

# НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ

*Кафедра аналітичної і бінеорганічної хімії та якості води*

**В.А. Копілевич, Т.І. Ущипівська, Л.В. Войтенко**



## **ХІМІЯ (НЕОРГАНІЧНА ТА АНАЛІТИЧНА)**

**МЕТОДИЧНА РОЗРОБКА  
до лабораторного практикуму  
для студентів спеціальності 163 “Біомедична інженерія”**

**КИЇВ 2021**

УДК 546(075.8)

*Рекомендовано Вченою радою Національного університету біоресурсів і природокористування України (протокол № від 2021 р.)*

Рецензенти:

**Ковшун Л.О.**, доктор технічних наук, професор (Національний університет біоресурсів і природокористування України)

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

**ХІМІЯ (неорганічна та аналітична). [текст] методична розробка у формі лабораторного практикуму для студентів спеціальності - 163 “Біомедична інженерія” / В.А. Копілевич, Т.І. Ущапівська, Л.В. Войтенко. – К.: 2021. – 220 с.**

Методична розробка у формі лабораторного практикуму для навчання студентів за спеціальністю 163 «Біомедична інженерія». 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 агробіологічної науки, ветеринарної медицини, гігієни, санітарії та експертизи, зооінженерії, біотехнології, екології і харчової та фармацевтичної технологій 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: Копілевич Володимир Абрамович  
Ущапівська Тетяна Іванівна  
Войтенко Лариса Владиславівна

УДК 546(075.8)

© В.А. Копілевич, Т.І.Ущапівська, Л.В. Войтенко, 2021

© НУБіП України, 2021

## ЗАВДАННЯ КУРСУ НЕОРГАНІЧНОЇ ТА АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

Прогрес у сучасній агробіологічній науці, ветеринарній медицині, гігієні, санітарії та експертизі, зооінженерії, біотехнології, екології і харчовій та фармацевтичній технологіях не можливий без розвитку, використання та сервісного обслуговування біомедичного обладнання, діагностичної та фізіотерапевтичної техніки, що вимагає ґрунтовної підготовки висококваліфікованих спеціалістів з біомедичної інженерії. Оскільки робота діагностичного і біомедичного обладнання базується на процесах біофізики, хімічних і біохімічних реакціях та інгредієнтах, то загальна хімічна підготовка фахівців з біомедичної інженерії розглядається як базовий, обов'язковий компонент ОПП.

Цим посібником реалізується етап наскрізної освітньої програми у ВЗО з природничо-наукового блоку дисциплін від математики, фізики, загальних теоретичних основ хімії до неорганічної хімії елементів, аналітичної хімії і далі до прикладних професійно-орієнтованих дисциплін, як біоорганічна хімія та біохімія, фізіологія тощо. Одночасно вирішується важлива методична проблема відбору та дозування інформації, а також усунення її дублювання при викладанні споріднених дисциплін із спільною теоретичною базою.

Комплексна дисципліна Хімія (неорганічна та аналітична) вивчається на I курсі і вона є базовим предметом для подальшого вивчення розділів біонеорганічної, біоорганічної хімії та ряду прикладних дисциплін як фізіологія, біохімія, клінічна біохімія, патофізіологія тощо.

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 ендоекології;
- перетворити якомога більшу частину теоретичних знань у навички, засвоїти прийоми роботи в хімічній лабораторії, набути досвіду поводження з хімічними реактивами при виконанні експериментальних лабораторних дослідів;
- адаптувати одержані знання і навички з неорганічної хімії до правил і закономірностей аналітичних досліджень в хімічному аналізі.

Для активізації навчання 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						
	тижні	усього	у тому числі				
			л	п	лаб	інд	с.р.
<b>Змістовий модуль 1. Основні поняття і закони хімії</b>							
Тема 1. Хімія як складова природничих наук	1	10	2		2		6
Тема 2. Будова атома	2	8	2		2		4
Тема 3. Періодичність зміни будови та властивостей елементів та їх сполук	3	6	2		2		2
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул	4	10	2		2		6
Разом за змістовим мод. 1	1-4	34	8		8		18
<b>Змістовий модуль 2. Основні закони хімічних перетворень</b>							
Тема 5. Хімічна кінетика і рівновага	5	6	2				4
Тема 6. Розчини та їх властивості. Розчини електролітів та дисоціація	6	10	2		4		4
Тема 7. Гідроліз солей	7	10	2		2		6
Разом за змістовим мод. 2	5-7	26	6		6		14
<b>Змістовий модуль 3. Хімічні реакції і процеси</b>							
Тема 8-9. Реакції окислення-відновлення	8-9	18	4		4		10
Тема 10. Комплексні (координаційні) сполуки	10	12	2		2		8
Разом за змістовим мод. 3	8-10	30	6		6		18
<b>Змістовий модуль 4. Аналітична хімія і хімічний аналіз</b>							
Тема 11. Предмет і завдання аналітичної хімії. Якісний аналіз розчинів.	11	12	2		2		8
Тема 12. Суть і завдання кількісних вимірювань і розрахунків.	12	14	2		2		10
Тема 13. Рівновага у гомогенних системах та її застосування для оцінки реакцій кислотно-основної взаємодії, окислення-відновлення та комплексоутворення.	13	12	2		2		8

Назви змістових модулів і тем	Кількість годин						
	тижні	усього	у тому числі				
			л	п	лаб	інд	с.р.
Тема 14. Суть рівноваги у титриметрії.	14	10	2		2		8
Тема 15. Еквівалентність у методах титриметрії.	15	10	2		2		6
Разом за змістовим модулем 4	11-15	60	10		10		40
<b>Усього годин</b>	1-15	150	30		30		90

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 – 30 годин та самостійної роботи - 90 годин, що в сумі складає 150 години (5 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 ( <u>екзамен</u> )	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		70 ± X
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;

- $R_{\text{др}}$  – рейтинг з додаткової роботи;
- $R_{\text{штр}}$  – рейтинг штрафний.
- Наведену формулу можна спростити, якщо прийняти  $K^{(1)}_{\text{ЗМ}} = \dots = K^{(n)}_{\text{ЗМ}}$ . Тоді вона буде мати вигляд:

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

- Навчальне навантаження студента з дисципліни «Неорганічна та аналітична хімія» для вивчення та засвоєння за модулями складає:
- 1-й модуль ( $R_1$ ) – 1,25 кредита ( $K_1$ )
- 2-й модуль ( $R_2$ ) – 1,25 кредита ( $K_2$ )
- 3-й модуль ( $R_3$ ) – 1,25 кредита ( $K_3$ )
- 4-й модуль ( $R_4$ ) – 1,25 кредита ( $K_4$ )
- **Рейтинг з додаткової роботи**  $R_{\text{др}}$  додається до  $R_{\text{НР}}$  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:  $R_{\text{НР}} = R_1 + R_2 + R_3 + R_4 + R_{\text{др}} = 400$  балів.
- **Рейтинг штрафний**  $R_{\text{штр}}$  не перевищує 5 балів і віднімається від  $R_{\text{НР}}$ . 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 кожним змістовним модулем, тобто не менше 60 балів від максимального показника модулю. Загальний показник  $R_{\text{НР}}$  розраховується як 70% від середнього арифметичного суми чотирьох модулів, що в загальній оцінці дисципліни у перерахунку на 100 бальну шкалу складає від 42 до 100 балів (70%  $R_{\text{НР}}$  і 30%  $R_{\text{ат}}$ ).
- **Реальний рейтинг з дисципліни**  $R_{\text{дис}}$ . Визначається за формулою:
- $R_{\text{дис}} = R_{\text{НР}} + R_{\text{ат}}$

*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 (етиловий спирт, ацетон, бензол, етиловий ефір та ін.) не можна тримати біля пальників та електронагрівальних приладів;
- при спалаху спирту, бензолу та інших речовин треба негайно накрити полум'я азбестовим рядном чи засипати піском;
- 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 його уламки з рани, змазати поріз 3%-м спиртовим розчином йоду або перекису водню і перев'язати.
2. При опіках полум'ям або гарячими предметами треба негайно покласти на обпечене місце вату чи марлю, добре змочену етиловим спиртом або 2 – 5%-м розчином перманганату калію.
3. При попаданні кислоти та лугів на шкіру необхідно обмити уражене місце спочатку великою кількістю води. Потім у випадку ураження кислотою промити 5%-м розчином гідрокарбонату натрію, а при ураженні лугами – 1-2%-м розчином оцтової чи борної кислоти і знову промити водою.
4. При попаданні в очі бризок кислоти чи лугу необхідно терміново промити їх великою кількістю водопровідної води, а потім 2%-м розчином гідрокарбонату натрію (якщо попала кислота) чи 2%-м розчином борної кислоти (якщо попав луг) і знову водою.
5. У всіх випадках отруєння, опіків та поранень після надання першої допомоги в лабораторії потерпілому терміново за телефоном 103 викликають швидку допомогу або відправляють у поліклініку.

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

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

### ***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* – це хімічно неподільна електронейтральна частка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра та негативно заряджених електронів.

Основними характеристиками атома є його маса, розмір, склад, заряд ядра та будова електронних оболонок. 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. Кожний елемент має свою назву та хімічний символ в періодичній таблиці. Хімічний елемент є складовою частиною речовин і під час реакцій він зберігається, переходячи від одних речовин до інших. Формами існування хімічних елементів є “прості і складні речовини”.

