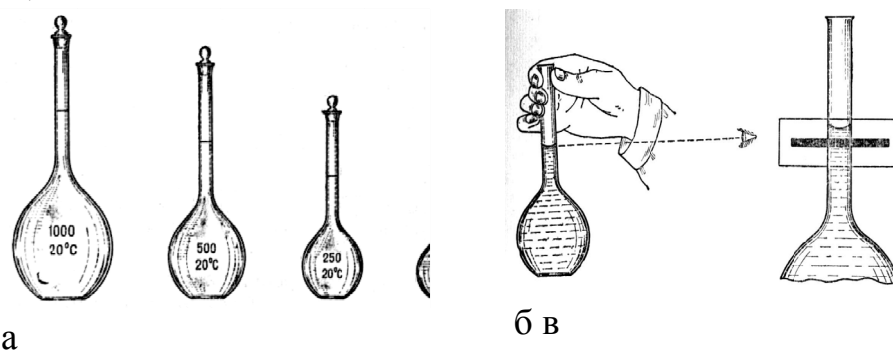


Рис. 32. Мірні колби різного об'єму (а) та встановлення меніску рідини в колбі на рівні ока (б) і спостереження за ним на фоні чорного екрану (в)

- 4) Після цього в колбу долити воду майже до риски. Останні краплі води додавати дуже обережно, поки нижній меніск рідини в колбі торкнеться кільцевої помітки на її шийці. Для цього зручно користуватися піпеткою або крапельницею (див. рис. 32 в). При цьому потрібно тримати мірну колбу за шийку вище кільцевої помітки, щоб запобігти нагріванню розчину;
- 5) При спостереженні рівня меніска око спостерігача повинно бути в одній горизонтальній площині з рискою колби (рис. 32 б). Зручніше спостерігати за рівнем меніску у мірній колбі на фоні чорного екрану (рис. 32 в). На шийці колби вище від риски не повинні затримуватись окремі краплі води;
- 6) Довівши об'єм розчину до риски, колбу закрити пришліфованою пробкою і старанно перемішати розчин збовтуванням.

*Піпетка* (рис. 33 а) призначена для відбору певного об'єму розчину (аліквотної дози). Піпетка являє собою вузьку скляну трубку з розширенням посередині, кільцевою поміткою на верхній частині та подовженою нижньою частиною. Набрана до кільцевої помітки рідина займає об'єм, вказаний на піпетці.

*Правила користування піпеткою:*

- 1) Працювати лише з абсолютно чистою піпеткою;
- 2) При втягуванні ротом повітря із піпетки нижня частина її повинна бути весь час занурена у рідину для попередження попадання розчину реактиву у рот;
- 3) Втягнувши рідину в піпетку вище кільцевої помітки, швидко вийняти трубку піпетки з роту та закрити отвір вказівним пальцем (злегка вологим, а не зовсім сухим чи мокрим);
- 4) Тримавши закриту пальцем піпетку так, щоб мітка знаходилася на рівні очей, довести меніск рідини до мітки шляхом послаблення натискання вказівного пальця на отвір піпетки (рис. 33 б);

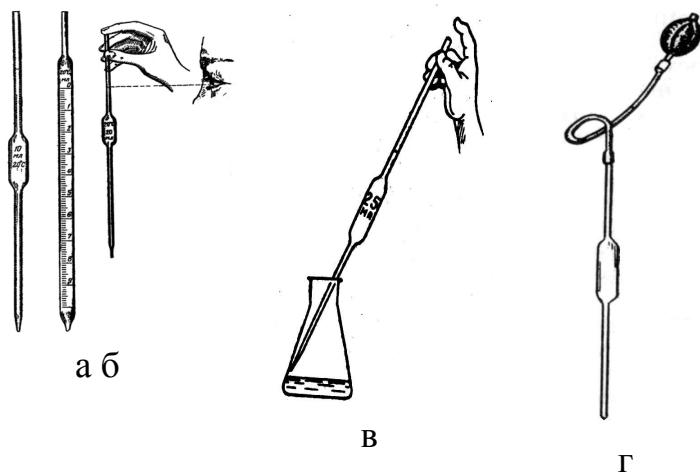


Рис. 33. Мірні піпетки (а): б - положення піпетки для встановлення меніска рідини на рівні риски; в – виливання рідини із піпетки; г – піпетка з гумовою грушею для набирання хімічних реагентів.

- 5) При виливанні розчину із піпетки палець повністю від отвору не забирати, щоб рідина витікала повільно, інакше значна частина її залишиться на стінках піпетки (рис. 33 в);
- 6) Коли вся рідина витече, забрати палець та зняти з наконечника піпетки краплю торканням до стінки колби. Піпетки градуйовано на витікання, тому ні в якому разі не можна видмухувати чи іншим шляхом “витискати” із кінчика піпетки краплю розчину, яка утримується капілярними силами поверхневого натягу;
- 7) Розчини летких чи шкідливих речовин втягувати в піпетку не ротом, а з допомогою гумової груші (рис. 33 г) чи спеціального пристрою – піпетки-дозатора.

### ***Метод кислотно-основного титрування (метод нейтралізації).***

#### *Робочі розчини методу нейтралізації.*

Робочими розчинами методу нейтралізації є розчини кислот і основ. Найчастіше це соляна, сірчана, азотна кислоти та розчини лугів – їдкий натр, їдке калі. Найбільш точним методом приготування титрованих робочих розчинів є розчинення точної наважки відповідної хімічно чистої речовини в певному об'ємі розчину. Але у випадку вказаних кислот і лугів це практично неможливо, бо вони не відповідають вимогам до вихідних речовин і вихідних розчинів та їх точна вихідна концентрація невідома. Наприклад, із концентрованої соляної кислоти в процесі зберігання випаровується хлороводень у вигляді газу, концентрована сірчана кислота вбирає вологу із повітря і, таким чином, концентрація їх змінюється. Луги дуже важко синтезувати в чистому вигляді, при їх одержанні завжди утворюється певна домішка карбонатів за рахунок поглинання вуглекислого газу із повітря. Тому в методі нейтралізації робочі розчини готують приблизної концентрації, а потім

встановлюють їх точну концентрацію за допомогою вихідних розчинів із приготованим титром (первинних стандартів).

Найчастіше у якості *первинного стандарту* для встановлення точної концентрації кислоти використовують *буру*  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  чи *безводну сіль*  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$  (остання гірше розчинна у воді – 11,1 г/100 г води при 0 °С проти 25,2 для гідрату). Для встановлення точної концентрації лугів використовують *щавлеву кислоту*  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

*Приготування титрованого розчину бури (первинного стандарту)*. При розчиненні у воді бура гідролізує:  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7 \text{H}_2\text{O} \Leftrightarrow 2 \text{NaOH} + 4 \text{H}_3\text{BO}_3$ .

Оскільки утворена при гідролізі ортоборна кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$  є дуже слабкою ( $\text{pK}_1=9,22$ ), а  $\text{NaOH}$  – сильна основа, розчин бури має сильнолужну реакцію і може бути досить точно відтитрований кислотами в присутності індикатора метилового оранжевого. Сумарне рівняння реакції має вигляд:



*Розрахунок наважки бури*. Вихідні дані: приготувати 0,1 н. розчин бури, використавши мірну колбу об'ємом 100 мл.

$N = 0,1$ г-екв/л;	$m_{\text{бури}} = N \cdot V \cdot E$ , де
$V = 100$ мл = 0,1 л	$E$ – еквівалентна маса бури, г/г-екв.
$m_{\text{бури}} - ?$	$E_{\text{бури}} = \frac{M_{\text{бури}}}{2} = \frac{381,42 \text{ г/моль}}{2} = 190,71 \text{ г/г-екв.}$
	3) $m_{\text{бури}} = 0,1 \text{ г-екв/л} \cdot 0,1 \text{ л} \cdot 190,71 \text{ г/г-екв} = 1,9071 \text{ г.}$

Для приготування титрованого розчину бури потрібна точна наважка. Вона не обов'язково повинна чітко дорівнювати розрахованому вище значенню. Проте, вважаючи на невелику розчинність бури у воді, краще, щоб наважка знаходилася в межах від 1,7 до 2,1 г. За точним значенням наважки розраховують значення нормальної концентрації приготованого розчину бури. Схема зважування бури та форма складання протоколу – в табл.11.

Порядок приготування розчину:

- взятую наважку бури кількісно перенести у мірну колбу через суху воронку;
- не виймаючи воронки, струменем дистильованої води з промивалки змити з годинникового скельця всі крупинки солі;
- добре промити гарячою дистильованою водою воронку та довести рівень води у мірній колбі гарячою дистильованою водою приблизно до 2/3 її об'єму;
- перемішуючи вміст колби коловими рухами, добитися повного розчинення бури. При можливості залишити колбу на деякий час до повного розчинення солі;



- після охолодження розчину до кімнатної температури довести рівень рідини в колбі до кільцевої помітки по нижньому меніску, як описано вище (див. рис. 32 б,в);
- колбу закрити притертою пробкою;
- перед використанням розчин бури ретельно перемішати;

Таблиця 11. Приготування титрованого розчину бури

№	Аналітична операція	Умовне позначення	Одиниця виміру	Результати вимірювань чи розрахунку
1.	Маса годинникового скельця на аналітичних вагах	$m_2$	г	
2.	Маса годинникового скельця з бурою на аналітичних вагах	$m_4$	г	
3.	Наважка бури	$m_5 = m_4 - m_2$	г	
4.	Об'єм мірної колби	$V$	мл	
5.	Титр розчину бури	$T = \frac{m_5}{V}$	г/мл	
6.	Нормальна концентрація розчину бури	$N = \frac{T \cdot 1000}{E}$	г-екв/л	

*Приготування робочого розчину соляної кислоти.*

Вихідні дані: приготувати 0,5 л приблизно 0,1 н. розчину HCl, використавши концентровану соляну кислоту (приблизно 36%-ну).

$$N \approx 0,1 \text{ г-екв/л};$$

$$V = 0,5 \text{ л}$$

$$P_{\text{вихідної конц. HCl}} = 36\%$$

$$V_{\text{вихідної конц. HCl}} = ?$$

$$1) m_{\text{HCl}} = N \cdot V \cdot E, \text{ де}$$

$E$  – еквівалентна маса HCl, г/г-екв.

$$E_{\text{HCl}} = \frac{M_{\text{HCl}}}{1} = 36,5 \text{ г/г-екв.}$$

$$3) m_{\text{HCl}} = 0,1 \text{ г-екв/л} \cdot 0,5 \text{ л} \cdot 36,5 \text{ г/г-екв} = 1,82 \text{ г.}$$

Перерахунок на 36%-ну кислоту – за пропорцією (можна – за “правилом хреста”):

В 100 г вихідної концентрованої HCl міститься 36 г HCl;

В  $x$  г \_\_\_\_\_ 1,82 г .

$$x = \frac{100 \cdot 1,82}{36} = 5,06$$

Розрахунок об'єму вихідного концентрованого розчину HCl: знаходимо, що густина 36%-ного розчину HCl рівна  $\rho = 1,179$  г/мл.

$$\text{Тоді: } V_{\text{вихідної конц. HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{\rho} = \frac{5,06}{1,179} = 4,29 \text{ мл.}$$

Порядок приготування розчину:

- мірним циліндром чи конічною пробіркою з поділками відміряти 4,5 – 5,0 мл концентрованої соляної кислоти (під тягою!);
- перенести її в склянку на 0,5 л;
- сполоснути циліндр дистильованою водою і вилити промивну воду у склянку;
- розбавити кислоту в склянці приблизно до 0,5 л дистильованою водою;
- склянку закрити пробкою, ретельно перемішати реактив;
- підписати прізвище студента та назву реактиву.

*Приготування робочого розчину лугу.*

Вихідні дані: приготувати 0,5 л приблизно 0,1 н. розчину NaOH.

$$N \approx 0,1 \text{ г-екв/л};$$

$$V = 0,5 \text{ л}$$

---


$$M_{\text{NaOH}} - ?$$

$$1) m_{\text{NaOH}} = N \cdot V \cdot E, \text{ де}$$

E – еквівалентна маса NaOH, г/г-екв.

$$E_{\text{NaOH}} = \frac{M_{\text{NaOH}}}{1} = 40,0 \text{ г/Г-екв.}$$

$$3) m_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ г-екв/л} \cdot 0,5 \text{ л} \cdot 40,0 \text{ г/Г-екв} = 2,00 \text{ г.}$$

Порядок приготування розчину:

- зважити на технохімічних вагах приблизно 2 г лугу. **УВАГА! НЕ БРАТИ ЛУГ РУКАМИ, ОСТЕРІГАТИСЯ ПОПАДАННЯ НА ШКІРУ ТА В ОЧІ!;**
- наважку лугу перенести у склянку через суху воронку;
- не виймаючи воронки, струменем дистильованої води з промивалки змити з годинникового скельця всі крупинки лугу;
- розчинити луг в склянці та довести загальний об'єм розчину приблизно до 0,5 л дистильованою водою;
- склянку закрити пробкою, ретельно перемішати реактив;
- підписати прізвище студента та назву реактиву.

*Встановлення нормальності робочого розчину HCl за розчином бури.*

*Посуд та пристосування:*

- 2-3 конічні колби для титрування на 250 – 300 мл;
- бюретка на 25 чи 50 мл, закріплена на штативі;
- піпетка на 20 чи 25 мл;
- воронка невеликого діаметру (35 – 50 мм), скляна чи пластмасова;
- промивалка з дистильованою водою.

*Реактиви:*

- титрований розчин бури;
- розчин соляної кислоти приблизної концентрації;
- індикатор метиловий оранжевий.

*Порядок роботи:*

- весь лабораторний посуд перед початком роботи ретельно промити водогінною водою, потім дистильованою водою;
- бюретку промити невеликою кількістю розчину соляної кислоти;
- піпетку промити невеликою кількістю розчину бури;
- користуючись воронкою, заповнити бюретку розчином соляної кислоти і добитися відсутності пухирців повітря в кінчику бюретки (див. рис. 28 г);
- зняти воронку і вивести рівень рідини в бюретці до нульової помітки (по нижньому меніску);
- в чисту, промиту дистильованою водою конічну колбу відміряти піпеткою аліквотну частину розчину бури;
- до розчину бури в колбі додати 1-2 краплі індикатору метилового оранжевого; розчин при цьому забарвиться в жовтий колір;
- поставити колбу з розчином бури під бюретку (на так званий титрувальний столик), підклавши під неї листок білого паперу – для того, щоб краще спостерігати зміну забарвлення розчину;
- повільно дозувати в колбу розчин соляної кислоти, весь час перемішуючи рідину в колбі плавними коловими рухами;
- потрібно вловити момент, коли від однієї краплі соляної кислоти жовтий колір розчину в колбі зміниться на блідорожевий;
- відмітити об'єм титранту – розчину соляної кислоти, який пішов на титрування – по нижньому меніску;
- повторити титрування нової порції розчину бури, як описано вище.