*Прості речовини* – це речовини, 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  $H_2O$ , оксид срібла  $Ag_2O$  – 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).

*Молекула* – це найменша частинка даної речовини, що має її хімічні властивості. Хімічні властивості молекули визначаються її складом і хімічною будовою. 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: розкладаються на атоми або групи атомів, що утворюють нові речовини. Для молекул характерний неперервний хаотичний рух.

*Відносною атомною масою ( $A_r$ ) хімічного елементу називається фізична величина, що дорівнює відношенню середньої маси атома природного ізотопічного складу елемента до 1/12 маси атома вуглецю  $^{12}\text{C}$ . 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 вуглецю  $^{12}\text{C}$ . 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 атому вуглецю  $^{12}\text{C}$ . 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 0,012кг ізотопу вуглецю  $^{12}\text{C}$ .*

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

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

Це число називається сталою Авогадро (позначається  $N_A$ , має розмірність 1/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. Її позначають літерою  $M$  з розмірністю кг/моль або 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 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 ( $\nu$ , моль) та молярною масою ( $M$ , г/моль) існує просте співвідношення:  $m = \nu \cdot M$ .

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) розрізнати в періодичній таблиці s-, p-, d та f- елементи;
- 2) пояснювати характер зміни величин радіусів атомів, енергії йонізації, електронегативності елементів в періодах та групах таблиці Д.І. Менделєєва.

*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, відносної 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”.

Із 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. В сьомій групі у елементів за 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 знаходяться 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. Валентними електронами у елементів головних підгруп є електрони зовнішнього енергетичного рівня, їх кількість дорівнює номеру групи. Характерно наповнення s-підрівня (s-елементи), або p-підрівня (p-елементи). Валентними електронами у елементів побічних підгруп є електрони зовнішнього і передзовнішнього рівня, їх загальна кількість також дорівнює номеру групи. Характерно наповнення d-підрівня передостаннього рівня (d-елементи), для лантаноїдів та актиноїдів йде заповнення відповідно 4f і 5f підрівнів (f-елементи).

Теорія будови атома допомагає пояснити закономірності збільшення металічних властивостей елементів в підгрупах із збільшенням зарядів ядер їх атомів, та збільшення неметалічних властивостей відповідно в періодах.

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

Чим більший атомний радіус, тим слабкіше утримуються електрони зовнішнього енергетичного рівня. І навпаки, із 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 одного періоду збільшується зліва направо, оскільки при цьому збільшується заряд ядра атомів, а радіус атома лише незначно зменшується. В підгрупах I зменшується зверху вниз завдяки збільшенню відстані валентного електрона від ядра. Енергія йонізації зв'язана з хімічними властивостями елементів. Так, у лужних металів I дуже незначна, вони мають яскраво виражені металічні властивості.

Найбільші значення енергії спорідненості до електрона мають галогени, у яких на зовнішньому рівні 7 електронів. 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:

$$E_H = \frac{I+E}{2}$$

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 протони, нейтрони 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. Виходячи із електронних структур атомів пояснити чим відрізняється головна підгрупа від побічної.

6. Яку максимальну кількість електронів може вміщувати 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. Перелічити основні відмінності властивостей вільних атомів s-, p- та d-елементів.
10. Які орбіталі можуть бути на I, II та III енергетичних рівнях і в якій послідовності вони будуть заповнюватись електронами?
11. Скільки неспарених електронів у незбудженому стані мають атоми: Na, Al, Si, P, 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 Д.І.Менделєєва, вкажіть:
  - а) форму вищої кисневої сполуки фосфору;
  - б) ступені окиснення елемента в стійких сполуках
16. Електронна оболонка атома деякого елемента містить 42 електрони. Скільки протонів знаходиться в ядрі цього атома? Визначити порядковий номер елемента і його назву.
17. Скільки валентних електронів міститься в атомах елементів №14, 20, 32?
18. У якого з наведених елементів енергія йонізації найменша: Sr, Mg, Ca чи Ba?
19. У якого з наведених елементів спорідненість до електрону найбільша: O, F, C чи N?
20. Виходячи із розміщення в періодичній системі Бром, Барій, Хром, Селену, вкажіть, металічним чи неметалічним є кожний з цих елементів.
21. Назвіть по два елементи, що є подібними за будовою і властивостями до:
  - а) Стануму;
  - б) Хлору;
  - в) Кальцію.
22. Що взято за основу розподілу елементів на групи в періодичній системі? Чому вони поділяються на підгрупи ?
23. Які елементи мають назву s-, p-, d-, f-елементів ?
24. Як змінюються атомні радіуси елементів у періодах і групах? Як це позначається 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:*

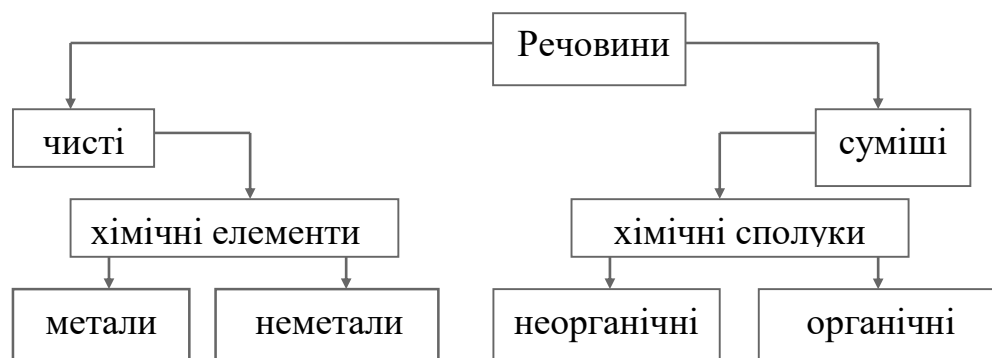
- 1) взаємозв'язок властивостей хімічних елементів з періодичним законом Д.І. Менделєєва;
- 2) закономірності зміни хімічних властивостей елементів залежно від їх положення в періодичній таблиці ( в періоді та групі);
- 3) типові метали, неметали (металоїди) та елементи з амфотерними властивостями;
- 4) встановлення валентностей елементів за положенням у періодичній таблиці та будовою їх атомів; поняття про ступінь окислення елементу;
- 5) поняття 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 окислення 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 алюмінію, цинку, хрому, плюмбуму, їх оксидів та гідроксидів;
- 5) будувати 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.

## Систематика неорганічних речовин



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);

*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;

*лантанойди* - 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:  $\text{Ba}^{2+}\text{Cl}_2^-$ ;

$Al^{3+}_2O^{2-}_3$ . 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  $Ca^{2+}$ ,  $S^{6+}$ ,  $O^{2-}$ , лише у випадку  $CaSO_4$  (а не  $SCaO_4$  чи  $SO_4Ca$ ) 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  $OF_2$  (де він заряджений позитивно,  $O^{2+}$ ) та пероксидів ( $H_2O_2$ ,  $BaO_2$ ), де його заряд рівний  $1-$ ;
- гідроксильна група ( $OH^-$ ) характеризується завжди сумарним зарядом, рівним  $1-$ ;
- сумарним зарядом можна охарактеризувати залишки кислот (кислотні залишки):  $BO_2^-$ ;  $SiO_3^{2-}$ ;  $NO_3^-$ ;  $NO_2^-$ ;  $PO_3^-$ ;  $PO_4^{3-}$ ;  $SO_4^{2-}$ ;  $SO_3^{2-}$ ;  $ClO^-$ ;  $ClO_2^-$ ;  $ClO_3^-$ ;  $ClO_4^-$ ;  $CH_3COO^-$ .

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  $5+$ .

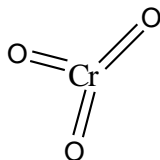
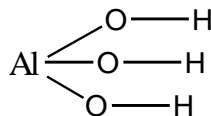
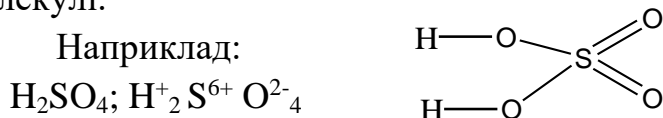
Назви складних речовин згідно з їх формулами читаються зліва направо, тобто спочатку називають електропозитивну складову (реальний катіон) формули в називному відмінку, а потім електронегативну частину (реальний аніон). Наприклад:  $CaH_2$  - кальцій гідрид;  $LiCl$  - літій хлорид;  $KOH$  - калій гідроксид;  $I_2O_5$  - 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;  $\text{SO}_3^{2-}$  - сульфїт;  $\text{ClO}^-$  - 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.