**ЗАПАМ'ЯТАТИ**, що будь-які титриметричні аналізи потрібно проводити мінімум тричі (це називають *паралельними визначеннями*). При цьому для розрахунків використовують дані про об'єм титранту, витраченого на титрування, якщо вони відрізняються не більше ніж на 0,1 мл (це зумовлено точністю відліку об'єму рідини в бюретці при ціні поділки 0,1 мл). Наприклад, якщо при трьох паралельних титруваннях одержано результати: 15,8; 15,4; 15,3 мл соляної кислоти, то перший результат відкидається як такий, що розходиться з даними інших визначень більш, ніж на 0,1 мл. Якщо ж і три результати мають розходження більш ніж на 0,1 мл, то потрібно проводити четверте і т.д., поки не вдається добитися збіжності.

Результати роботи оформити у вигляді табл. 12.

Таблиця 12. Встановлення нормальності робочого розчину соляної кислоти

№ титрування	Об'єм розчину бури, мл*	Нормальність розчину бури, г-екв/л**	Об'єм HCl, витрачений на титрування, мл	Нормальність розчину HCl, г-екв/л
1				
2				
3				

\*/ рівний об'єму піпетки для відбору аліквоти бури; \*\*/ визначена в табл.11, п. 6.

Для розрахунку нормальності розчину HCl взяти середній об'єм її з двох паралельних титрувань, що відрізняються не більше ніж на 0,1 мл. Розрахунок

провести за формулою: 
$$N_{HCl} = \frac{V_{бури} \cdot N_{бури}}{V_{HCl}}$$

Значення  $N_{HCl}$  потрібно вирахувати з точністю до четвертого знаку після коми, тобто, наприклад, подати у такому вигляді (в останній колонці табл. 12): 0,0934. Результат повинен бути один (розраховувати не для кожного значення об'єму кислоти, що пішов на титрування, а для середнього значення).

Результат розрахунку з точністю до четвертого знаку після коми занести в табл.2 (остання колонка).

*Встановлення нормальності робочого розчину NaOH за розчином HCl*

*Посуд та пристосування: як в попередньому підрозділі;*

*Реактиви:*

- розчин соляної кислоти з встановленою нормальною концентрацією
- розчин NaOH приблизної концентрації;
- індикатор метиловий оранжевий.

*Порядок роботи: аналогічний до попереднього підрозділу, тільки замість розчину бури використовують розчин NaOH приблизної концентрації.*

Результати роботи оформити у вигляді табл. 13.

Таблиця 13. Встановлення нормальності робочого розчину NaOH

№ титрування	Об'єм розчину NaOH, мл*	Нормальність розчину HCl, г-екв/л**	Об'єм HCl, витрачений на титрування, мл	Нормальність розчину NaOH, г-екв/л
1				
2				
3				

\*/ рівний об'єму піпетки, використаної для відбору аліквоти луку;

\*\*/ наведена в табл. 12, остання колонка.

Для розрахунку нормальності розчину NaOH взяти середній об'єм соляної кислоти, витраченої на титрування, з двох паралельних титрувань, що відрізняються не більше ніж на 0,1 мл. Розрахунок провести за формулою:

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

Результат розрахунку з точністю до четвертого знаку після коми занести в Табл. 3 (остання колонка).

*Визначення нормальності контрольної задачі розчину лугу.*

*Посуд та пристосування – як в попередньому підрозділі.*

*Реактиви:*

- розчин соляної кислоти з встановленою концентрацією (вказана в табл. 12, остання колонка);
- індикатор метиловий оранжевий.

*Порядок роботи: аналогічний до попереднього підрозділу, тільки замість розчину бури взяти розчин контрольної задачі розчину лугу.*

Результати роботи оформити у вигляді табл. 14.

Таблиця 14. Встановлення нормальності контрольної задачі розчину NaOH

№ титрування	Об'єм розчину контрольної задачі NaOH, мл*	Нормальність розчину HCl, г-екв/л**	Об'єм HCl, витрачений на титрування, мл	Нормальність контрольної задачі розчину NaOH, г-екв/л
1				
2				
3				

\*/ рівний об'єму піпетки, використаної для відбору аліквоти лугу;

\*\*/ наведена в табл. 12, остання колонка.

Для розрахунку нормальності розчину NaOH взяти середній об'єм соляної кислоти, витраченої на титрування, з двох паралельних титрувань, що відрізняються не більше ніж на 0,1 мл. Розрахунок провести за формулою:

$$N_{\text{NaOH}} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}}$$

Результат розрахунку з точністю до четвертого знаку після коми занести в табл. 4 (остання колонка) і перевірити правильність виконання роботи у викладача. Розрахувати абсолютну та відносну похибку аналізу.

*Визначення тимчасової твердості води*

*Принцип методу.*

*Твердістю води*, зумовлена наявністю у воді розчинних солей кальцію та магнію. Практично всі двовалентні метали різною мірою впливають на твердість. Вони взаємодіють з аніонами, утворюючи сполуки, що осаджуються (солі твердості). Звичайно, одновалентні іони, такі як  $\text{Na}^+$ , не утворюють нерозчинних солей і не впливають на твердість.

В табл. 15 наведено основні катіони металів, що зумовлюють твердість, і головні аніони, які з ними асоціюються.

Таблиця 15. Характеристика основних йонів твердості

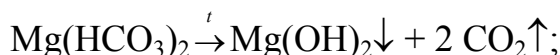
Катіони	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>
Аніони	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>

На практиці наявність сполук стронцію, заліза та марганцю мало впливає на твердість, тому ними, як правило, нехтують.

Розрізняють такі види твердості води:

*загальна твердість* – визначається сумарною концентрацією йонів кальцію і магнію. Є сумою карбонатної (тимчасової) і некарбонатної (постійної) твердості;

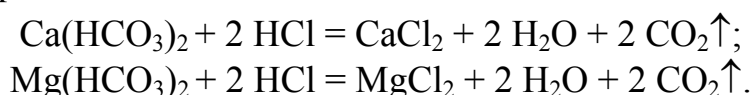
*карбонатна (тимчасова) твердість* – зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів та карбонатів (при pH > 8,3) кальцію і магнію. Даний тип твердості майже повністю усувається при кип'ятінні води і тому називається тимчасовою твердістю. При нагріванні води гідрокарбонати розкладаються з утворенням вугільної кислоти та випаданням в осад карбонату кальцію та гідроксиду магнію:  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ;



*некарбонатна (постійна) твердість* - зумовлена присутністю кальцієвих та магнієвих солей сильних кислот (сульфатів, нітратів, хлоридів), які при кип'ятінні не усуваються.

Вимірюється твердість води, згідно ГОСТ 2874-82, в мг-екв/л. Крім того, за кордоном широко використовуються такі одиниці твердості, як німецький градус (d<sup>0</sup>, dH), французький градус (f<sup>0</sup>), американський градус, ppm CaCO<sub>3</sub>. Наприклад, 1dH = 2,804 мг-екв/л.

В основі визначення тимчасової твердості води лежить титрування розчином соляної кислоти в присутності метилового оранжевого. Оскільки гідрокарбонати – це солі слабкої вугільної кислоти, то сильна соляна кислота її витісняє згідно до рівняння:



*Посуд та пристосування:*

- 2-3 конічні колби для титрування на 250 – 300 мл;
- бюретка на 25 чи 50 мл, закріплена на штативі;
- мірний циліндр на 100 мл чи більший;
- промивалка з дистильованою водою.

*Реактиви:*

- розчин соляної кислоти з встановленою нормальною концентрацією;
- індикатор метиловий оранжевий.

*Порядок роботи:*

- в конічну колбу для титрування перенести 100 мл досліджуваної води (контрольної задачі), відміряної циліндром;
- додати в колбу 3-4 краплі метилового оранжевого (до появи блідо-жовтого забарвлення);
- відтитрувати розчином соляної кислоти із бюретки до зміни забарвлення із жовтого до блідорожевого;
- повторити титрування до одержання результатів паралельних визначень, що відрізняються не більш ніж на 0,1 мл.

Результати роботи оформити у вигляді табл. 16.

Таблиця 16. Встановлення тимчасової твердості води

№ титрування	Об'єм досліджуваної води, мл*	Нормальність розчину НСІ, г-екв/л**	Об'єм НСІ, витрачений на титрування, мл	Тимчасова твердість води, мг-екв/л
1				
2				
3				

\*/ рівний об'єму води, використаної для відбору мірним циліндром – 100 мл;

\*\*/ наведена в табл. 12, остання колонка.

Для розрахунку твердості води взяти середній об'єм соляної кислоти, витраченої на титрування, з двох паралельних титрувань, що відрізняються не більше, ніж на 0,1 мл. Розрахунок провести за формулою:

$$T_{\text{тимчасова води}} = \frac{V_{\text{НСІ}} \cdot N_{\text{НСІ}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = V_{\text{НСІ}} \cdot N_{\text{НСІ}} \cdot 10.$$

Результат розрахунку з точністю до другого знаку після коми занести в табл. 16 (остання колонка) і перевірити правильність виконання роботи у викладача. Розрахувати абсолютну та відносну похибку аналізу.

***Питання для самопідготовки***

1. Які завдання кількісного хімічного аналізу в цілому та для сільськогосподарської практики зокрема?
2. За допомогою яких показників можна характеризувати точність аналітичних визначень?
3. Що таке абсолютна та відносна похибка вимірювань?
4. Якими кількісними показниками характеризують склад простих або складних речовин, розчинів?

5. Що таке титр розчину, які одиниці його вимірювання? Як на практиці можна використати титр речовини, яку визначають, за робочим розчином?
6. Яке визначення має поняття молярної концентрації і як вона математично пов'язана з титром розчину та наважкою речовини у ньому?
7. Що означає поняття моль-еквівалент (грам-еквівалент) речовини та як це пов'язано з нормальною (еквівалентною) концентрацією розчину та наважкою речовини у ньому?
8. Що розуміють під термінами “масова частка” та “процентна концентрація” речовин або розчинів?
9. Які існують математичні співвідношення між титром, молярністю, нормальністю та процентною концентрацією розчинів?
10. Як можна класифікувати методи кількісного хімічного аналізу за типами реакцій?
11. У яких одиницях вимірюється маса і об'єм реагентів і яке між ними математичне співвідношення?
12. Складіть математичний вираз для розрахунку наважки речовини, необхідної для приготування розчину нормальної концентрації.
13. Складіть математичний вираз для розрахунку наважки речовини, необхідної для приготування розчину молярної концентрації.
14. Як математично нормальна (еквівалентна) концентрація розчину зв'язана з процентною ?
15. Як математично молярна концентрація розчину зв'язана з титром ?
16. Як математично зв'язана нормальна і молярна концентрації розчину ?
17. Як математично зв'язана нормальна концентрація розчину з титром?
18. Сформулюйте поняття «Титриметричний аналіз».
19. Які розчини називають первинними та вторинними стандартами? Наведіть приклади. Перелічіть вимоги до первинного стандарту.
20. Сформулюйте наступні поняття: фіксанал, точка еквівалентності (стехіометричності), титрант, кінцева точка титрування.
21. Які одиниці вимірювання концентрації речовин використовують у титриметрії?
22. Яким вимогам повинна відповідати хімічна реакція, що можна використовувати в титриметричному аналізі ?
23. На які групи поділяються методи титриметричного аналізу, в залежності від типу реакції ?
24. Вимоги до реакцій, що використовуються у титриметричному аналізі.
25. Яка точність титриметричних методів і як її можна підвищити?
26. Дати визначення поняттям: еквівалент, фактор еквівалентності, молярна маса еквівалента.
27. Що таке індикатори? Які вони бувають? Які вимоги до індикаторів? Що розуміють під поняттям «інтервал переходу забарвлення індикатора» та «показник титрування»?
28. На чому ґрунтується вибір індикатора, яке значення при цьому має стрибок рН на кривій титрування?
29. У чому полягає суть методу кислотно-основного титрування ?
30. Дати визначення поняттям: точка еквівалентності, точка стехіометричності, показник титрування, показник і інтервал переходу індикатора, крива титрування, стрибок титрування.



31. Як визначити точку еквівалентності (стехіометричності) при кислотно-основному титруванні ?
32. Чому розчини NaOH і HCl не можна віднести до первинних стандартів ?
33. За допомогою якої речовини можна проводити стандартизацію хлороводневої кислоти ? Наведіть відповідну реакцію.
34. Чим обумовлена карбонатна та загальна твердість води ?
35. З яким індикатором – метиловим червоним чи метилоранжем – встановлення нормальності соляної кислоти за бурою буде точнішим? Відповідь обґрунтуйте.
36. Розрахуйте яку наважку  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  потрібно взяти для приготування 500 мл розчину, що використовують для визначення концентрації приблизно 0,1 н. розчину HCl ?
37. Скільки мілілітрів 2н. розчину NaOH потрібно взяти, щоб приготувати 500 мл 0,1 н. розчину NaOH ?
38. Навести приклад гомогенних реакцій, які можна застосувати у методі нейтралізації, і вказати характерну ознаку для їх використання
39. Назвіть кількісні характеристики гомогенних систем, представлених розчинами кислот і основ.
40. На які групи поділяються електроліти за ступенем дисоціації. Вкажіть кількісні показники цього поділу.
41. Які ознаки придатності реакцій для титриметричного аналізу ?
42. Яка речовина не може бути вихідною (початковою) для методу нейтралізації і чому?  
1)  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  2)  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  3)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  4)  $\text{NH}_4\text{OH}$
43. Що називають буферною дією суміші слабкої кислоти і її добре дисоційованої солі?
44. Якому числу рівна сума рН і рОН і які межі змін цих показників у водних розчинах кислот і лугів?
45. Які умови придатності хімічної сполуки для її використання у якості первинного стандарту (початкового реагенту точної концентрації) для методу нейтралізації ?
46. Що таке іонний добуток води і яка його величина при 22°C?
47. Складіть математичний вираз для іонного добутку води і вкажіть від чого залежить його величина?
48. У чому різниця між розчином з приготованим титром і встановленим титром?
49. Вказати співвідношення між мікролітром і літром, мікрограмом і грамом, л і  $\text{см}^3$ .
50. Визначте рН 0,001 М розчину азотної кислоти. Як зміниться цей показник при розведенні розчину в 10 разів:
- |                   |               |          |          |
|-------------------|---------------|----------|----------|
| 1) 0,001 і 0,0001 | 2) 0,1 і 0,01 | 3) 1 і 2 | 4) 3 і 4 |
|-------------------|---------------|----------|----------|
51. Скільки мл 31,7%-ного розчину соляної кислоти ( $d=1,15$  г/мл) потрібно для приготування 2 л 0,5 молярного розчину ?
- |        |        |       |       |
|--------|--------|-------|-------|
| 1) 200 | 2) 100 | 3) 50 | 4) 10 |
|--------|--------|-------|-------|
52. Розрахувати молярну концентрацію розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , якщо його рН 1.
53. Розрахувати титр розчину, у 1 л якого міститься 0,1 г-моль NaOH, і вказати яка його реакція?
- |              |               |
|--------------|---------------|
| 1) 0,1 кисла | 2) 0,1 лужна  |
| 3) 0,4 кисла | 4) 0,04 лужна |

## Тема лабораторної роботи 15.

### Техніка вимірювань методом перманганатометрії.

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

- 1) особливості кількісних вимірювань, що базуються на реакціях окислення-відновлення;
- 2) суть редоксметрії і теоретичне підґрунтя методів перманганатометрії і йодометрії.

*Що треба вміти:*

- 3) виконувати розрахунки для приготування робочих і титрованих розчинів для методів перманганатометрії і йодометрії.;
- 4) виконувати експериментальні задачі методом нейтралізації.

*Загальна характеристика методу перманганатометрії.*

Перманганат калію, як окисник, використовують для визначення багатьох неорганічних та органічних речовин. Найбільш часто використовують титрування в кислому середовищі.

В кислих розчинах перманганат відновлюється до йонів двовалентного марганцю:  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$   $E^0 = +1.52\text{В}$ .

В слабоекисних, нейтральних та слаболужних розчинах відбувається відновлення до диоксиду марганцю:



В лужних розчинах реакція йде з утворенням манганат-йонів:



Використовують прямі і зворотні методи титрування.

Прямим титруванням, коли реакція відбувається в сильно кислому розчині, визначають багато неорганічних йонів з нижчим або проміжним ступенем окиснення, наприклад  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Sn}^{2+}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$  та інші.

Концентрацію інших йонів можна визначати зворотнім титруванням. Їх спочатку осаджують у вигляді оксалатів, потім титрують перманганатом зв'язану з металом щавлеву кислоту або надлишок останньої, введений в розчин завчасно.

Для створення кислого середовища використовують сірчану кислоту. Хлороводневу не використовують, тому що в її присутності можливе часткове окиснення йонів хлору перманганатом або різними проміжними речовинами, які утворюються за основної реакції. Азотна кислота, особливо така, що містить

оксиди азоту, може призвести до ряду побічних процесів, а також частково окиснити речовину, яку визначають.

При титруванні перманганатом не потрібно використовувати спеціальні індикатори, тому що зміна забарвлення самого перманганату є достатньою для встановлення точки еквівалентності. Однак, необхідно зауважити, що введений надлишок перманганату розкладається йонами  $Mn^{+2}$  і забарвлення поступово зникає:  $2MnO_4^- + 3Mn^{2+} + 2H_2O = 5MnO_2 + 4H^+$ .

Як можна побачити, в кислому середовищі еквівалент  $KMnO_4$  дорівнює 1/5 частині молекулярної маси. Звичайно, в роботі користуються 0,1 н. розчинами, тобто для приготування 1 л такого розчину необхідно взяти

$$m = 158 \cdot 1/5 \cdot 1/10 = 3,16\text{г перманганату.}$$

Перманганат - дуже сильний окисник і тому здатний окиснювати навіть воду за реакцією:  $4MnO_4^- + 2H_2O = 4MnO_2 + 3O_2 + 4OH^-$ .

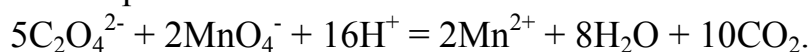
Ця реакція проходить дуже повільно і тому майже не заважає визначенням. Але сліди  $MnO_2$  прискорюють розкладання  $KMnO_4$ ; розклад йонів перманганату прискорюється на світлі, при введенні в розчин кислот та основ, при нагріванні, а також при введенні йонів  $Mn^{2+}$ . Диоксид марганцю утворюється також при відновленні перманганату слідами органічних речовин, пилу та ін. У зв'язку з цим, розчини перманганату поступово змінюють свою концентрацію. Таким чином, приготувати титрований розчин перманганату по точній наважці неможливо.

Тому приготований розчин потрібно витримати деякий час (7-10 днів), до повного окиснення органічних речовин та інших відновників, які можуть бути в розчині. Для того щоб розчин перманганату був стійким і його концентрація не змінювалась, осад  $MnO_2$ , який присутній в ньому в якості домішки, а також, який утворився в результаті окиснення, необхідно видалити, тому що він каталітично прискорює розкладання перманганату. Розчини перманганату зберігають в темному посуді, добре закоркованому. Розведені розчини погано зберігаються і тому їх готують безпосередньо перед використанням.

*Встановлення нормальності розчину перманганату.*

*Вихідні речовини.* Для встановлення концентрації розчину перманганату використовують щавлеву кислоту та оксалат натрію, а також інші речовини. Основним недоліком щавлевої кислоти є поступове вивітрювання кристалізаційної води, внаслідок чого препарат перед використанням необхідно перекристалізувати. В цьому відношенні значно кращою вихідною речовиною є оксалат натрію: він не містить кристалізаційної води та практично не гігроскопічний. Чисту сіль легко одержати перекристалізацією та висушуванням за 105-110 °С.

Реакцію, яка проходить при титруванні даних речовин перманганатом, можна описати таким рівнянням:



Тобто, грам-еквіваленти  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  та  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  відповідно рівні:

$$E_{\text{щавелевої кислоти}} = 126,06/2 = 63,03\text{г}; E_{\text{оксалату натрію}} = 134,00/2 = 67,00\text{г}.$$

*Приготування розчину вихідної речовини.* На аналітичних терезах беруть точну наважку близько:  $0,05 \cdot 67,0 \cdot 0,25 \approx 0,83$  г  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  або  $0,05 \cdot 63,03 \cdot 0,25 \approx 0,79$  г  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , переносять без втрат в мірну колбу об'ємом 250 мл, розчиняють в холодній дистильованій воді, розводять до мітки водою і ретельно перемішують. Потім розраховують нормальність розчину.

$$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}{63,03 \cdot V_{\text{віаде}}}$$

*Порядок титрування:*

- 1) У колбу для титрування поміщають 15-20 мл 2н. розчину сульфатної кислоти і нагрівають до 80-85 °С.
- 2) У нагрітий розчин сульфатної кислоти ввести аліквотну порцію вихідного розчину (кислий розчин щавелевої кислоти не нагрівати та кип'ятити, оскільки він розкладеться).
- 3) Налийте розчин перманганату в бюретку і доведіть рівень рідини до нуля. Якщо нижній край меніска погано видно в бюретці, усі вимірювання можна проводити на верхньому меніску.
- 4) Потім розчин  $\text{KMnO}_4$  додають по краплях до гарячого розчину вихідної речовини. Додавайте кожен наступну краплю тільки після того, як колір попередньої краплі зникне. Перша крапля розчину  $\text{KMnO}_4$  знебарвлюється досить повільно. Подальше знебарвлення відбувається майже відразу після утворення невеликої кількості  $\text{Mn}^{2+}$  (каталізатора цієї реакції). Обов'язково потрібно зловити момент, коли крапля марганцівки забарвлює розчин в блідо-рожевий колір і колір не зникає впродовж 30 секунд.

Титрування проводять не менше трьох разів та з вимірювань, які сходяться (тобто різниця між ними не більше 0,1 мл) вираховують середнє.

*Розрахунок*

$$N_{\text{KMnO}_4} = \frac{N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}}{V_{\text{KMnO}_4}}.$$

Результати роботи оформити у вигляді табл. 17.

Таблиця 17. Встановлення нормальності перманганату калію.

№ титрування	Об'єм $\text{KMnO}_4$ , мл	Нормальність розчину $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , г-екв/л	Об'єм $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , витрачений на титрування, мл	Нормальність $\text{KMnO}_4$ , мг-екв/л
1				
2				
3				

*Визначення нормальності контрольної задачі солі Мора.*

Сіль Мора – подвійна сіль складу:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Реакція титрування солі Мора перманганатом відбувається за наступним рівнянням:



*Порядок титрування.* Перенесіть 20 мл розчину задачі в колбу для титрування. Додайте 20 мл 2н.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (розчин задачі не слід нагрівати, оскільки залізо(II) переходить у залізо(III) при  $t \uparrow$ ). Титрувати до появи блідо-рожевого забарвлення (забарвлення не зникає впродовж 1 хв.) Титрувати 3 рази.

Формула для розрахунку:  $N_{\text{соліМора}} = \frac{N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{соліМора}}}$

Результати роботи оформити у вигляді табл. 18.

Таблиця 18. Встановлення нормальності контрольної задачі солі Мора.

№ титрування	Об'єм розчину, який досліджується, мл	Нормальність розчину $\text{KMnO}_4$ , г-екв/л	Об'єм $\text{KMnO}_4$ , витрачений на титрування, мл	Нормальність солі Мора, мг-екв/л
1				
2				
3				

*Загальна характеристика методу йодометрії.*

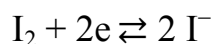
Йодометрією називається метод титриметричного аналізу, в якому про кількість речовини, що визначають, роблять висновок за кількістю затраченого або виділеного йоду.

Вільний йод, як і інші галогени, здатний забирати електрони у речовин-відновників і в реакціях веде себе як окисник:  $\text{I}_2 + 2e \rightarrow 2\text{I}^-$  ( $\text{I}_2$  - окисник).

Іони  $\text{I}^-$  під впливом речовин, здатних приєднувати електрони (тобто окисників), легко віддають свої електрони і, відповідно, є відновниками:



Таким чином, йодометричний метод аналізу базується на окисно-відновних процесах, пов'язаних з цими властивостями йоду та його іонів:

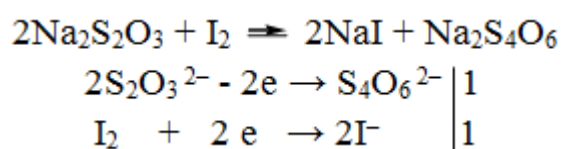


Стандартний окисний потенціал системи:  $E_{I_2^0/2I^-}^0 = +0,54V$ . Значення стандартного окисного потенціалу цієї системи займає проміжне положення між значеннями потенціалу для типових сильних окисників та сильних відновників. Тому йодометричний метод використовують як для визначення відновників, так і для визначення окисників.

Таким чином, вимірюючи кількість затраченого або виділеного йоду, цим методом можливо кількісно визначати як відновники, так і окисники. Але треба мати на увазі, що подібні визначення можливі лише в тому випадку, якщо ці оборотні реакції зробити практично необоротними, тобто, щоб вони протікали до кінця в потрібному напрямку.

#### *Визначення відновників.*

Методом йодометрії проводять визначення ряду відновників: натрію тіосульфату  $Na_2S_2O_3$ , сульфідної ( $H_2S$ ), сульфітної ( $H_2SO_3$ ), арсенітної ( $H_3AsO_3$ ) кислот та їх солей та ін. Наприклад, дією на розчин тіосульфату натрію вільним йодом відбувається реакція:



де  $Na_2S_4O_6$  - тетратіонат натрію (сіль тетратіонової кислоти  $H_2S_4O_6$ ). Із рівняння видно, що два тіосульфат-іона віддають два електрони і перетворюються в один тетратіонат-іон  $S_4O_6^{2-}$ .

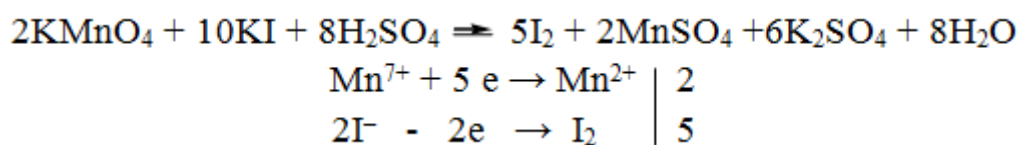
Знаючи нормальність розчину йоду і об'єми розчинів, використаних на титрування, обчислюють концентрацію  $Na_2S_2O_3$  в досліджуваному розчині.

#### *Визначення окисників.*

При йодометричному визначенні окисників використовують метод заміщення: до досліджуваного розчину окисника додають надлишок йодиду калію, із якого окисник виділить чітко еквівалентну кількість вільного йоду.

Йод, що виділився, відтитрують розчином відновника в присутності крохмалю. Кількість відновника, що витрачається на титрування йоду (що виділився), еквівалентна кількості окисника, що знаходився в розчині.

Наприклад, якщо до підкисленого розчину  $KMnO_4$  (сильний окисник) додати розчин  $KI$ , то проходить наступна реакція:



В результаті реакції перманганат калію окислює іони Г, виділяючи еквівалентну кількість йоду I<sub>2</sub>. Йод відтитровують тіосульфатом натрію Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> і розраховують нормальність розчину KMnO<sub>4</sub>.

Таким чином, при йодометричних визначеннях використовують робочі розчини I<sub>2</sub> та Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: робочий розчин йоду I<sub>2</sub> для прямого титрування відновників і робочий розчин натрію тіосульфату Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> для визначення окисників і для оберненого визначення відновників.

Нормальність робочого розчину Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> встановлюють за KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> та іншим окисникам.