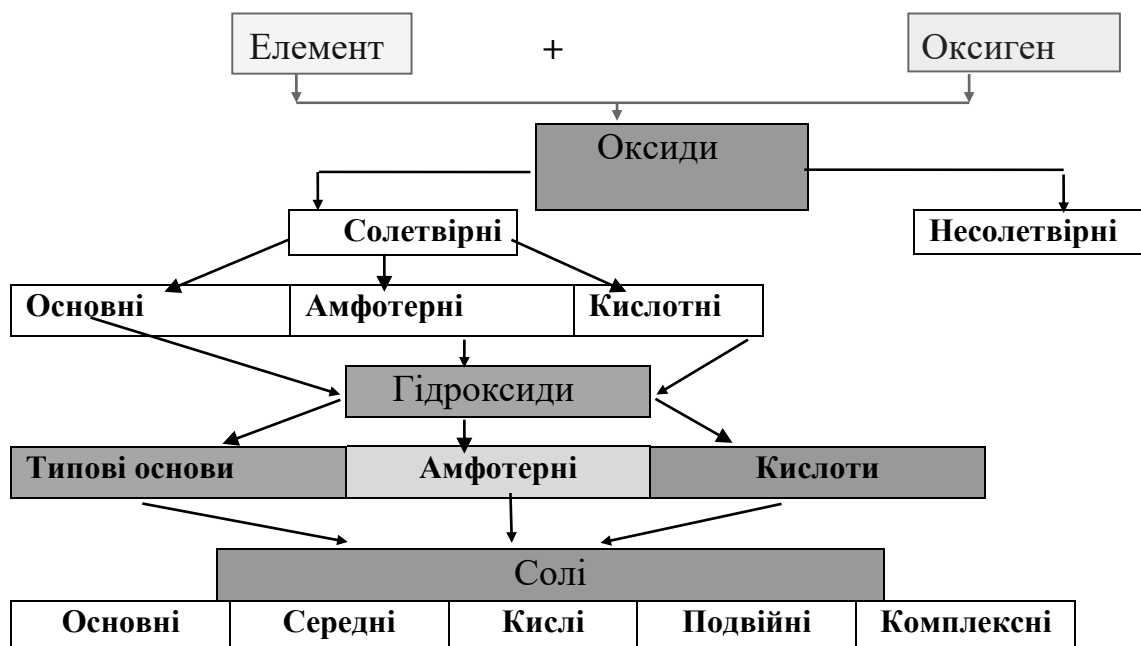
#### *Зв'язок між класами неорганічних речовин*

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

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.

Схема зв'язку між основними класами неорганічних сполук



### Оксиди

Оксидами називають сполуки елементів з Оксигеном, в яких останній приєднується безпосередньо до атома елемента.

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 указується валентність елемента римською цифрою в дужках після назви. Наприклад, CrO - хрому(II) оксид, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - хрому(III) оксид, CrO<sub>3</sub> - хрому(VI) оксид.

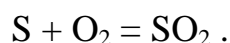
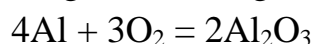
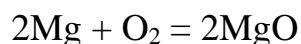
Всі оксиди поділяються на *солевтвірні*, наприклад Na<sub>2</sub>O, CaO, CO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, і *несолевтвірні* – N<sub>2</sub>O, NO, CO, SiO, SO.

За хімічними властивостями солевтвірні оксиди поділяються на три групи: *основні, кислотні і амфотерні.*

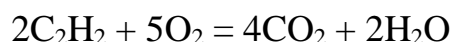
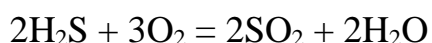
*Одержання оксидів:*

До найбільш поширених методів одержання солевтвірних оксидів можна віднести:

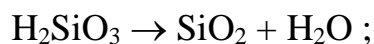
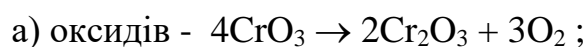
1. Взаємодія елементів з Оксигеном:



2. Окислення Оксигеном різних складних сполук:



3. Розкладання різних кисневмісних сполук при нагріванні:



Основні оксиди. До основних оксидів відносяться оксиди, гідратні форми яких відносяться до класу основ.

Наприклад,  $\text{Li}_2\text{O}$  -  $\text{LiOH}$  - гідратна форма

$\text{Na}_2\text{O}$  -  $\text{NaOH}$  - гідратна форма

$\text{MgO}$  -  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  - гідратна форма

$\text{CaO}$  -  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  - гідратна форма

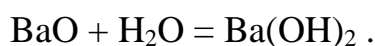
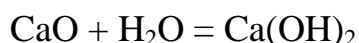
$\text{FeO}$  -  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  - гідратна форма

$\text{Fe}_2\text{O}_3$  -  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  - гідратна форма.

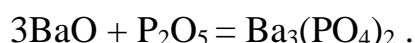
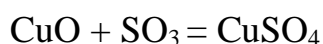
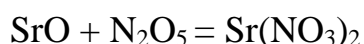
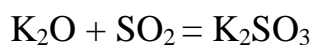
Основні оксиди утворюють лише метали. Однак не всі оксиди металів є основними. Деякі з них за своїми хімічними властивостями відносять до кислотних або амфотерних.

*Хімічні властивості основних оксидів:*

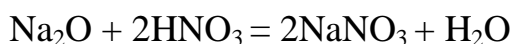
1. Оксиди лужних ( $\text{Li}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{Rb}_2\text{O}$ ,  $\text{Cs}_2\text{O}$ ) та лужноземельних ( $\text{CaO}$ ,  $\text{SrO}$ ,  $\text{BaO}$ ) металів взаємодіють з водою з утворенням розчинних основ - лугів:

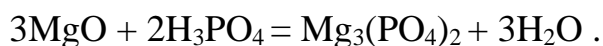
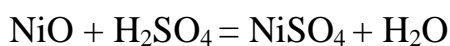


2. Основні оксиди взаємодіють з кислотними оксидами з утворенням солей:



3. Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солей і води:





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

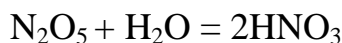
Наприклад: $\text{CO}_2$	-	гідратна форма $\text{H}_2\text{CO}_3$
$\text{SiO}_2$	-	гідратна форма $\text{H}_2\text{SiO}_3$
$\text{N}_2\text{O}_5$	-	гідратна форма $\text{HNO}_3$
$\text{P}_2\text{O}_5$	-	гідратна форма $\text{H}_3\text{PO}_4$

Переважну більшість кислотних оксидів утворюють неметали, а також деякі перехідні метали з вищими ступенями окислення.

Наприклад, $\text{Mn}_2\text{O}_7$	-	гідратна форма $\text{HMnO}_4$
$\text{CrO}_3$	-	гідратна форма $\text{H}_2\text{CrO}_4$

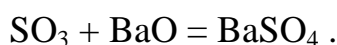
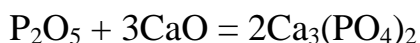
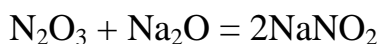
*Хімічні властивості кислотних оксидів:*

1) Більшість кислотних оксидів взаємодіють з водою з утворенням кислот:

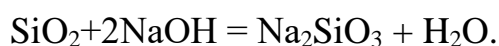
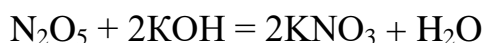
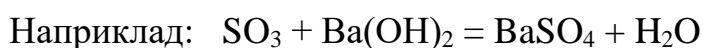


Звідси виникла назва кислотних оксидів – *ангідриди кислот*. Однак є кислотні оксиди, які з водою не взаємодіють:  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{MoO}_3$ ,  $\text{WO}_3$  тощо.

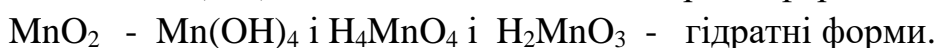
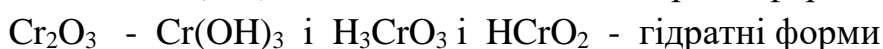
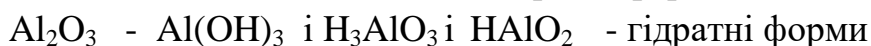
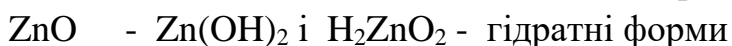
2. Кислотні оксиди взаємодіють з основними оксидами з утворенням солей:



3. Кислотні оксиди взаємодіють з основами з утворенням солей і води.



Амфотерні оксиди. До амфотерних оксидів відносяться оксиди, що виявляють основні і кислотні властивості. Наприклад:



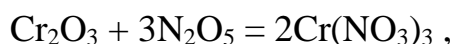
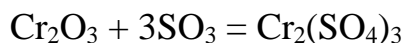
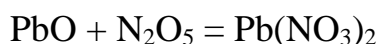
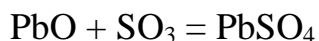
Амфотерні оксиди утворюються хімічними елементами, для яких характерні металічні і частково неметалічні властивості.

Термін «амфотерний» – грецького походження, означає двосторонній, взаємний. Тому амфотерні оксиди займають проміжне положення між основними і кислотними оксидами і виявляють відповідні їм хімічні властивості.

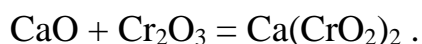
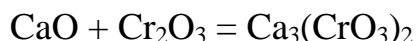
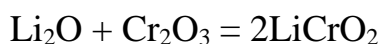
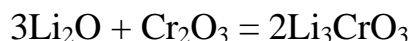
*Хімічні властивості амфотерних оксидів:*

1. Амфотерні оксиди взаємодіють з кислотними та основними оксидами.

В реакціях з кислотними оксидами амфотерні оксиди виявляють 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. відносять 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 – відбиває закономірності зміни властивостей елементів від металів до неметалів. Це явище можна спостерігати в межах періодів і груп періодичної системи Д.І.Менделєєва. Так, 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 також 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 ( $K_2O$ ,  $CaO$ ) оксиди, амфотерні ( $Sc_2O_3$ ,  $TiO_2$ ) і кислотні ( $V_2O_5$ ,  $CrO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). У п'ятому ряду IV періоду ця закономірність повторюється.