Нормальність робочого розчину I<sub>2</sub> встановлюють за титруванням розчином Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

Маючи в своєму розпорядженні стандартизований розчин KMnO<sub>4</sub>, можна прийняти такий порядок роботи: спочатку готують розчин тіосульфату натрію і встановлюють його нормальність титруванням йоду, що виділився з розчину KI при взаємодії з певним об'ємом розчину KMnO<sub>4</sub>. Потім готують розчин I<sub>2</sub> і встановлюють його нормальність по тіосульфату натрію Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

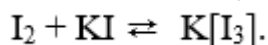
Перевага методу йодометрії перед іншими полягає в більшій точності встановлення точки еквівалентності, що обумовлено високою чутливістю індикатора - розчину крохмалю. Але метод має і певні особливості, які обмежують його використання.

*Умови проведення йодометричних визначень :*

- 1) Йодометричні визначення ведуть тільки на холоді, бо йод при підвищенні температури випаровується. Крім того, з підвищенням температури зменшується чутливість крохмалю як індикатора.
- 2) Титрування не можна проводити в сильнолужних розчинах, бо йод взаємодіє з лугами і утворює сполуки, які не діють на крохмаль:



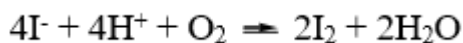
- 3) При визначенні окисників потрібно брати значний надлишок розчину KI. Вільний йод, що виділяється, малорозчинний у воді і може випасти в осад. В присутності надлишку KI цього не відбувається, бо йод розчиняється в розчині KI з утворенням комплексної сполуки - полійодиду калію:



Утворення цієї сполуки не заважає титруванню йоду тіосульфатом натрію. В процесі титрування рівновага реакції зміщується вліво, полійодид поступово розкладається, посилаючи в розчин все нові й нові кількості йоду. Крім того, надлишок KI прискорює реакцію окислення іонів Г.

- 4) Деякі реакції в йодометрії оборотні (не проходять до кінця). Збільшення концентрації іонів Г часто збільшує швидкість окислення Г до I<sub>2</sub>.

- 5) Швидкість реакції окислення  $\Gamma$  до  $I_2$  мала, незважаючи на використання надлишкової кількості розчинів йодиду калію і кислоти. Тому для завершення реакції суміші окисника з розчином КІ необхідно дати постояти 7 - 10 хв. і тільки після цього титрувати тіосульфатом.
- 6) Реагуючу суміш залишають стояти (7-10 хв.) в темному місці, бо світло прискорює реакцію окислення іонів  $\Gamma$  до  $I_2$  киснем повітря:



- 7) Крохмаль адсорбує відносно значні кількості йоду і дуже повільно повертає їх у розчин. Тому, щоб запобігти помилок при титруванні  $I_2$  тіосульфатом натрію, крохмаль додають в кінці титрування, коли йоду в розчині залишається мало і буре забарвлення розчину стає блідо-жовтим.

#### *Крохмаль як індикатор.*

Крохмаль нерозчинний у воді і використовується у вигляді колоїдного розчину, який одержують при нагріванні суспензії крохмалю до кипіння.

Чутливість крохмалю до розчину йоду досить велика, але вона ще збільшується в присутності КІ. Крохмаль утворює адсорбційну сполуку інтенсивно синього кольору в присутності полійодид-іона  $[I_3]^-$ . З підвищенням температури чутливість йод-крохмальної реакції зменшується.

Крохмаль може частково відновлювати деякі окисники, які визначають методом йодометрії. Тому, на відміну від багатьох інших індикаторів, крохмаль додають в кінці титрування, коли більша частина йоду вже відтитрована.

#### *Приготування робочого розчину тіосульфату натрію.*

Тіосульфат натрію  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  є кристалічною речовиною. Приготувати титрований розчин тіосульфату натрію за точною наважкою неможливо, бо  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  не задовольняє вимоги щодо вихідних речовин: кристали тіосульфату натрію вивітрюються на повітрі і їх хімічний склад не завжди відповідає формулі.

Тому готують розчин приблизної концентрації, а потім встановлюють його нормальність за розчином будь-якого окисника з відомим титром. Як окисники можуть бути використані  $KMnO_4$  (у кислому середовищі),  $K_2Cr_2O_7$  (у кислому середовищі) або  $I_2$ .

#### *Приготування 100 мл приблизно 0,05 н. розчину $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ .*

Грам-еквівалент  $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$  визначають за його реакцією з йодом, в якій кожна молекула тіосульфату втрачає один електрон:

$$E_{Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O} = \frac{M_{Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O}}{1} = \frac{248,21}{1} = 248,21.$$

Для приготування 100 мл приблизно 0,05 н. розчину потрібно:

$$m = 0,05 \cdot 248,21 \cdot 0,1 = 1,24 \text{ г } Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O.$$

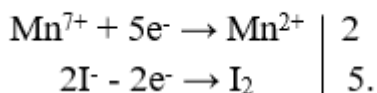
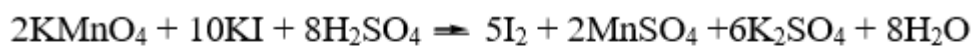


На технохімічних терезах беруть наважку тіосульфату натрію приблизно 1,2-1,3 г, переносять її в мірну колбу на 100 мл. Наважку розчиняють в дистильованій воді. Розчин витримують 8-10 днів, бо титр розчину з часом змінюється. Розчин тіосульфату зберігають у темних склянках, обладнаних пристроями проти проникнення вуглекислого газу з повітря, оскільки тіосульфат розкладається під дією кисню повітря, CO<sub>2</sub> та сонячних променів:



*Встановлення нормальності розчину Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·5H<sub>2</sub>O за перманганатом калію.*

В конічну колбу для титрування переносять мірним циліндром (чи дозатором) 10 мл 10% розчину KI, потім 30-40 мл 2 н. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (циліндром або дозатором) і ще додають 20 мл (піпеткою) титрованого розчину KMnO<sub>4</sub>. Колбу закривають годинниковим склом и ставлять в темне місце для завершення реакції:



Після цього додають 50-60 мл H<sub>2</sub>O і титрують (без крохмалю) розчином Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·5H<sub>2</sub>O з бюретки, повільно, при перемішуванні розчину, до переходу темнобурого забарвлення розчину в солом'яно-жовте. Потім додають 2-3 мл розчину крохмалю і продовжують титрувати до повного зникнення синього забарвлення. Синє забарвлення крохмалю повинно зникнути від однієї надлишкової краплі тіосульфату натрію. Титрування повторити 2-3 рази:



Із приведених реакцій видно, що KMnO<sub>4</sub> безпосередньо з Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> не взаємодіє, але число затрачених грам-еквівалентів Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> дорівнює числу грам-еквівалентів I<sub>2</sub>, що виділяється в реакції, а останнє дорівнює числу еквівалентів KMnO<sub>4</sub>. Тобто, 1 грам-еквівалент KMnO<sub>4</sub> виділяє під час реакції 1 грам-еквівалент I<sub>2</sub>, на титрування якого витрачається також 1 грам-еквівалент Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>. Таким чином, кількості KMnO<sub>4</sub> і Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> виявляються еквівалентними:

$$N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = N_{\text{I}_2} \cdot V_{\text{I}_2}$$

$$N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = N_{\text{I}_2} \cdot V_{\text{I}_2}$$

$$\text{Тому } N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$$

Знаючи нормальність розчину  $\text{KMnO}_4$  та об'єми  $\text{KMnO}_4$  та  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , можна розрахувати концентрацію тіосульфату натрію:

$$N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}$$

$$T_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot \epsilon_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{1000}$$

*Визначення вмісту міді в контрольній задачі, що містить  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .*

В основу визначення вмісту міді покладено взаємодію іонів  $\text{Cu}^{2+}$  з іонами  $\Gamma$  за рівнянням:

$$2\text{Cu}^{2+} + 4\Gamma^- \rightleftharpoons 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$$

або  $2\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} \rightleftharpoons 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$

При цьому іони  $\text{Cu}^{2+}$  відновлюються до  $\text{Cu}^+$  і виділяється еквівалентна кількість  $\text{I}_2$ . Йод, що виділяється, відтитровують розчином тіосульфату натрію відомої концентрації. Реакція проходить кількісно зліва направо в зв'язку з утворенням нерозчинного йодиду міді(I) -  $\text{CuI}$ . Напрямо реакції  $2\text{Cu}^{2+} + 4\Gamma^- \rightarrow 2\text{CuI} + \text{I}_2$  зумовлений утворенням осаду  $\text{CuI}$ . Концентрація іонів  $\text{Cu}^+$  у розчині зменшується, що, в свою чергу, веде до підвищення окисно-відновного потенціалу системи  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^+$  і, як наслідок, іони  $\text{Cu}^{2+}$  виявляють окисні властивості відносно іонів  $\Gamma$  і тому реакція проходить зліва направо.

Встановлено, що оптимальна кислотність при реалізації цієї реакції перебуває в межах рН від 4,5 до 5,5.

*Хід визначення* : Наважку  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  беруть з таким розрахунком, щоб одержати 100 мл приблизно 0,05 н. розчину сульфату міді. То ж, наважка повинна бути така:  $m = N \cdot E \cdot V = 0,05 \cdot 249,7 \cdot 0,1 = 1,2485 \approx 1,25$  г, враховуючи, що грам-еквівалент  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , як окисника, дорівнює 249,7 г, а грам-еквівалент міді дорівнює її грам-атому - 63,54 г.

Наважку 1,2-1,3 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  беруть на аналітичних вагах, переносять з годинникового скла в мірну колбу на 100 мл і розчиняють у воді. В колбу додають 8-10 мл 2 н.  $\text{CH}_3\text{COOH}$  і доводять до риски водою. Добре перемішують розчин.

В колбу для титрування переносять мірним циліндром (чи дозатором) 10 мл 10% розчину  $\text{KI}$ , потім додають 20 мл (піпеткою) розчину задачі. Колбу накривають годинниковим склом, ставлять в темне місце на 5-6 хв. і потім титрують суміш робочим розчином  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  до солом'яно-жовтого забарвлення.

Додають 2-3 мл крохмалю і продовжують титрувати до повного зникнення синього забарвлення (розчин стає безбарвним).

Титрування слід повторити 2-3 рази з новими порціями розчину сульфату міді до співпадання результатів.

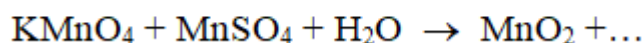
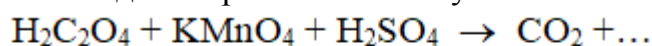
Процентний вміст міді в  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  обчислюють за формулою:

$$\% \text{Cu} = \frac{N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} E_{\text{Cu}} V_k}{10gV_{\text{п}}},$$

де  $N(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$  - нормальність тіосульфату натрію;  $V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$  - об'єм розчину тіосульфату натрію, витраченого на титрування;  $E(\text{Cu})$  - грам-еквівалент міді;  $g$  - наважка  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ;  $V_k$  - об'єм мірної колби;  $V_{\text{п}}$  - об'єм піпетки.

### ***Питання для самопідготовки з редоксметрії***

1. Яким вимогам повинна відповідати окисно-відновна реакція, яка лежить в основі кількісних визначень ?
2. Яка реакція лежить в основі перманганатометричного титрування ?
3. В чому суть методу перманганатометрії?
4. В якому середовищі застосовується титрування розчином  $\text{KMnO}_4$  і чому?
5. Як фіксується точка еквівалентності в методі перманганатометрії?
6. Пояснити, як готується робочий розчин  $\text{KMnO}_4$ .
7. Які фактори впливають на зміну концентрації робочого розчину? Чому  $\text{KMnO}_4$  не використовують в якості вихідної речовини?
8. Які вихідні речовини використовують для встановлення точної концентрації робочого розчину  $\text{KMnO}_4$ ?
9. Яка речовина є каталізатором при перманганатометричних визначеннях ?
10. Використовуючи метод електронного балансу скласти ОВ-реакції:



11. Скільки грамів  $\text{KMnO}_4$  потрібно взяти для приготування 2 л розчину з титром 0,003510 г/мл.
12. Вплив середовища на напрям окисно-відновних реакцій (на прикладі  $\text{KMnO}_4$ ). Чому фактор еквівалентності  $\text{KMnO}_4$  відрізняється в залежності від рН розчину? Розрахуйте його значення в різних середовищах.
13. Підібрати коефіцієнти в рівнянні окисно-відновної реакції і визначити фактор еквівалентності для окислювача і відновника:



14. Окисник, це атом, молекула або іон який: а) є донором електронів; б) приймає участь в процесі окиснення; в) приєднує електрони; г) віддає електрони; д) окислюється.
15. В чому полягає суть методу йодометрії ?

16. Чому в перманганометрії використовують лише окислені, а не відновлені форми відповідних редокс-пар ? Чому на відміну від цього у йодометрії використовують обидві форми редокс-пари ?
17. Як виконати визначення окислювачів і відновників методом йодометрії ?
18. Яких умов необхідно дотримуватись для йодометричних вимірювань ?
19. Чому для йодометричного визначення окислювачів використовують великий надлишок KI ?
20. У чому особливості використання в якості індикатора крохмалю для йодометрії ?
21. Що таке індикатори в методах редоксметрії? Які вони бувають ?
22. Чому виникає необхідність стандартизації розчину тіосульфату натрію і як її проводять ? Напишіть відповідні рівняння реакцій.
23. З якою метою при визначенні міді йодометричним методом до титрованого розчину додають сульфатну кислоту ?
24. Як пояснюється напрямок реакції, що використовується для йодометричного визначення міді ?
25. Чому при титруванні щавлевої кислоти перші краплі розчину перманганату знебарвлюються повільно, тоді як в подальшому це знебарвлення проходить миттєво ?
26. Навести приклад окислювально-відновних реакцій, які можна застосувати у методі редоксметрії, і вказати характерну ознаку для їх використання
27. Скласти рівняння реакцій для встановлення нормальності  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  за титрованим розчином  $\text{KMnO}_4$  з використанням йодиду калію. Довести можливість використання таких реакцій за законом еквівалентів.
28. Дайте визначення поняття «титрований розчин»
29. У чому різниця між розчином з приготованим титром і встановленим титром?
30. Яким вимогам повинна задовольняти вихідна (початкова) речовина методу йодометрії. Наведіть приклади таких речовин.
31. Сформулюйте закон еквівалентів стосовно методів титриметрії і наведіть для цього відповідний математичний вираз для взаємодії перманганату калію з щавлевою кислотою?
32. Дайте визначення поняття «титриметрія» стосовно методу перманганометрії.
33. Розрахувати еквівалент  $\text{KMnO}_4$  для реакції :  

$$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$$
, якщо  $M_{\text{KMnO}_4} = 158$ .
34. Розрахувати величину наважки щавлевої кислоти для приготування 200 мл 0,05 N розчину і визначити його титр.
35. Розрахувати еквівалент  $\text{KMnO}_4$  для ОВ-реакції в кислому і лужному середовищах, якщо  $M_{\text{KMnO}_4} = 158$ .
36. Розрахувати величину наважки  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  для приготування 500 мл 0,1 N розчину для ОВ-реакції з йодидом калію і визначити його процентну концентрацію, прийнявши густину розчину 1 г/мл .