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

Зміну в характері утворених оксидів можна спостерігати в межах груп і підгруп періодичної системи. Із збільшенням атомної маси елемента в підгрупі наростають основні властивості відповідних оксидів.

У межах груп із 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:  $CrO$  – основний,  $Cr_2O_3$  – амфотерний,  $CrO_3$  – 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 можна розглядати як особливу групу кисневих сполук елементів. За своїми хімічними властивостями вони суттєво відрізняються від звичайних оксидів. Часто пероксиди розглядають як солі пероксиду водню  $H_2O_2$ , до складу якого входить пероксидна група  $-O-O-$ . У пероксидах атоми Оксигену, зв'язані між собою, тоді як в оксидах Оксиген зв'язаний безпосередньо з іншим елементом.

У пероксидах необхідно вірно визначати валентність і ступінь окислення елементів. Так, у пероксиді  $BaO_2$  елемент барій двовалентний, ступінь його окислення  $2+$ ; Оксиген – двовалентний (один зв'язок з барієм, другий між собою), але ступінь окислення Оксигену  $1-$ .

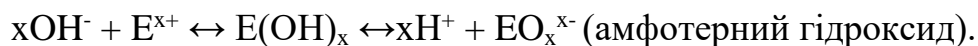
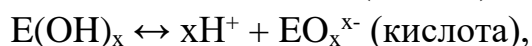
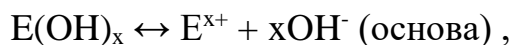
Назви пероксидів утворюються від назви елемента, який входить до цієї сполуки, додаючи слово «пероксид», причому назву елемента в родовому відмінку можна ставити на перше місце. Наприклад,  $H_2O_2$  – гідроген пероксид,  $BaO_2$  - барій пероксид т. д.

### Гідрати оксидів. Основи

Переважає більшість оксидів прямо або опосередковано утворюють сполуки з водою – гідрати оксидів або гідроксиди. Склад гідроксиду можна виразити загальною формулою  $E(OH)_x$ , 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 місцем елемента у періодичній системі, що обумовлює відносну міцність зв'язків між елементом і Оксигеном з одного боку, і між Оксигеном і Гідрогеном – з іншого. Міцність зв'язків  $E-O$  і  $O-H$  обумовлена 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 різко 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 уявлень, належність гідроксиду до певного класу сполук зумовлена його дисоціацією за наступними 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)  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $NH_4^+$  та гідроксильні групи  $(OH^-)$ , кількість яких спів розмірна із ступенем окислення катіона. Наприклад,  $NaOH$ ,  $Ca(OH)_2$ ,  $NH_4OH$ .

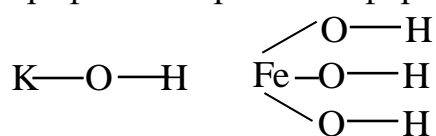
Кількість гідроксильних груп в основі, здатних заміщуватися на кислотні залишки з утворенням солей, визначає *кислотність основ*. Тому основи можуть бути однокислотні  $LiOH$ ,  $NaOH$ ,  $NH_4OH$ , двокислотні  $Ba(OH)_2$ ,  $Mn(OH)_2$ ,  $Co(OH)_2$ , трикислотні  $Bi(OH)_3$ ,  $La(OH)_3$ ,  $Mn(OH)_3$  тощо. Оскільки із збільшенням ступеня окислення перехідного металу основні властивості

оксидів послаблюються, існує невелика кількість чотирикислотних основ (наприклад,  $Ti(OH)_4$ ) і невідомі п'ятикислотні, шестикислотні тощо.

Назви основ. За міжнародною номенклатурою назви основ утворюються від слова «гідроксид» і назви металу у родовому відмінку. Наприклад,  $NaOH$  – натрію гідроксид,  $Ca(OH)_2$  – кальцію гідроксид. Якщо метал, що входить у склад основи, має змінний ступінь окислення, то в назві цього гідроксиду позначається римською цифрою в дужках ступінь окислення металу. Наприклад,  $Fe(OH)_2$  – феруму(II) гідроксид,  $Fe(OH)_3$  – феруму(III) гідроксид.

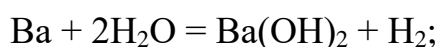
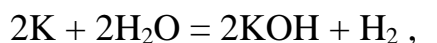
Основи поділяють на дві групи: розчинні у воді і малорозчинні. Розчинні у воді основи називають *лугами*, їх утворюють лужні (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельні (Ca, Sr, Ba) метали. Основи, що утворені іншими металами, у воді розчиняються дуже погано.

Графічне зображення формул основ можна уявити так:

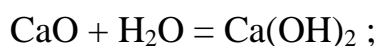


*Одержання основ :*

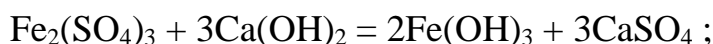
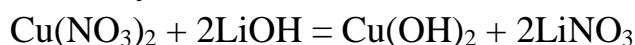
1. Взаємодія активних металів (лужних, лужноземельних) з водою:



2. Взаємодія оксидів цих металів з водою:

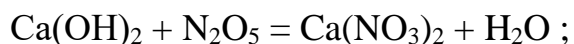
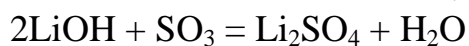


3. Малорозчинні у воді основи одержують шляхом взаємодії розчинів солей металів з розчинами лугів:

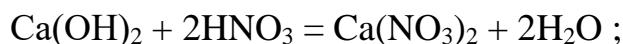
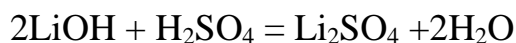


*Хімічні властивості основ :*

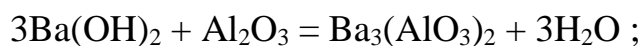
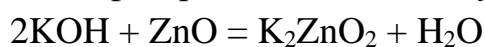
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води:



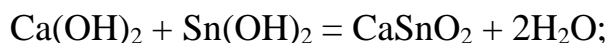
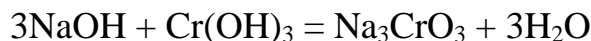
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води:



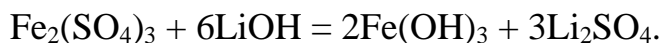
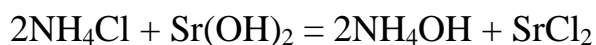
3. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



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



5. Луги взаємодіють з деякими солями:



### Кислоти

До кислот відносяться хімічні сполуки, до складу яких входить один або декілька атомів Гідрогену, здатних заміщуватися на метал з утворенням солей. Група атомів, яка залишається після відщеплення від молекули кислоти атомів гідрогену, називається *кислотним залишком*.

По кількості атомів Гідрогену, що входять до складу кислоти і здатних заміщуватися атомами металів з утворенням солі, визначають її *основність*. Розрізняють кислоти одноосновні ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$  і т.д.), двоосновні ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  і т. д.), триосновні ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  і т. д.), чотириосновні ( $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$  і т. д.). Однак 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. З цієї ж причини 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.

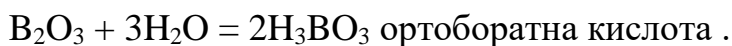
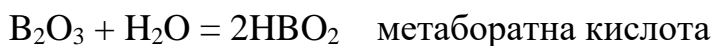
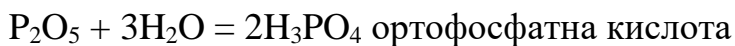
Але більшість кислот відносяться до кисневмісних:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$  і т. д. Кисневмісні кислоти є гідратами кислотних оксидів (ангідридів). Більшість таких оксидів безпосередньо сполучаються з водою, утворюючи гідрат-кислоту. Наприклад, сульфатна кислота є гідратом оксиду сірки(VI).

*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 *gino-* (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 різна. У таких випадках до назви кислоти з меншою основністю додається префікс *мета-*, а з вищою основністю префікс *орто-*:

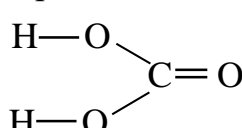
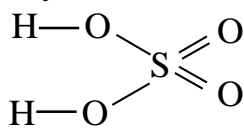


Якщо молекула кислоти містить кілька атомів кислотоутворюючого елемента, до її назви додаються відповідні префікси *ди-*, *три-*, *тетра-* тощо. Такі сполуки мають назву полікислот:



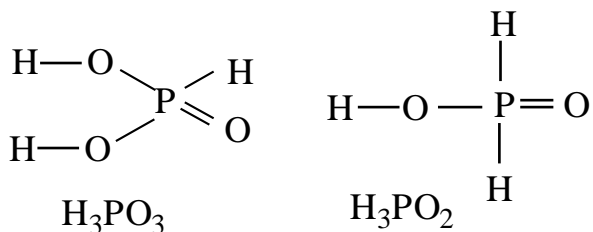
Поряд з міжнародною номенклатурою кислот у технічній, навчально-методичній літературі зустрічаються традиційні назви, такі як азотна, сірчана, вугільна, фосфорна, «соляна», «плавикова» тощо (*див. Додаток 4*). Міжнародна комісія з хімічної номенклатури (ІЮПАК) не заперечує використання таких традиційних 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:



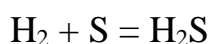
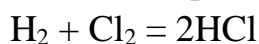
Всі інші атоми, в тому числі і атоми Гідрогену, які не здатні заміщуватися на метал, приєднуються безпосередньо до атома, що утворює кислоту.