## Тема лабораторної роботи 16.

### Техніка вимірювань методом комплексометрії.

*Методичні поради щодо виконання самостійної теоретичної підготовки до лабораторної роботи.*

*Що треба знати:*

- 1) особливості кількісних вимірювань, що базуються на реакціях комплексоутворення;
- 2) теоретичне підґрунтя методу комплексометрії.

*Що треба вміти:*

- 1) виконувати розрахунки для приготування робочих і титрованих розчинів для методу комплексометрії;
- 2) виконувати експериментальні задачі методом комплексометрії.

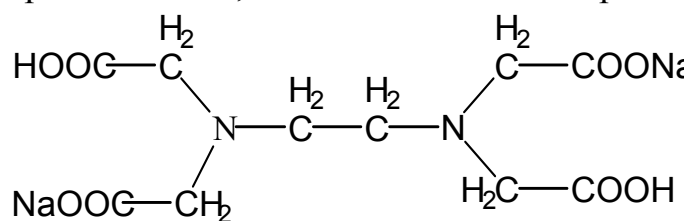
*Загальні положення комплексометрії (хелатометрії).*

Реакції утворення комплексних і малодисоційованих сполук є основою методів визначення концентрації ряду йонів в розчині. Найбільше значення в титриметричному аналізі має комплексоутворення йонів металів з галогенід- та псевдогалогенід-йонами ( $\text{SCN}^-$ ,  $\text{CN}^-$ ), а також з групою поліамінокарбонових кислот, що об'єднуються загальною назвою "комплексони"

В кількісному хімічному аналізі реакції комплексоутворення знайшли надзвичайно широке застосування в методах комплексометричного титрування, які базуються на реакціях утворення міцних комплексних сполук йонів металів з органічними реагентами, що мають загальну назву комплексонів і містять в молекулі атоми N, S та (або) P та карбоксильні, фосфонові, фосфоністі групи. Комплексони утворюють в розчині з катіонами перехідних, лужно-земельних і деяких лужних металів стійкі внутрішньокмплексні сполуки – комплексонати різного складу.

*Комплексометричне титрування.*

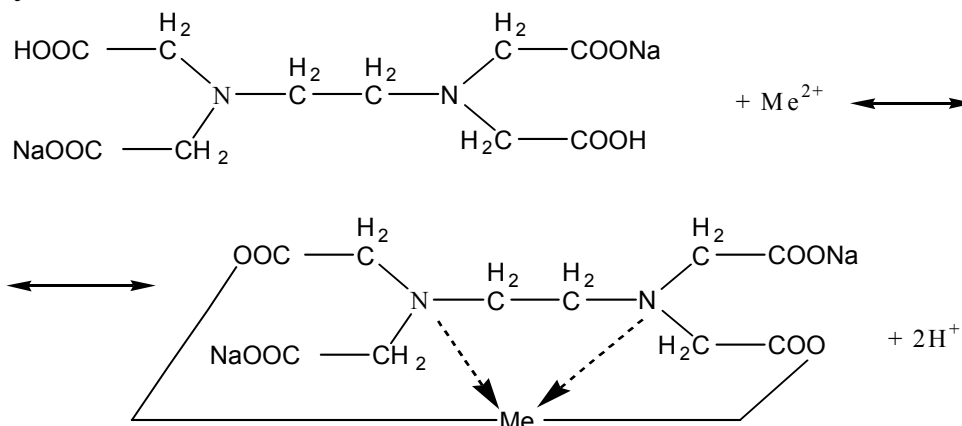
Комплексометричне титрування сьогодні часто узагальнюють як метод титриметричного аналізу, що базується на використанні реакцій йонів металів з комплексоном III, тобто з етилендіамінтетраоцтовою кислотою (ЕДТА) або її динатрієвою сіллю, відомою під назвою трилон Б:



- комплексон III, трилон Б,  
 $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ .

Трилон Б утворює з багатьма катіонами дво- та тривалентних металів досить міцні і розчинні у воді внутрішньокмплексні сполуки за рахунок :

- а) заміщення атомів водню функціональних груп оцтової кислоти;
- б) утворення координаційних зв'язків між атомами азоту та атомами металу, що визначається:



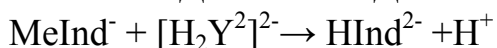
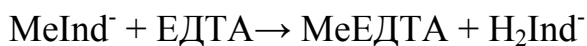
Метод комплексонометричного титрування має ряд переваг у порівнянні з іншими методами визначення концентрації металів у розчині:

- характеризується високою чутливістю (до  $10^{-2}$  моль/л);
- реакції відбуваються швидко та стехіометрично, тобто у еквівалентних відношеннях реагентів;
- має високу вибірковість, що дозволяє його використовувати для аналізу розчину, що містить суміш катіонів.

*Визначення точки еквівалентності в трилонометрії.*

Точку еквівалентності в комплексонометричному титруванні, як і в інших методах, визначають за допомогою індикаторів. Найбільше значення і поширення одержали металоіндикатори, тобто органічні барвники, що утворюють забарвлені комплексні сполуки із катіонами дво- та тривалентних металів.

З такими індикаторами йони металів, наприклад  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , та інші, утворюють внутрішньокмплексні сполуки червоного кольору. Особливість полягає в тому, що ці сполуки менш стійкі, ніж комплекси цих же металів із ЕДТА. Тому при титруванні розчину, що підлягає аналізу, комплекс  $\text{MeInd}$  руйнується під дією титранту (ЕДТА) і утворюється комплекс  $\text{MeEDTA}$ :



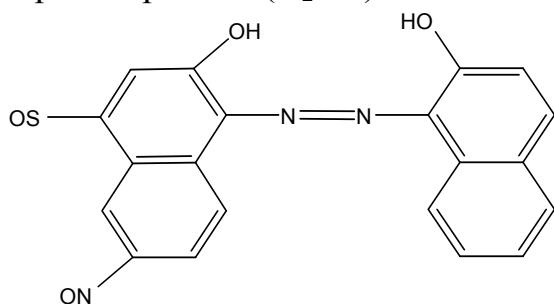
При цьому, індикатор, що звільняється, має при  $\text{pH} = 7-11$  синє забарвлення, а при  $\text{pH} > 11.5$  – жовто-оранжеве. В цілому по зміні винно-червоного забарвлення на синє судять про досягнення точки еквівалентності в реакції.

Індикатори повинні відповідати таким вимогам:

- ✓ забезпечувати чутливу та селективну реакцію з йонами металів, що визначаються. Тому розрізняють універсальні та специфічні індикатори;
- ✓ утворювати з йонами металів достатньо міцні комплексні сполуки, які поступаються лише комплексонатам, утвореним ЕДТА з цими металами;
- ✓ зміна забарвлення в кінцевій точці титрування повинна бути контрастною та різкою; комплексні сполуки індикаторів з йонами металів повинні бути лабільними і досить швидко обмінюватися лігандами з ЕДТА.

Найбільш поширеними індикаторами для комплексонометрії є:

- еріохром чорний Т ( $H_2Ind$ ) відповідає формулі:



pH < 6    pH = 6-12    pH > 12

винно-червоний синій оранжевий (жовтогарячий)

Це універсальний індикатор, який використовується для визначення  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Zn^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Co^{2+}$  та інших катіонів. Має дуже інтенсивне синє забарвлення. Тому для використання його змішують із сухим NaCl у співвідношенні від 1 : 100 до 1 : 400. Для кожного титрування беруть 20–30 мг суміші. Використовують найчастіше за pH = 7-11, де індикатор з металами утворює комплекси червоного кольору.

Використовують при потребі і інші індикатори:

- мурексид (пурпурат амонію) – за pH ≤ 9 він червоно-фіалковий, pH = 9-10 – фіолетовий, pH > 11 – синьо-фіолетовий. З катіонами  $Ca^{2+}$ ,  $Ni^{2+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$  утворює комплекси червоного або жовтого кольору. В твердому стані індикатор застосовують у вигляді розтертої з NaCl суміші у співвідношенні 1:100, а у розчиненому стані як насичений водний розчин.
- ксиленоловий оранжевий – забарвлений в жовтий колір. Найчастіше використовують для визначення  $Fe^{3+}$  (pH = 1-1,5);  $Al^{3+}$  (pH = 2-4);  $Zn^{2+}$ ,  $Cd^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$  та  $Hg^{2+}$  (pH = 5-6),  $Tl^{3+}$  (pH = 4-5),  $Bi^{3+}$  (pH=2-3,5). Використовують у вигляді розчину у воді з додаванням 1М розчину NaOH.
- кислотний хром темно-синій – забарвлений у синій колір. Використовують для титрування розчинів катіонів металів стандартизованими розчинами трилону Б за певних значень pH, наприклад катіонів  $Zn^{2+}$  (pH 9-10),  $Mg^{2+}$

(pH 10-11),  $Mn^{2+}$  (pH 10),  $Ca^{2+}$  (pH>12). Комплекси з катіонами металів забарвлені у вишнево-червоний колір.

*Основні етапи комплексонометричного аналізу.*

Виконання досліджень методом комплексонометричного титрування передбачає наступні види робіт: розрахунок наважки трилону Б для приготування робочого чи титрованого розчину; взяття наважки та приготування розчину трилону Б; приготування стандартних розчинів металів для визначення або уточнення концентрації трилону Б; приготування буферних сумішей, необхідних для виконання аналізу; приготування розчинів або твердих сумішей індикаторів; встановлення точної концентрації розчину трилону Б (титранту); приготування розчинів, що аналізуються; встановлення концентрації розчинів, що аналізуються, за вмістом окремих компонентів (йонів металів).

Приготування розчину трилону Б (ЕДТА). В переважній більшості випадків є можливість приготувати за точною наважкою титрований розчин ЕДТА. Ця сіль часто виробляється достатньо чистою (кваліфікації “ЧДА” або “ХЧ”), відповідає формулі  $Na_2H_2Y \cdot 2H_2O$  з молярною масою 372,16 г/моль і при зберіганні має вологість від 0,3 до 0,5%. Гігроскопічну вологу можна видалити сушінням препарату за температури  $80^{\circ}C$  протягом 1-2 годин.

Для розрахунку наважки трилону Б можна скористатися співвідношенням:

$$m = M \cdot M_m \cdot V_{(л)},$$

де  $M$  – молярна концентрація розчину;  $M_m$  – молярна маса речовини;  $V_{(л)}$  – необхідний об’єм розчину в л, або:  $m = N \cdot E \cdot V_{(л)}$ ,

де  $N$  – нормальна концентрація розчину;  $E$  – еквівалентна маса речовини;  $V_{(л)}$  – необхідний об’єм розчину в л.

Еквівалент трилону Б розраховують за співвідношенням:  $E = \frac{M_{Na_2H_2Y \cdot 2H_2O}}{2}$ .

Для приготування 0,100 М розчину трилону Б наважку 37,216 г  $Na_2H_2Y \cdot 2H_2O$  кількісно переносять в мірну колбу на 1л і доводять дистильованою водою об’єм до позначки.

В тому випадку, коли препарат трилону Б недостатньо чистий, із нього готують за такими ж розрахунками робочий розчин, точну концентрацію якого потім встановлюють за титрованими розчинами сполук деяких металів.

Речовини для встановлення точної концентрації трилону Б. Для цієї операції можна застосовувати розчини багатьох солей металів, але найбільш придатними сполуками вважаються  $CaCO_3$ ,  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ,  $ZnO$ ,  $Zn$ ,  $Mg(IO_3)_2 \cdot 4H_2O$ , якщо вони за своїм складом відповідають кваліфікації “ХЧ”.

Із них готують титровані розчини потрібної концентрації шляхом взяття точної наважки речовини на аналітичних терезах.



При використанні в якості вихідних речовин аналізу водонерозчинних  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{ZnO}$  та  $\text{Zn}$  точну наважку цих сполук розчиняють у невеликій кількості розчину  $\text{HCl}$  або  $\text{H}_2\text{SO}_4$  кваліфікації “ХЧ”, а потім нейтралізують розчин аміаком і доводять об’єм дистильованою водою до мітки.

*Визначення нормальності робочого розчину трилону Б.*

У колбу для титрування вносять аліквотну частину вихідного розчину сульфату цинку. Додають до неї 5 мл буферної суміші, 7-8 крапель індикатора або трошки його суміші з  $\text{NaCl}$  або  $\text{KCl}$ . Після ретельного перемішування розчин забарвлюється у винно-червоний колір. Суміш титрують 0,05 н. розчином трилону Б. На кінець титрування розчин змінює винно-червоне забарвлення на фіалкове. Розчин трилону Б додають повільно по краплям, перемішуючи суміш в колбі після кожної краплі. Титрування досягає кінця, коли після наступної краплі забарвлення розчину зміниться з фіалкового на синє (із зеленкуватим відтінком). Якщо від додавання зайвої краплі трилона Б забарвлення не змінюється, титрування можна вважати закінченим. Результати роботи оформити у вигляді табл. 19. Результати розрахунку ( $N_{\text{трилону Б}}$ ) з точністю до четвертого знаку після коми занести в табл.19 і табл. 20.

Таблиця 19. Встановлення нормальності робочого розчину трилону Б

№ титрування	Об’єм $\text{ZnSO}_4$ , мл	Нормальність розчину $\text{ZnSO}_4$ , г-екв/л	Об’єм ЕДТА, витрачений на титрування, мл	Нормальність розчину ЕДТА, г-екв/л
1				
2				
3				

*Розрахунки:*

$$N_{\text{трилона Б}} = \frac{N_{\text{ZnSO}_4} \cdot V_{\text{ZnSO}_4}}{V_{\text{трилона Б}}}$$

де  $N_{\text{трилона Б}}$  – нормальність розчину трилона Б;  $V_{\text{трилона Б}}$  – об’єм робочого розчину трилона Б, затраченого на титрування, мл;  $V_{\text{ZnSO}_4}$  – об’єм сульфату цинку, мл;  $N_{\text{ZnSO}_4}$  - нормальність сульфату цинку, г-екв/л .

*Експериментальна задача для визначення вмісту кальцію у вапнякових матеріалах*

Кальцій належить до числа найважливіших елементів, що містяться у в’язучих матеріалах (сировині та виробках): вапняках, крейді, доломіті, мрамурі, мергелі, гіпсі, негашеному та гашеному вапні, клінкері, цементі, силікатній цеглі.

Перевагою титриметричних способів визначення кальцію є більш швидке завершення аналізу порівняно з гравіметричним визначенням.

Розглянемо методику виконання аналізу на вміст кальцію в кальциті, технічному карбонаті кальцію, гашеному й негашеному вапні з незначним вмістом домішок заліза і алюмінію (сліди) без їх відділення.

Кальцит, карбонат кальцію, негашене й гашене вапно нерозчинні у воді, але розчиняються в соляній кислоті, наприклад:



Наважку досліджуваної речовини переносять у мірну колбу, об'єм розчину доводять дистильованою водою до мітки, перемішують і аліквотні частини титрують трилоном Б по реакції:  $\text{Ca}^{2+} + \text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \Leftrightarrow \text{Na}_2\text{CaY} + 2\text{H}^+$ .

Слід пам'ятати, що стійкість внутрішньокмлексної солі  $\text{Na}_2\text{CaY}$ , утвореної катіонами кальцію з трилоном Б, залежить від рН розчину, тому титрування солей кальцію розчином трилону Б потрібно проводити при  $\text{pH} \geq 12$  (в присутності амонійної буферної суміші і розчину лугу). Лише в цьому випадку досягається повна нейтралізація утвореної вільної кислоти, і реакція буде необоротною.

*Послідовність визначення вмісту кальцію.* На аналітичних вагах на годинниковому скельці точно зважують наважку досліджуваної речовини масою 0,10-0,15 г, переносять в склянку об'ємом 100-150 см<sup>3</sup>, доливають 10,00-15,00 см<sup>3</sup> розчину НСІ,  $\text{C}(\text{НСІ}) = 2$  моль/л. Склянку закривають годинниковим склом і нагрівають у водяній бані або через азбестову сітку на слабкому полум'ї до повного розчинення наважки і видалення  $\text{CO}_2$ . Розчину дають вистигнути і через воронку по скляній палочці одержаний розчин переносять кількісно в мірну колбу об'ємом 250 см<sup>3</sup>, доливають до мітки дистильованою водою, ретельно перемішують. Аліквотну частину одержаного розчину солі кальцію піпеткою переносять в конічну колбу, додають 10,00 см<sup>3</sup> амонійної буферної суміші, 5,00 см<sup>3</sup> 20%-вого розчину лугу, на кінці шпателя сухої суміші - мурексида з хлоридом натрію або калію (1:100) і ретельно перемішують. Розчин забарвиться в червоний колір внаслідок утворення комплексної сполуки мурексида з катіоном кальцію. Цей розчин титрують при ретельному перемішуванні розчином трилона Б до появи синьо-фіалкового забарвлення, яке переходить в синє від однієї краплі трилона Б. Зміна забарвлення вказує на повну взаємодію трилона Б з катіонами кальцію (точку еквівалентності).

Титрування проводять 3 рази. Потім розраховують середній об'єм розчину трилону Б, визначають масову частку (%) кальцію за формулою:

$$\omega(\text{Ca}^{2+}) = \frac{V \cdot T \cdot K \cdot 100}{m},$$

де  $V$  – об'єм розчину трилона Б, см<sup>3</sup>,  $T$  – титр трилона Б по  $\text{Ca}^{2+}$ , г/см<sup>3</sup>;  $m$  – маса наважки досліджуваної речовини, г;  $K$  – коефіцієнт, який враховує визначення

Ca<sup>2+</sup> в аліквотній частині (дорівнює об'єму колби, поділеному на об'єм піпетки).

Таблиця 20. Встановлення масової частки (%) Са у вапняку

№ титрування	Наважка вапняку в г на колбу 200 мл	Масова частка Са у вапняку, %	$K = V_{\text{колби}} / V_{\text{піпетки}}$	Об'єм ЕДТА, витрачений на титрування, мл	Н розчину ЕДТА, г-екв/л	Титр трилона Б по Са <sup>2+</sup> , г/мл
1						
2						
3						

*Експериментальна задача для визначення загальної твердості води.*

*Методика визначення.* У колбу для титрування відміряють мірним циліндром 100 мл досліджуваної води. Додають до неї 5 мл буферної суміші, 7-8 крапель індикатора або трошки його суміші з NaCl або KCl. Після ретельного перемішування розчин забарвлюється у винно-червоний колір. Суміш титрують 0,05 н. розчином трилону Б. На кінець титрування розчин змінює винно-червоне забарвлення на фіалкове. Розчин трилону Б додають повільно по краплям, перемішуючи суміш в колбі після кожної краплі. Титрування досягає кінця, коли після наступної краплі забарвлення розчину зміниться з фіалкового на синє (із зеленкуватим відтінком). Якщо від додавання зайвої краплі трилона Б забарвлення не змінюється, титрування можна вважати закінченим.

Результати роботи оформити у вигляді табл. 21.

Таблиця 21. Встановлення твердості води

№ титрування	Об'єм досліджуваної води, мл	Нормальність розчину ЕДТА, г-екв/л	Об'єм ЕДТА, витрачений на титрування, мл	Твердість води, мг-екв/л
1				
2				
3				

*Розрахунки:*

$$T_{\text{взаг.}} = \frac{N_{\text{трилонаБ}} \cdot V_{\text{трилонаБ}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

де  $N_{\text{трилона Б}}$  – нормальність розчину трилона Б;  $V_{\text{трилона Б}}$  – об'єм робочого розчину трилона Б, затраченого на титрування, мл;  $V_{\text{H}_2\text{O}}$  – об'єм води, взятий для дослідження, мл

### *Питання для самопідготовки*

1. У чому полягає суть методу комплексонометричного титрування ?
2. Які титранти використовують в методі комплексонометрії ?
3. Приведіть приклади індикаторів, що застосовуються у комплексонометричному титруванні.
4. Наведіть у загальному вигляді реакцію, яка протікає при взаємодії іонів металу з трилоном Б, а також схематичну будову комплексу, який при цьому утворюється.
5. Як впливає рН середовища на комплексонометричне титрування ?
6. За допомогою яких речовин можна проводити стандартизацію трилону Б? Наведіть відповідну реакцію.
7. Як визначити точку стехіометричності при комплексонометричному титруванні ?
8. Чому визначення йонів  $Fe^{3+}$  за допомогою ЕДТА проводять у кислому середовищі, а йони  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$  визначають у середовищі аміачного буфера?
9. У чому полягає механізм дії металохромних індикаторів при комплексонометричних визначеннях ?
10. Які сполуки називаються комплексонами ? Що таке хелати ? Напишіть формули внутрішньокомплексних сполук з комплексонами ?
11. Які речовини можна визначати методом комплексонометрії? Відповідь обґрунтуйте.
12. Вимоги до реакцій, які лежать в основі методу комплексонометрії.
13. Виготовлення титрованого розчину трилону Б (комплексону III). Як встановити титр цього розчину ?
14. Чому дорівнює фактор еквівалентності трилону Б при комплексонометричних визначеннях ? Чому дорівнює молярна маса еквіваленту металу, який визначають комплексонометричним методом ? Відповідь обґрунтуйте.
15. Який об'єм  $0,0200$  моль/дм<sup>3</sup> розчину трилону Б витрачається на титрування  $10,0$  см<sup>3</sup> розчину  $MgSO_4$  з титром рівним  $0,0025$  г/см<sup>3</sup> ?
16. У яких співвідношеннях взаємодіють катіони металів і трилона Б ?
17. Які атомні групи комплексна III утворюють зв'язки з іонами металів і який тип цих хімічних зв'язків ?
22. Вкажіть переваги комплексонометричного титрування перед іншими титриметричними методами
23. В якому методі у якості індикатора використовується еріохром чорний Т і які його хімічні властивості?
24. Дайте визначення поняттям «розчин з приготованим титром» і «розчин з встановленим титром» на прикладі методу комплексонометрії
25. Яким вимогам повинна задовольняти вихідна (початкова) речовина методу комплексонометричного титрування. Наведіть приклади таких речовин.
26. Розрахувати еквівалент трилону Б, якщо його молярна маса дорівнює  $372$  г/моль і обґрунтувати розрахунок будовою молекули
27. Розрахувати величину наважки ЕДТА ( $372$  г/моль) для приготування  $200$  мл  $0,05$  М розчину і визначити його нормальність.

## ДОДАТКИ

### ДОДАТОК 1

#### **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 (А <sup>0</sup> ) = 10 <sup>-10</sup> метрів (м) = 10 <sup>-8</sup> сантиметрів (см) = 0,1 нанометрів (нм) = 100 пікометрів (пм)
Маса	g	Кілограм (кг)	1 кг = 1000 грамів (г) = 10 <sup>6</sup> міліграмів (мг) = 10 <sup>9</sup> мікрограмів (мкг); 1 атомна одиниця маси (а.о.м.) = 1,66053·10 <sup>-24</sup> г
Час	τ	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)	<sup>0</sup> К = -273,15 <sup>0</sup> С (Цельсія) = -459,67F (Фаренгейта) К = <sup>0</sup> С + 273,15 <sup>0</sup>
Кількість речовини	M	Моль	

#### Найважливіші фізико-хімічні константи

Атомна одиниця маси      1 а.о.м. = 1,66057 · 10<sup>-27</sup> кг  
 Маса спокою електрона m<sub>e</sub> = 9,1095 · 10<sup>-31</sup> кг = 5,4858 · 10<sup>-4</sup> а.о.м.  
 Маса спокою протона m<sub>p</sub> = 1,6726 · 10<sup>-27</sup> кг = 1,0073 а.о.м.  
 Маса спокою нейтрона m<sub>n</sub> = 1,6749 · 10<sup>-27</sup> кг = 1,0087 а.о.м.  
 Молярна газова стала R = 8,3144 Дж · К<sup>-1</sup> · моль<sup>-1</sup>  
 Постійна Планка h = 6,6262 · 10<sup>-34</sup> Дж · с  
 Постійна Фарадея F = 9,6485 · 10<sup>4</sup> Кл · моль<sup>-1</sup>  
 Число Авогадро N = 6,02 · 10<sup>23</sup> моль<sup>-1</sup>  
 Швидкість світла C = 2,9979 · 10<sup>8</sup> м·с  
 Співвідношення між різними одиницями енергії 1 калорія (кал) = 4,184 Дж;  
 1 електронвольт (еВ) = 1,602 · 10<sup>-19</sup> Дж;  
 1 ерг = 6,242 · 10<sup>11</sup> еВ;  
 1 Дж = 10<sup>7</sup> ерг

π	3,14459
ln 10	2,3026
e	2,7183

ТАБЛИЦЯ ЕЛЕКТРОНЕГАТИВНОСТІ ЗА ПОЛІНГОМ

<b>H</b> 2,1							<b>He</b> -		
<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							

## 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> H <sub>3</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-</sup>	Дигідродифосфат Тригідродифосфат
HPO <sub>2</sub>	Метафосфориста	PO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Метафосфіт
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	Ортофосфориста	HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Ортофосфіт
		H <sub>2</sub> PO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Гідроортофосфіт
H <sub>3</sub> PO <sub>2</sub>	Фосфорнуватиста	H <sub>2</sub> PO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Гіпофосфіт

1	2	3	4
$\text{H}_3\text{AsO}_4$	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
$\text{HAsO}_2$	Метамиш'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
$\text{H}_2\text{ZnO}_2$	Цинкова	$\text{ZnO}_2^{2-}$ $\text{HZnO}_2^-$	Цинкат Гідроцинкат
$\text{HCrO}_2$	Метахромиста	$\text{CrO}_2^-$	Метахроміт
$\text{H}_3\text{CrO}_3$	Ортохромиста	$\text{CrO}_3^{3-}$ $\text{HCrO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{CrO}_3^-$	Ортохроміт Гідроортохроміт Дигідроортохроміт



## Розповсюджені назви деяких неорганічних речовин

Назва	Склад
Азурит (мінерал)	$2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
Алебастр	$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ або $[2 \text{CaSO}_4] \cdot \text{H}_2\text{O}$
Аміачна вода (нашатирний спирт)	$\text{NH}_4\text{OH}$
Ангідрид фосфорний миш'яковий сірчаний	$\text{P}_2\text{O}_5$ або $\text{P}_4\text{O}_{10}$ $\text{As}_2\text{O}_5$ $\text{SO}_3$
Антихлор	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ або $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$
Апатит (мінерал)	$3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Ca}(\text{F}, \text{Cl})_2$
Асбест	$3\text{MgO} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{SiO}_2$
Барит	$\text{BaSO}_4$
Баритова вода	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ (водний розчин)
Біла сажа	$\text{SiO}_2$
Білила свинцеві титанові цинкові	$2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ $\text{TiO}_2$ $\text{ZnO}$
Берлінська лазур	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
Бертолетова сіль	$\text{KClO}_3$
Бікарбонат натрія	$\text{NaHCO}_3$
Бланфікс	$\text{BaSO}_4$
Боксит	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
Бордоська рідина	Суміш водного розчину $\text{CuSO}_4$ з вапняним молоком
Бура	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
Веселящий газ	$\text{N}_2\text{O}$
Вапно – гашене натронне негашене хлорне	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ $2\text{CaO} + \text{NaOH}$ $\text{CaO}$ $\text{CaOCl}_2$
Вапняне молоко (вапняна вода)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ –водна суспензія
Вуглекислий газ	$\text{CO}_2$
Галеніт	$\text{NaCl}$
Галуни – алюмінієві або алюмокалієві залізоаміачні залізні	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$
Гіпосульфит (тіосульфат натрію)	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Гіпс (мінерал)	$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
Глауберова сіль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
Глет свинцевий	$\text{PbO}$