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:

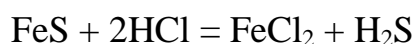


*Одержання кислот :*

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



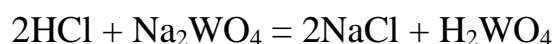
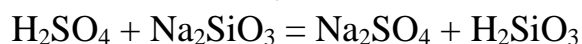
2. Безкисневі кислоти одержують при дії сильних кислот на відповідні солі безкисневих кислот:  $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$



3. Кисневмісні кислоти одержують при взаємодії ангідридів відповідних кислот з водою:

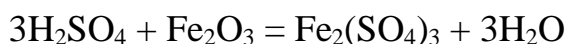
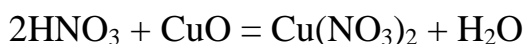


4. Якщо ангідриди кислот з водою не взаємодіють, то такі кислоти одержують при дії сильної кислоти на відповідну сіль даної кислоти:

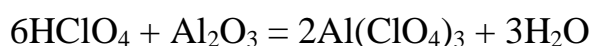
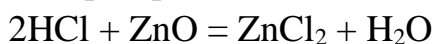


*Властивості кислот :*

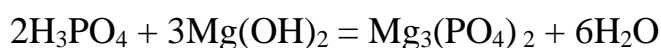
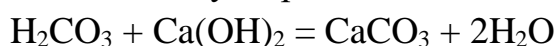
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням солей і води:



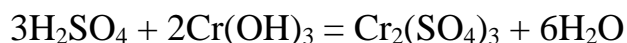
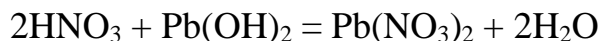
2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням солей і води:



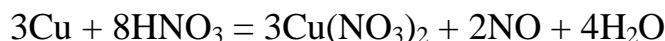
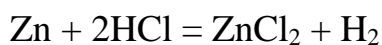
3. Взаємодія з основами з утворенням солей і води:



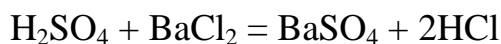
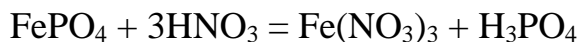
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



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



6. Взаємодія з деякими солями (реакції обміну):

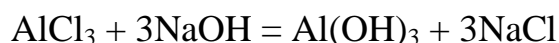
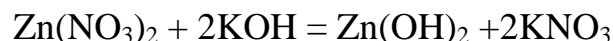


### Амфотерні гідроксиди

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

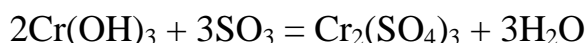
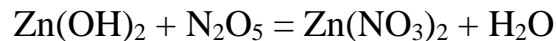
#### *Одержання амфотерних гідроксидів*

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

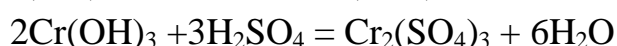
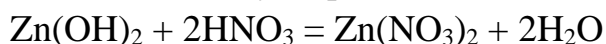


#### *Хімічні властивості амфотерних гідроксидів :*

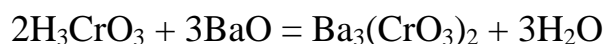
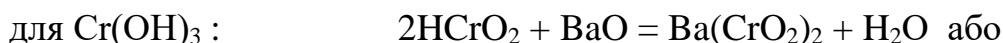
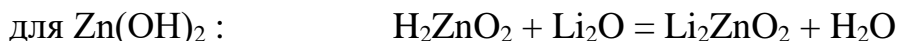
1. Взаємодія з кислотними оксидами з утворенням солей і води (виявляють властивості основ):



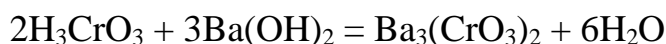
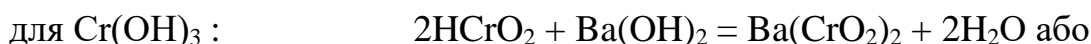
2. Взаємодія з кислотами з утворенням солей і води (проявляються властивості основ):



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  $Zn(OH)_2$  має назву цинку гідроксид, а в реакціях з основними оксидами і основами - цинкатна кислота.

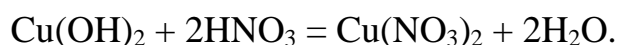
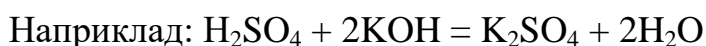
### Соли

Соли 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 може заміщуватися не тільки металом, а й групою атомів, що мають позитивний заряд (катіон), наприклад  $NH_4^+$  тощо.

В залежності від складу і властивостей солі поділяють на такі типи: *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 вірно скласти формулу середньої солі, потрібно знати ступінь окислення металу і заряд кислотного залишку. З'єднуються вони між собою в таких співвідношеннях, щоб молекула солі була електронейтральною. Наприклад,  $K^+(NO_3)^-$ ,  $K_2^+(SO_4)^{2-}$ ,  $K_3^+(PO_4)^{3-}$ ,  $K_4^+(P_2O_7)^{4-}$  (змінюється заряд кислотного залишку, а ступінь окислення металу не змінюється) або  $Li^+(NO_3)^-$ ,  $Mg^{2+}(NO_3)_2^-$ ,  $Fe^{3+}(NO_3)_3^-$ ,  $Ti^{4+}(NO_3)_4$  (змінюється заряд іона металу, а заряд кислотного залишку залишається незмінним).

#### *Назви середніх солей*

Назви солей виводять із назви кислоти і металу, з яких вони утворені. Береться назва кислотного залишку у називному відмінку і назва металу, який входить до складу солі, у родовому відмінку. Наприклад:

$Ca(NO_3)_2$  - кальцію нітрат

$AlCl_3$  - алюмінію хлорид

$Ca(PO_3)_2$  - кальцію метафосфат

$Ca_3(PO_4)_2$  - кальцію ортофосфат

$KClO$  - калію гіпохлорит

$KClO_4$  - калію перхлорат

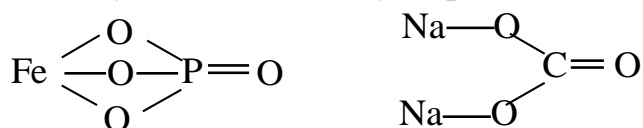
$Na_2PbO_2$  - натрію плюмбіт.



Якщо метал може виявляти різний ступінь окислення і утворювати кілька солей, у їхніх назвах ступінь окислення вказується римською цифрою в дужках після назви металу. Наприклад,  $\text{FeSO}_4$  - феруму(II) сульфат,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  - феруму(III) сульфат;  $\text{PbCl}_2$  - плюмбуму(II) хлорид,  $\text{PbCl}_4$  - плюмбуму(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*.

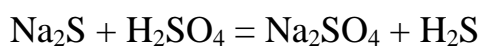
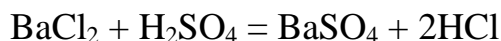
При складанні графічних формул середніх солей слід виходити із графічних формул кислот, замінюючи в них атоми Гідрогену на атоми металу із дотриманням правила електронейтральності молекул. У кисневмісних кислотах метал з'єднується з кислотоутворюючим атомом через Оксиген:



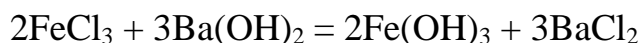
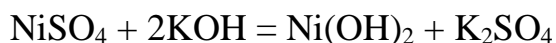
Для безкисневих кислот атоми металу безпосередньо з'єднуються з атомами неметалу. Наприклад,  $\text{Cl} - \text{Ca} - \text{Cl}$

*Хімічні властивості середніх солей :*

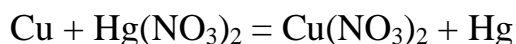
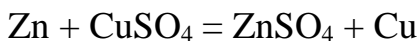
1. Взаємодія з деякими кислотами з утворенням нової солі і нової кислоти:



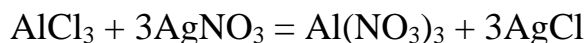
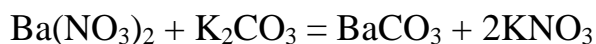
2. Взаємодія з лугами з утворенням нової солі і нової основи:



3. Взаємодія з металами, які більш активні, ніж метал, що входить до складу солі:



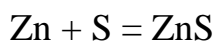
4. Деякі солі можуть взаємодіяти між собою, утворюючи дві нові солі:

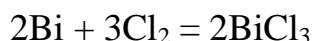


*Одержання середніх солей*

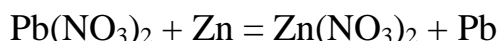
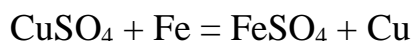
Відомо багато способів одержання солей, але не кожену сіль можна одержати всіма способами. Нижче наведено найбільш типові реакції, за допомогою яких можна одержувати середні солі:

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





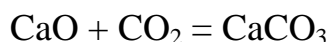
2. Взаємодія солей з металами (згідно ряду активності):



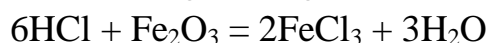
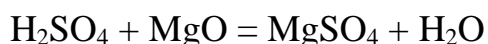
3. Взаємодія солей з неметалами:



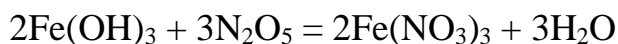
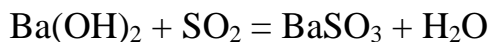
4. Взаємодія основних оксидів з кислотними:



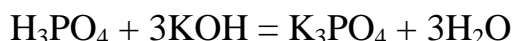
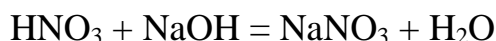
5. Взаємодія кислот з основними оксидами:



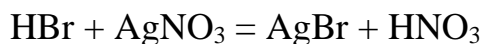
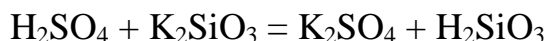
6. Взаємодія основ з кислотними оксидами:



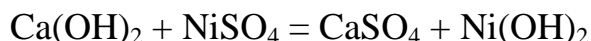
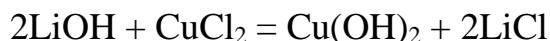
7. Взаємодія кислот з основами:



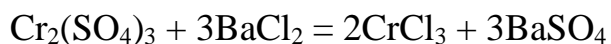
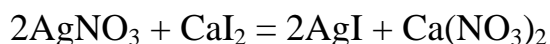
8. Взаємодія кислот з солями:



9. Взаємодія лугів з солями:

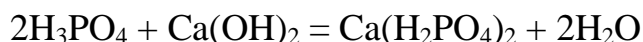
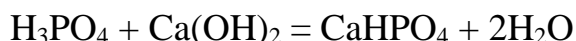
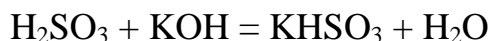


10. Взаємодія двох різних солей



### *Кислі солі*

Кислі солі - продукти неповного заміщення атомів Гідрогену в кислоті на метал. Кислі солі можуть утворювати лише багатоосновні кислоти. Наприклад:



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 такі 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



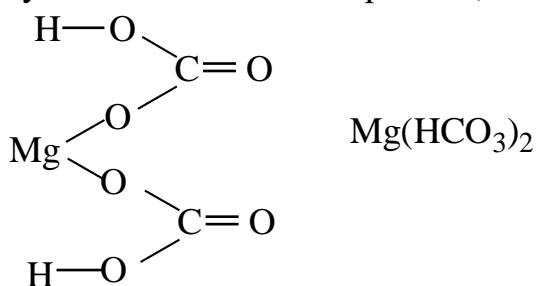
*Назви кислих солей* утворюють від назв відповідних катіонів, кислот і префікса *гідро-*, який підкреслює наявність атомів Гідрогену в їх складі. Якщо молекула солі містить декілька атомів Гідрогену, то до префікса *гідро-* додають відповідні грецькі числівники *ди-*, *три-*, *тетра-*, які вказують на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

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

$\text{MnHPO}_4$  - марганцю гідроортофосфат

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

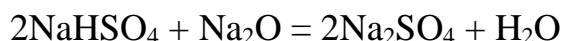
Графічне зображення кислих солей здійснюється аналогічно графічному зображенню середніх солей, але з тією різницею, що не всі атоми Гідрогену заміщуються на метал. Наприклад,



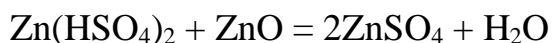
#### *Хімічні властивості кислих солей*

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

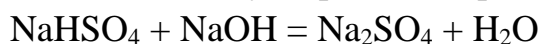
1. Взаємодія з основними оксидами з утворенням середніх солей і води:



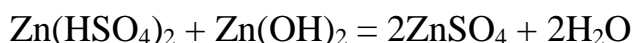
2. Взаємодія з амфотерними оксидами з утворенням середніх солей і води:



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



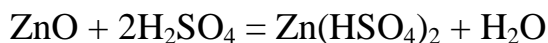
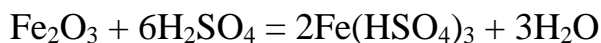
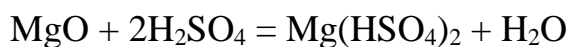
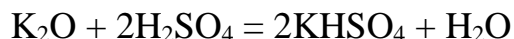
4. Взаємодія з амфотерними гідроксидами з утворенням солей і води:



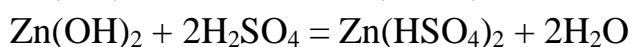
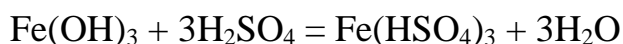
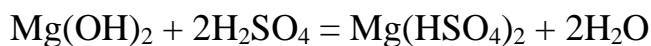
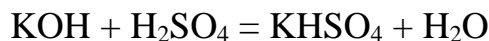
5. Взаємодія з активними металами з утворенням середніх солей і виділенням водню:  $2\text{NaHSO}_4 + 2\text{Na} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$ .

### 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:



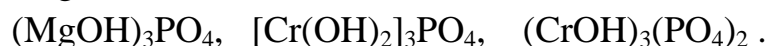
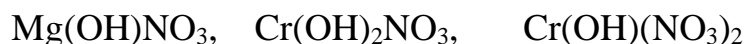
### Основні солі

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



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

Заряд залишків багатоокислотних основ або амфотерних гідроксидів завжди позитивний і визначається кількістю втрачених гідроксильних груп. Двокислотна основа може утворити 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 можуть утворити:



Назви основних солей починаються із префікса *гідрокси-*, далі через дефіс вказується кислотний залишок, який входить до складу солі, і закінчуються

назвою металу у родовому відмінку. Для визначення кількості гідроксильних груп і кислотних залишків використовують числівники *ди-*, *три-*, *тетра-* і т. д. Наприклад,

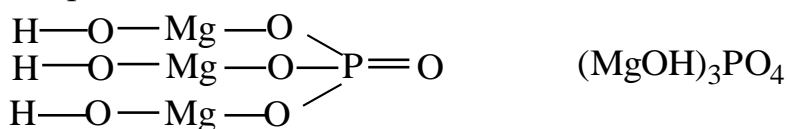
$\text{Mg}(\text{OH})\text{NO}_3$  - магнію гідрокси-нітрат

$\text{Fe}(\text{OH})\text{Cl}_2$  - феруму гідрокси-дихлорид

$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$  - феруму дигідрокси-хлорид .

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

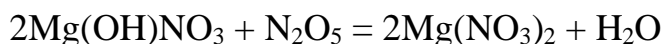
Наприклад,



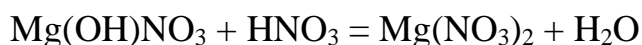
*Хімічні властивості основних солей*

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

1. Подібно до основ основні солі здатні реагувати з кислотними оксидами з утворенням середніх солей:



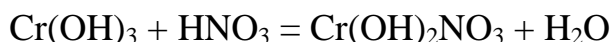
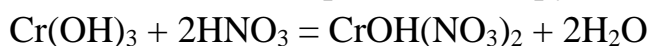
2. Основні солі здатні реагують з кислотами з утворенням середніх солей:



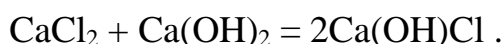
3. Деякі основні солі з часом або при нагріванні можуть втратити воду, перетворюючись у так звані оксосолі:  $\text{Bi}(\text{OH})_2\text{Br} \rightarrow \text{BiOBr} + \text{H}_2\text{O}$  .

*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 можна добути 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 багатоокислотних основ різними кислотними залишками. Прикладом такої солі може бути хлорне вапно - кальцієва сіль хлоридної і гіпохлоритної кислот :



Змішані солі можна добути при взаємодії багатоокислотних 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.

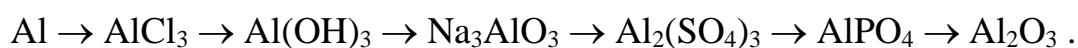
### ***Питання для самоперевірки***

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:  $\text{Zn} \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2$
7. Скласти графічні формули наступних сполук:  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$
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.

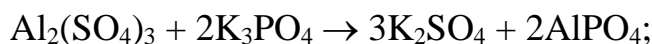
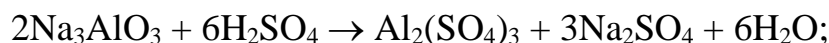
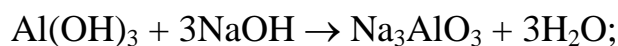
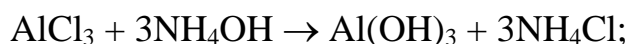
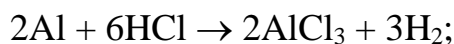
17. Які хімічні властивості характерні для солей? Навести приклади відповідних реакцій.
18. Написати всі можливі реакції між магній гідроксидом і фосфатною кислотою.
19. Написати рівняння реакцій утворення всіх основних солей при взаємодії феруму(III) гідроксиду із сульфатною кислотою.
20. Написати рівняння 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:



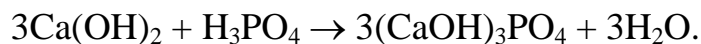
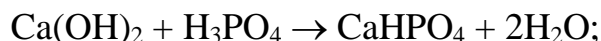
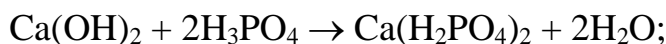
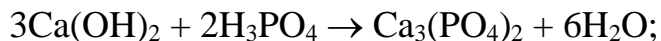
Початковою речовиною є алюміній, кожна наступна речовина утворюється внаслідок реакції і сама стає початковою для наступного перетворення. Тому можна скласти щонайменше шість рівнянь реакцій:



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

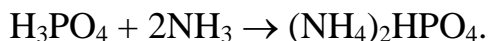
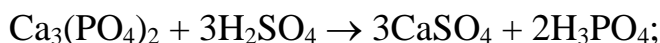
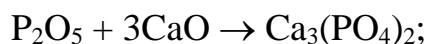
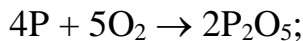
при їх взаємодії можуть утворюватися одна середня сіль, дві кислоти та одна основна:



3. Скласти рівняння реакцій для наступного ряду перетворень:

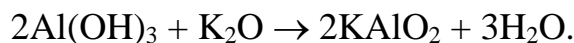
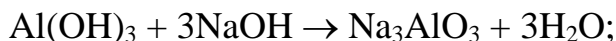
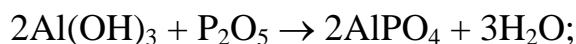
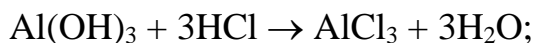


Кожна стрілка означає одне перетворення. Отже в цьому ряду 5 реакцій:



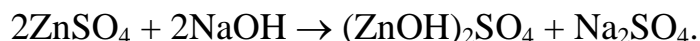
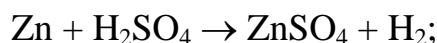
4. Довести амфотерні властивості алюміній гідроксиду.