Назва	Склад
Гірка сіль	$MgSO_4 \cdot 7 H_2O$
Доломіт (мінерал)	$MgCO_3 \cdot CaCO_3$
Їдкий калі	KOH
Їдкий натр	NaOH
Каломель	$Hg_2Cl_2$
Кальцит	$CaCO_3$
Каолін (біла глина)	$Al_2O_3 \cdot 2 SiO_2 \cdot 2 H_2O$
Кам'яна сіль	NaCl
Карналіт	$KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$
Кварц, пісок	$SiO_2$
Кіновар	HgS
Кріоліт	$AlF_3 \cdot 3NaF$
Кров'яна сіль жовта червона	$K_4[Fe(CN)_6]$ $K_3[Fe(CN)_6]$
Купорос мідний залізний цинковий	$CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ $FeSO_4 \cdot 7 H_2O$ $ZnSO_4 \cdot 7 H_2O$
Купоросне масло	$H_2SO_4$ (90,5 – 92,5%)
Кухонна сіль	NaCl
Ляпіс	Сплав 1 частини $AgNO_3$ з 2 частинами $KNO_3$
Магнезит	$MgCO_3$
Магнезія біла	MgO
Магнітний залізняк (магнетит)	$Fe_3O_4$ або $FeO \cdot Fe_2O_3$
Малахіт	$CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$
Мармур, вапняк, крейда	$CaCO_3$
Мумія	$Fe_2O_3$
Нашатир	$NH_4Cl$
Олеум	Розчин (15,5-60%) $SO_3$ в $H_2SO_4$
Паризька зелень	$Cu(CH_3COO)_2 \cdot 3 Cu(AsO_2)_2$
Пекельний камінь	$AgNO_3$
Пергідроль	$H_2O_2$ (27-31%-ний розчин)
Пірит, сірчистий колчедан	$FeS_2$
Піролюзит	$MnO_2 \cdot nH_2O$
Плавикова кислота	HF
Плавиковий шпат	$CaF_2$
Поташ	$K_2CO_3$
Преципітат	$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$
Свинцевий блиск (галеніт)	PbS
Свинцевий цукор	$Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$
Сегнетова сіль	$KNaC_4H_4O_6$

<b>Назва</b>	<b>Склад</b>
Селітра – аміачна калійна (індійська) натрієва (чилійська) кальцієва (норвезька)	$\text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{KNO}_3$ $\text{NaNO}_3$ $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
Силікагель	$\text{SiO}_2$
Сильвініт	$\text{NaCl} + \text{KCl}$
Сіль Мора	$\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
Скло рідке розчинне	Водний розчин скла розчинного $(\text{Na}, \text{K})_2\text{O} \cdot m \text{SiO}_2$ ; $m$ коливається від 2 до 4,5
Сода – бікарбонат кальцинована (безводна) каустична кристалічна питна	$\text{NaHCO}_3$ $\text{Na}_2\text{CO}_3$ $\text{NaOH}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaHCO}_3$
Срібний блиск	$\text{Ag}_2\text{S}$
Сулема	$\text{HgCl}_2$
Суперфосфат - подвійний - простий	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2[\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}]$
Сурик – залізний - свинцевий	$\text{Fe}_3\text{O}_4$ $\text{Pb}_3\text{O}_4$
Сухий лід	$\text{CO}_2$ (твердий)
Тальк	$3 \text{MgO} \cdot 4 \text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Турнбулева синь	$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$
Хромово суміш	Розчин $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в концентрований $\text{H}_2\text{SO}_4$
Хромпик калієвий натрієвий	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Царська вода (водка)	Суміш концентрованих кислот: 1 об'єм $\text{HNO}_3$ з 3 об'ємами $\text{HCl}$
Цинкова обманка	$\text{ZnS}$
Чадний газ	$\text{CO}$

## МОЖЛИВІ ОКИСНО-ВІДНОВНІ ЧИСЛА ДЕЯКИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Еле- мент	Ступінь окислення										
	-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> перок- сиди	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> <sup>2-</sup> PbO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>			
<b>Al</b>				Al			Al <sup>3+</sup> AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup> AlO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>				
<b>B</b>	B <sup>3-</sup> B <sub>2</sub> H <sub>6</sub>			B			B <sup>3+</sup> B <sub>2</sub> O <sub>3</sub> BO <sub>2</sub> <sup>-</sup> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>				
<b>Лужні метали</b>				Me <sup>0</sup>	Me <sup>+</sup>						

## Продовження таблиці додатку 5

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

Таблиця розчинності солей та основ у воді

Аніони	Катіони											
	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	BP	P	H	H	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	BP	BP	BP	BP	BP	H	BP	BP	BP
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	BP	P	P	P
J <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	P	BP	-	-	H	H	H
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	BP	-	-	-	H	-
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	BP	P	P	P	P	P	P
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	H	BP	H	H	H
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	BP	P	P	-	-	-	-	H
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	H	H	H	H	-	-	-	H	H
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	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

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
I <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	-	-

## ОСНОВНІ СПОСОБИ ВИРАЗУ КОНЦЕНТРАЦІЇ РОЗЧИНІВ ТА ЗВ'ЯЗОК МІЖ НИМИ

Спосіб виразу концентрації		Формула для перерахунку			
Назва та визначення	Позначення та одиниці вимірювання	M	N	T	P
<b>Молярна (молярність)</b> – кількість молів розчиненої речовини в 1 л розчину	$C_m$ , M, моль/л	M	$\frac{N \cdot E}{M_p}$	$\frac{T \cdot 1000}{M_p}$	$\frac{P \cdot 10d}{M_p}$
<b>Нормальна (еквівалентна)</b> – визначається числом моль-еквівалентів (грам-еквівалентів) розчиненої речовини в 1 л розчину	$C_n$ , н., N, г-екв/л	$\frac{M \cdot M_p}{E}$	N	$\frac{T \cdot 1000}{E}$	$\frac{P \cdot 10d}{E}$
<b>Титр</b> – кількість грамів речовини, що містяться в 1 мл розчину	T, г/мл	$\frac{M \cdot M_p}{1000}$	$\frac{N \cdot E}{1000}$	T	$\frac{P \cdot d}{100}$
<b>Процентна</b> – кількість грамів розчиненої речовини в 100 г розчину	P, ω, % (мас.)	$\frac{M \cdot M_p}{10d}$	$\frac{N \cdot E}{10d}$	$\frac{T \cdot 100}{d}$	P
<b>Молярна</b> – кількість молів розчиненої речовини в 1000 г розчинника	$C_{моль}$ , m, моль/1000 г	$\frac{M \cdot 1000}{1000d - M \cdot M_p}$	$\frac{N \cdot E \cdot 1000}{(1000d - N \cdot E)M_p}$	$\frac{T \cdot 1000 \cdot 1000}{(1000d - M \cdot M_p)M_p}$	$\frac{P \cdot 10d \cdot 1000}{(1000d - M \cdot M_p)M_p}$

Позначення: E – еквівалент сполуки;  $M_p$  – молярна маса; d – густина розчину.



## ДОДАТОК 8

Густина водних розчинів основ при 18<sup>0</sup>С у г/см<sup>3</sup>

%	КОН	NaOH	NH <sub>3</sub>	%	КОН	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 8

Густина водних розчинів кислот при 18<sup>0</sup>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
4	1,027	1,020	1,018	52	1,415	1,322	-
6	1,038	1,031	1,028	54	1,435	1,334	-
8	1,052	1,043	1,038	56	1,456	1,345	-
10	1,066	1,054	1,047	58	1,477	1,356	-
12	1,080	1,066	1,057	60	1,498	1,367	-
14	1,095	1,078	1,068	62	1,520	1,377	-
16	1,109	1,090	1,078	64	1,542	1,387	-
18	1,124	1,103	1,088	66	1,565	1,396	-
20	1,139	1,115	1,098	68	1,587	1,405	-
22	1,155	1,128	1,108	70	1,611	1,413	-
24	1,170	1,140	1,119	72	1,634	1,422	-
26	1,176	1,153	1,129	74	1,657	1,430	-
28	1,202	1,167	1,139	76	1,681	1,438	-
30	1,219	1,180	1,149	78	1,704	1,445	-
32	1,235	1,193	1,159	80	1,727	1,452	-
34	1,252	1,207	1,169	82	1,749	1,459	-
36	1,268	1,221	1,179	84	1,769	1,466	-
38	1,286	1,234	1,189	86	1,787	1,372	-
40	1,303	1,246	1,198	88	1,802	1,477	-
42	1,321	1,259	-	90	1,814	1,483	-
44	1,338	1,272	-	92	1,824	1,487	-
46	1,357	1,285	-	94	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	-

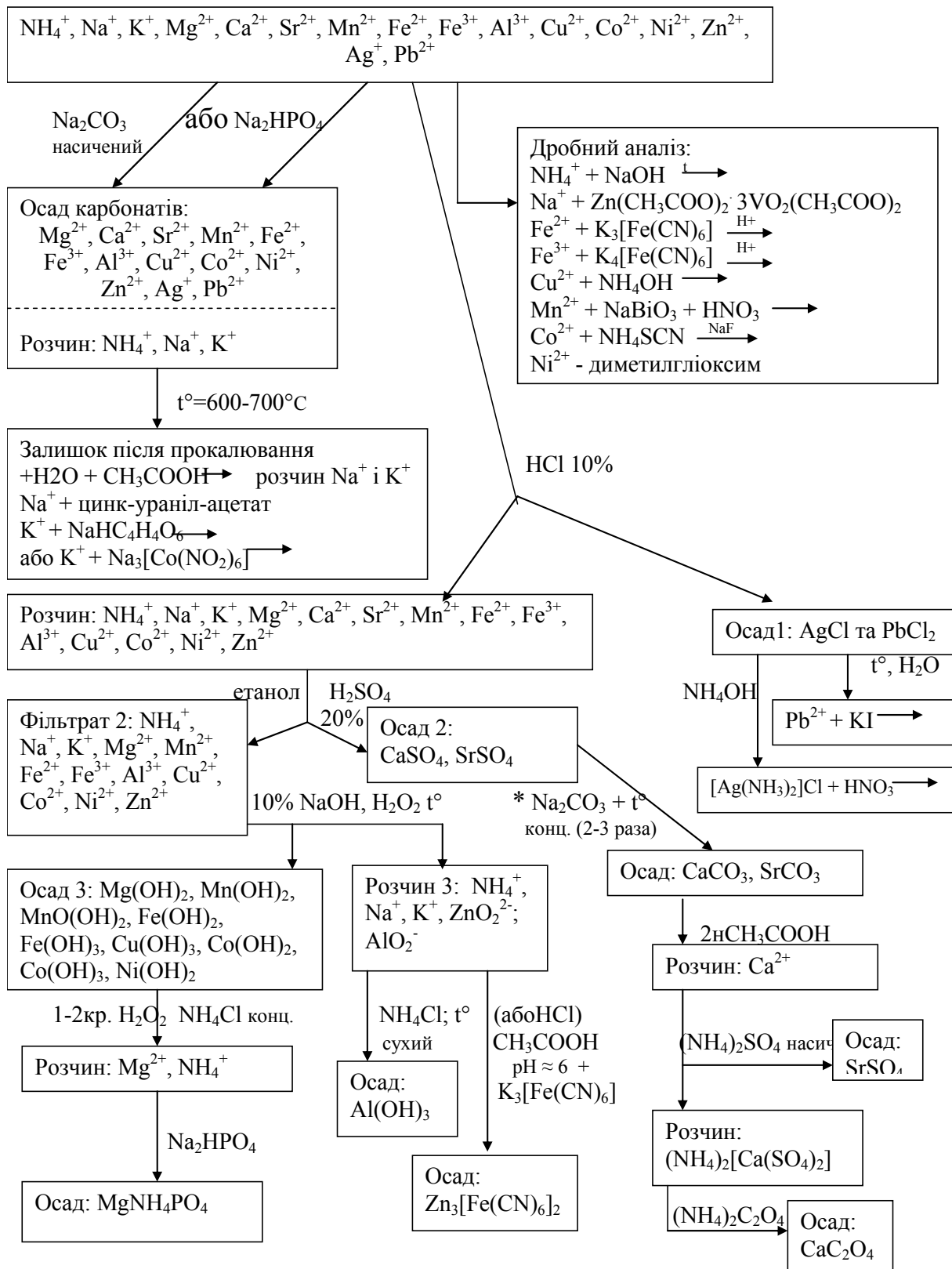
**Ступінь дисоціації кислот, основ та солей у водних розчинах при  
18<sup>0</sup>С**

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

## Характеристика основних видів мінеральних добрив

Назва добрива	Хімічний склад	Вміст елементу живлення, % мас.
<b>Фосфорні добрива (вміст фосфору - в перерахунку на P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)</b>		
Фосфоритне борошно	Ca <sub>10</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>6</sub> F <sub>2</sub>	18-26
Суперфосфат простий	3Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ·H <sub>2</sub> O + 7[CaSO <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O]	14-19
Суперфосфат подвійний	Ca(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ·H <sub>2</sub> O	38-52
Преципітат	CaHPO <sub>4</sub> ·2 H <sub>2</sub> O	25-35
<b>Азотні добрива (вміст азоту - в перерахунку на N)</b>		
Аміачна селітра	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	34,0-34,5
Карбамід (сечовина)	(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO	46,0
Ціанамід кальцію	CaCN <sub>2</sub>	35,0
Сульфат амонію	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	20,5-21,0
Хлорид амонію	NH <sub>4</sub> Cl	24,0-25,0
Натрієва селітра	NaNO <sub>3</sub>	15,0-16,0
Кальцієва селітра	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	17,5
Вапнисто-аміачна селітра	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub> ·CaCO <sub>3</sub>	18,0-22,0
Рідкий безводний аміак	NH <sub>3</sub>	82,3
Аміачна вода	NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O	16,5-20,0
<b>Калійні добрива (вміст калію - в перерахунку на K<sub>2</sub>O)</b>		
Сильвініт	KCl·NaCl	12,0-18,0
Каїніт	KCl·MgSO <sub>4</sub> ·3H <sub>2</sub> O+NaCl	10,0-12,0
Полігаліт	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> · MgSO <sub>4</sub> ·2 CaSO <sub>4</sub> ·2 H <sub>2</sub> O	12,0-14,5
Калімагнезія	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> · MgSO <sub>4</sub> ·6H <sub>2</sub> O	24,0-27,0
Калімаг	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ·2MgSO <sub>4</sub>	18,4-19,0
Хлорид калію	KCl	52,4-60,0
Сульфат калію	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	45,0-50,0
Поташ	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	55,0-60,0
<b>Комплексні (багатобічні) добрива (вміст поживних елементів наведений як сума % мас. N + K<sub>2</sub>O + P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)</b>		
Амофос	NH <sub>4</sub> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	62,0-64,0
Діамофос	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	64,0-66,0
Нітроамофос	Суміш	46,0-51,0
Нітроамофоска	Суміш	51,0-55,0
Нітрофос	Суміш	40,0-42,0
Нітрофоска	Суміш	32,0-34,0
Азофоска	Суміш	48,0-50,0
Калієва селітра	KNO <sub>3</sub>	59,0