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  $\text{Zn}$  можна одержати цинк гідроксосульфат?

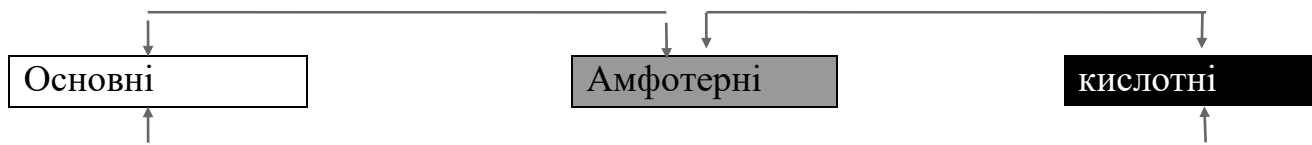
Оскільки цинк гідроксосульфат – основна сіль, то спочатку потрібно одержати середню сіль (цинк сульфат), а потім її перетворити на основну:



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 таку схему:





Враховуючи характер наведених у завданні речовин, між собою можуть попарно взаємодіяти:  $\text{Al}(\text{OH})_3$  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  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .  
 Приймаючи до уваги те, що  $\text{Al}(\text{OH})_3$  або  $\text{H}_3\text{AlO}_3$  - трьохкислотний гідроксид або трьохосновна кислота, то він може утворювати, крім середніх, ще й кислі та основні солі;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  - двохосновна кислота, може утворювати середню та кислу сіль.

Таким чином, можливі наступні реакції між вказаними речовинами :

- 1)  $2 \text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6 \text{H}_2\text{O}$   
*Алюміній сульфат*
- 2)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}(\text{HSO}_4)_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$   
*Алюміній гідросульфат*
- 3)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{AlOHSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
*Алюміній гідроксисульфат*
- 4)  $2 \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = [\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$   
*Алюміній дигідроксисульфат*
- 5)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
*Натрій сульфат*
- 6)  $2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{O} = 2 \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
*Натрій гідросульфат*
- 7)  $3 \text{Na}_2\text{O} + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 = 2 \text{Na}_3\text{AlO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$   
*Натрій ортоалюмінат*
- 8)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}_2\text{HAlO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
*Натрій гідроортоалюмінат*
- 9)  $\text{Na}_2\text{O} + 2 \text{Al}(\text{OH})_3 = 2 \text{NaH}_2\text{AlO}_3 + \text{H}_2\text{O}$   
*Натрій дигідроортоалюмінат*

**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 вміст пробірок. Які оксиди безпосередньо взаємодіють з водою? Написати відповідні рівняння реакцій за формою:

РІВНЯННЯ	$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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

Внести у пробірки № 1, 2, 3, 4, 5 по 2-4 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  $\text{CuCl}_2$ ), марганцю(II) ( $\text{MnSO}_4$  або  $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ , або  $\text{MnCl}_2$ ), нікелю(II) ( $\text{NiSO}_4$  або  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ , або  $\text{NiCl}_2$ ), кобальту(II) ( $\text{CoSO}_4$  або  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ , або  $\text{CoCl}_2$ ). Додати в кожен пробірку по 1-2 краплі розчину будь-якого лугу. Що при цьому спостерігається? Пояснити, чому змінюється колір осаду марганець(II) гідроксиду. Написати рівняння відповідних реакцій та відмітити колір осаду в кожній пробірці за формою:

РІВНЯННЯ	$\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

**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 лугу. Що при цьому спостерігається? Написати відповідні рівняння реакцій за формою:

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

**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, вказати забарвлення осадів.

РІВНЯННЯ	$\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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

У пробірку помістити 1-2 крихти  $\text{CuO}$ , додати 3-4 краплі розчину  $\text{HCl}$  і підігріти. Що відбувається? Написати рівняння реакції за формою:

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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

У пробірку налити 2-3 мл розчину  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  і пропустити у цей розчин вуглекислий газ із апарата Кіппа. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

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

**Дослід 7. Одержання кислої солі**

У 3-4 мл розчину  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  пропустити вуглекислий газ із апарата Кіппа. Що відбувається? В одержаний осад пропустити надлишок до розчинення осаду. Що відбулося? Написати рівняння реакцій. Як гідрокарбонат кальцію можна перетворити у карбонат кальцію?

<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;

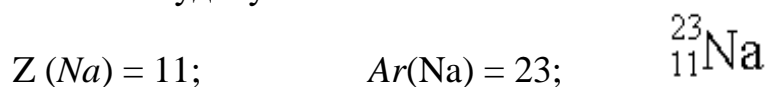
Про що треба мати уявлення:

- про еволюцію знань з будови атома та стан електрона в атомі;
- 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 $-\frac{1}{2}$

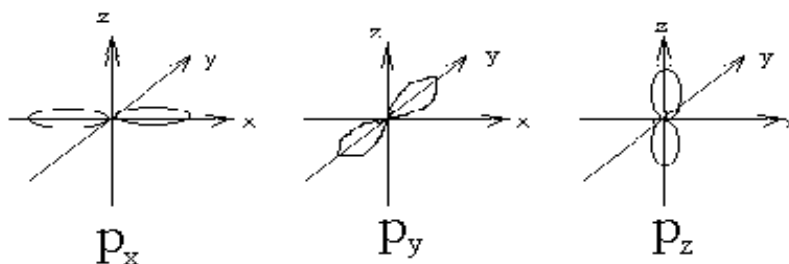
Таблиця 2. Схематичне позначення атомних орбіталей

$l$	$m_l$	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:

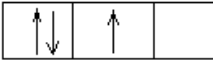
- записують арабську цифру, що вказує на значення головного квантового числа (енергетичний рівень);
- за нею пишуть символ літери орбіталі, який визначає електронний підрівень;
- Над ним в правому верхньому кутку арабською цифрою вказують кількість електронів, що знаходяться на даному підрівні.

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

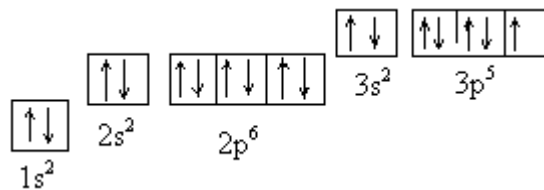
Назва	Формулювання	Застосування
Принцип мінімуму енергії	Найстійкішому стану електронів в атомі відповідає мінімальна енергія	Електрон займає атомну орбіталь з найменшою енергією
Принцип Паулі	Атом не може мати двох електронів з однаковими значеннями всіх чотирьох квантових чисел	$N = 2n^2$ (число $\hat{e}$ 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	Вказує послідовність заповнення підрівнів  Вказує послідовність заповнення

	$(n + l)$ заповнення орбіталей відбувається послідовно в напрямку зростання головного квантового числа	рівнів
Правило Хунда	Сумарне спінове число електронів певного підрівня повинно бути максимальним	Вказує порядок заповнення рівноцінних атомних орбіталей вірно  не вірно 

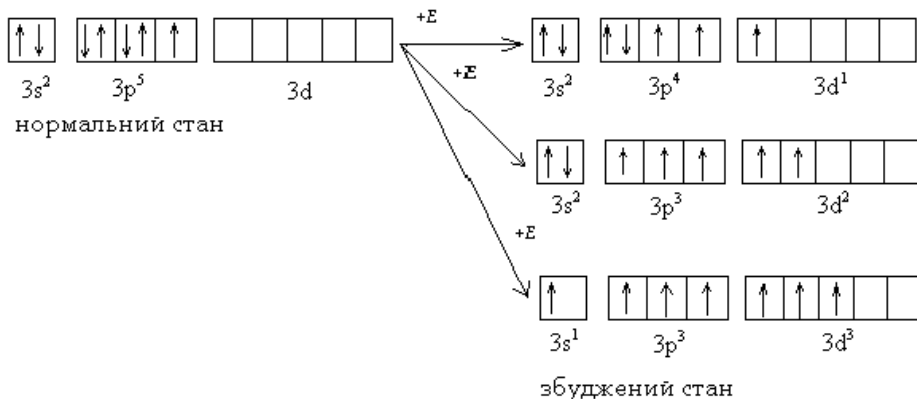
Наприклад. Для Сульфуру електронна формула -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ ;  
для Мангану -  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$ .