## Схема аналізу суміші катіонів 1-4 груп



Осад 3:  $Mg(OH)_2$ ,  $Mn(OH)_2$ ,  
 $MnO(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$ ,  
 $Fe(OH)_3$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Co(OH)_3$ ,  
 $Ni(OH)_2$

10%  $NH_4Cl$

Розчин:  $[CO(NH_3)_6]^{3+}$ ,  
 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$

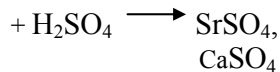
KBr

Осад:  
 $[Ni(NH_3)_6]Br_2$

$C_4H_8N_2O_2$   
 аміловий спирт

Осад:  
 $Ni(C_4H_7N_2O_2)_2$

\* Розчин 1:



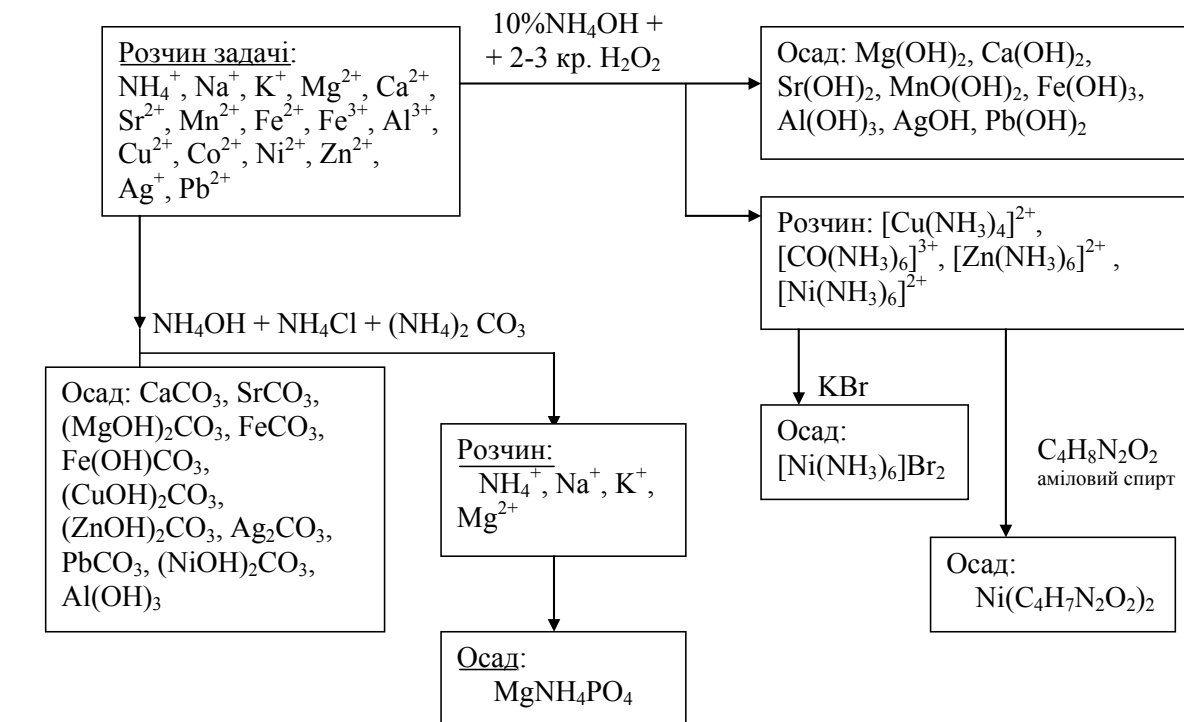
якщо осад, то: (потім)

Розчин 1 +  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $t^\circ$   
 насич

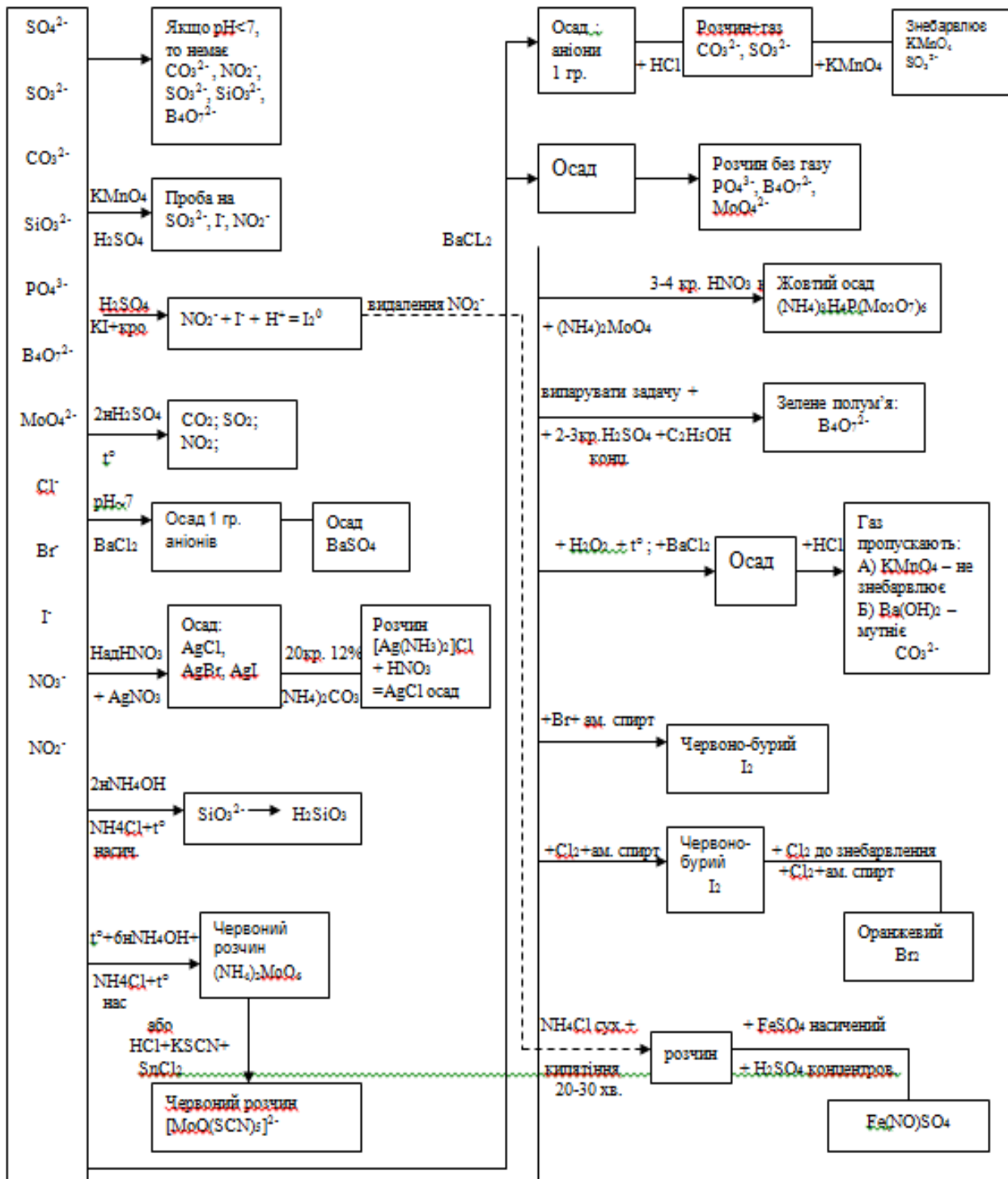
осад  $SrSO_4$

розчин  $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$

+  $(NH_4)_2C_2O_4$   
 осад  $CaC_2O_4$



АНАЛІЗ СУМІШІ АНІОНІВ





## Рекомендована література для самопідготовки

1. Копілевич В.А., Савченко Д.А., Ущапівська Т.І. Неорганічна та аналітична хімія: для навчання за спеціальностями 201 «Агрономія» і 202 «Захист і карантин рослин»: навчальний посібник. – 2-е вид., випр. і доп. – К.: Редакційно-видавничий відділ НУБіП України. 2019. – 600 с.
2. Копілевич В.А., Савченко Д.А., Ущапівська Т.І., Прокопчук Н.М. Неорганічна та аналітична хімія: для навчання за спеціальностями 201 «Агрономія» і 202 «Захист і карантин рослин»: підручник. – К.: Редакційно-видавничий відділ НУБіП України. 2020. – 596 с.
3. Савченко Д.А., Копілевич В.А., Ущапівська Т.І. Неорганічна та аналітична хімія: навчальний посібник у формі лабораторного практикуму для студентів спеціальності - 201 «Агрономія». – К.: ДДП «Експо-Друк», 2021. – 329 с.
4. В.А.Копілевич, О.І.Карнаухов, Д.І.Мельничук, М.С. Слободяник, С.І. Скляр, К.О.Чеботько, Загальна та неорганічна хімія. – К.: "Фенікс", 2003. – 752 с.
5. В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. Загальна хімія – К.: Вища школа, 1991. – 432с.
6. Копілевич В.А. Загальна хімія: Вибрані розділи курсу для навчання за напрямом «Біотехнологія». – К.: НУБіП, 2015. – 276 с.
7. Копілевич В.А. Неорганічна хімія: Вибрані розділи курсу для навчання за спеціальністю «Біотехнології та біоінженерія». – К.: НУБіП України, 2016. – 368 с.
8. Жаровський Ф.Г., Пилипенко А.Т., П'ятницький І.В. Аналітична хімія. – К.: Вища шк., 1982. – 544 с.
9. Аналітична хімія для аграрних спеціальностей (хімічний аналіз) /В.А. Копілевич, В.Є. Косматий, Л.В. Войтенко, Л.М. Абарбарчук та ін. – К.: НАУ, 2002, 2003. – 300 с.
10. Аналітична хімія (хімічний аналіз) /В.А. Копілевич, В.Є. Косматий, Л.В. Войтенко, Л.М. Абарбарчук, І.Д. Жилияк та ін. – Тернопіль: ТНПУ, 2008. – 300 с.
11. Аналітична хімія. В 2 ч. / В.А. Копілевич, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущапівська, Л.В. Войтенко . – К.: ДДП «Експодрук», 2016. – Ч.1 – 216 с.; Ч.2 – 198 с.
12. Аналітична хімія: навчальний посібник. / В.А. Копілевич, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущапівська, Л.В. Войтенко, Л.М. Абарбарчук, Д.А. Савченко. 2-е вид. випр. і доп. – К.: Ред.-вид. відділ НУБіП України. 2020. – 259 с.



## ЗМІСТ

	<b>Стор.</b>
Завдання курсу неорганічної та аналітичної хімії.....	<b>3</b>
Загальні методичні вказівки.....	<b>4</b>
Методичні вказівки до лабораторних робіт.....	<b>9</b>
Тема лабораторної роботи 1. Періодичний закон і будова атома.....	<b>14</b>
Тема лабораторної роботи 2. Принципи номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук....	<b>18</b>
Тема лабораторної роботи 3. Електронна будова атома. Правила складання електронних формул елементів, визначення їх можливої валентності та ступенів окислення.....	<b>43</b>
Тема лабораторної роботи 4. Якісна оцінка типів хімічного зв'язку та будови молекул кислот, основ, солей, оксидів.....	<b>53</b>
Тема лабораторної роботи 5. Розчини та їх характеристика. Вивчення правил складання рівнянь у розчинах електролітів.....	<b>60</b>
Тема лабораторної роботи 6. Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН.....	<b>79</b>
Тема лабораторної роботи 7. Вивчення типів окисно-відновних процесів і правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	<b>91</b>
Тема лабораторної роботи 8. Правила складання формул координаційних сполук, рівнянь з їх участю та вивчення властивостей.....	<b>106</b>
Тема лабораторної роботи 9. Вивчення хіміко-аналітичних властивостей s-катіонів Na, K, Mg, Ca, Sr, Ba.....	<b>113</b>
Тема лабораторної роботи 10. Вивчення хіміко-аналітичних властивостей p-катіонів Al, Pb.....	<b>124</b>
Тема лабораторної роботи 11. Вивчення хіміко-аналітичних властивостей d-катіонів Zn, Cu, Mn, Fe, Ag.....	<b>132</b>
Тема лабораторної роботи 12. Вивчення хіміко-аналітичних властивостей аніонів на прикладі p-елементів VII-A, VI-A, V-A, IV-A груп C, N, P, S, Cl, Br, I.....	<b>158</b>
Тема лабораторної роботи 13.1 Техніка виконання якісних аналітичних реакцій біогенних катіонів і аніонів.....	<b>217</b>
Тема лабораторної роботи 13.2 Вивчення якісних реакцій відкриття відкриття катіонів I-IV груп і їх розділення за аміачно-фосфатною класифікацією.....	<b>233</b>
Тема лабораторної роботи 13.3 Вивчення якісних реакцій визначення аніонів.....	<b>251</b>
Тема лабораторної роботи 13.4 Якісний аналіз невідомої речовини (оксиду, гідроксиду, солі) на склад за катіоном та аніоном.....	<b>261</b>

Тема лабораторної роботи 14. Техніка роботи у кількісному аналізі. Об'ємний аналіз на прикладі методу нейтралізації.....	<b>265</b>
Тема лабораторної роботи 15. Техніка вимірювань методом перманганометрії.....	<b>282</b>
Тема лабораторної роботи 16. Техніка вимірювань методом комплексометрії .....	<b>293</b>
Додатки.....	<b>301</b>
Рекомендована література для самопідготовки.....	<b>320</b>

# **НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ**

## **НАВЧАЛЬНИЙ ПОСІБНИК**

**ВИДАННЯ ДРУГЕ, ВИПРАВЛЕНЕ І ДОПОВНЕНЕ**

Підписано до друку 10.10.23    Формат 60x84\16  
Ум. друк. арк. 18,9    Наклад 100 прим.    Зам. № 230519

Видавець і виготовлювач Національний університет біоресурсів  
і природокористування України,  
вул. Героїв Оборони, 15, м. Київ, 03041.  
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи  
ДК № 4097 від 17.06.2011