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.



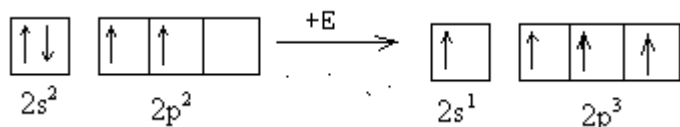
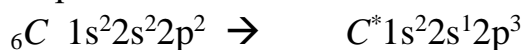
*Валентні можливості атомів та їх можливі ступені окислення.*

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

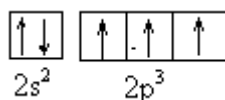
Чисельно значення валентності атома дорівнює кількості неспарених електронів (число ковалентних зв'язків, яке утворює атом).

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

Наприклад.

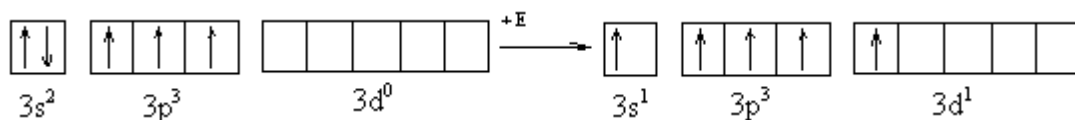
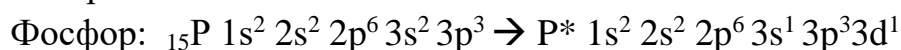


В нормальному стані атом Карбону має 2 неспарених електрона, в збудженому 4. Атом Карбону може мати валентність 2 і 4

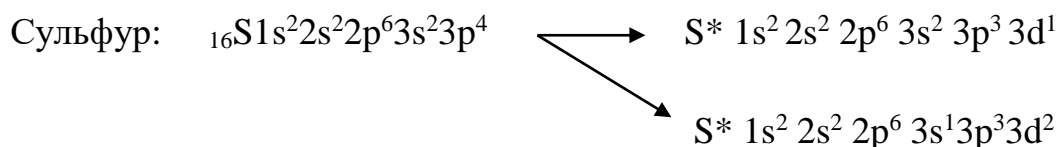


Атом Нітрогену не може бути переведений у збуджений стан, тому що нема в нього вільних орбіталей, куди б міг перейти 2s-електрон.

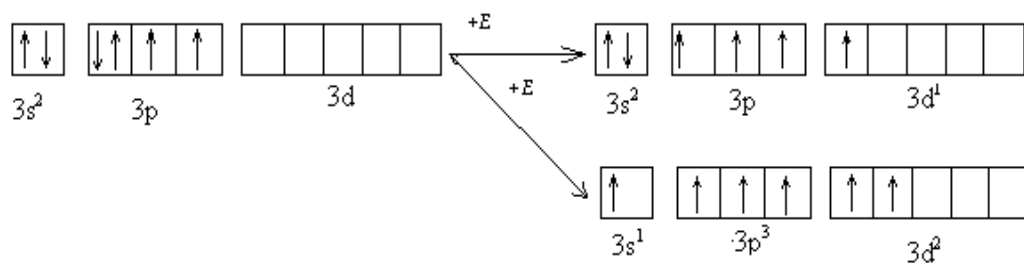
Нітроген виявляє валентність 3, тому що може утворювати три ковалентні зв'язки, але максимально можлива валентність – 4, бо може утворювати три ковалентні зв'язки і один донорно – акцепторний за рахунок неподіленої 2s<sup>2</sup> – пари електронів.



Фосфор може виявляти валентність 3 в основному стані і бути 5-валентним в збудженому стані, тому що один з 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 мати на увазі:

- ✓ атоми Оксигену мають ступінь окислення 2- (виключаючи F<sub>2</sub>O і пероксида);
- ✓ атоми Гідрогену мають ступінь окислення 1+ (виключаючи гідриди);
- ✓ ступінь окислення металів в сполуках завжди має позитивне значення;
- ✓ ступінь окислення елемента, що має більшу електронегативність, завжди негативна по відношенню до іншого елемента;

Враховуючи нейтральність молекул речовин, можна розрахувати ступінь окислення будь-якого елемента:



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

Наприклад, в молекулах H<sub>2</sub> і O<sub>2</sub> ступені окислення дорівнюють нулю, а валентність відповідно 1 і 2.

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

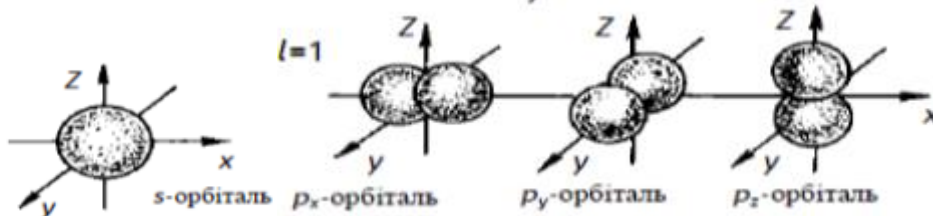
Наприклад, в молекулі CaO валентність і кальцію, і оксигену 2, а ступінь окислення кальцію 2+, а оксигену 2-. В молекулі NH<sub>3</sub> валентність нітрогену 3, а ступінь окислення 3-.

### ***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 його назву.
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 такі іони:  $S^{2-}$ ,  $S^{4+}$ ,  $S^{6+}$ ? Скласти електронні формули цих іонів.
6. Записати електронні формули атомів К, N, 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 Д.І. Менделєєва, в яких знаходиться 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:  $H_2SO_4$ ,  $H_2S$ ,  $HNO_2$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ ,  $Na_2SnO_2$ ,  $NH_4H_2PO_4$

### **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	
...5s <sup>2</sup> 5p <sup>5</sup>					
...3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>					
...3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>					
...3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>					
...3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>					
...3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>					

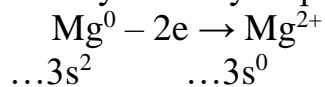
**Вправа 4.** Обґрунтувати вибір вірної відповідь до питання:

№ 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, β, h, m <sub>s</sub>
2)	α, l, e, m <sub>l</sub>
3)	n, l, m <sub>l</sub> , m <sub>s</sub>
4)	n, l, e, α
питання 3	<i>Скільки протонів міститься в ядрі атома калію ?</i>
1)	20

<b>№ питання</b>	<b>Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)</b>
2)	19
3)	39
4)	29
<b>питання 4</b>	<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)	$s^2 p^2$
<b>питання 5</b>	<i>Скільки електронів знаходиться на зовнішньому енергетичному рівні іону сульфуру <math>S^{2-}</math></i>
1)	6
2)	8
3)	2
4)	4
<b>питання 6</b>	<i>Яку найнижчу ступінь окислення може виявляти нітроген в сполуках ?</i>
1)	1-
2)	3-
3)	0
4)	2-
<b>питання 7</b>	<i>Скільки неспарених електронів має атом фосфору в незбудженому стані ?</i>
1)	3
2)	5
3)	1
4)	2
<b>питання 8</b>	<i>Знайдіть електронні формули, що відповідають конфігураціям іонів:</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. 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) налейте 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 опущено у розчин солі плюмбуму.

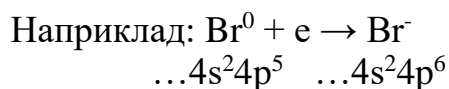
- 1) Складіть рівняння реакцій, які відбулися між залізом, магнієм і цинком з нітратом плюмбуму.
- 2) Результати внести у таблицю:

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>	...3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>		

- 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 витяжкою!** Виконувати лише за завданням викладача:

**А.** Налити у дві пробірки по 5-10 крапель розчинів калій броміду та калій йодиду. У кожену пробірку додати 3 краплі бензолу. Збовтати. Звернути увагу на колір бензольного шару. Додати у кожену пробірку по 5-10 крапель хлорної води ( $\text{Cl}_2$ ). Енергійно збовтати суміш. Чи змінився при цьому колір бензольного шару? Скласти відповідні рівняння реакцій.

Б. До 4-6 крапель розчину натрій сульфіді долити 5 крапель хлорної води. Що спостерігається? Написати рівняння реакції.

Заповнити 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
S <sup>2-</sup> Г Br <sup>-</sup> Cl <sup>0</sup>	...3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>		

Наведіть схему розподілу у квантових комірках електронів, що відносяться до зовнішнього енергетичного рівня атомів: а) сульфуру; б) хлору; в) йоду; г) бромю. Якими значеннями квантових чисел (n, l, m) характеризується атомна орбіталь формуючого електрона в атомах: а) сульфуру; б) хлору; в) йоду; г) бромю? Знайдіть в періодичній системі елемент з електронною формулою ...4s<sup>2</sup>4p<sup>4</sup>. 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.

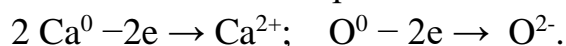
### *Хімічний зв'язок.*

В природі хімічні елементи 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.

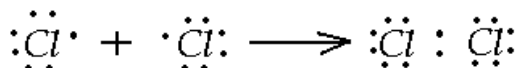
Тип хімічного зв'язку, що реалізується під час утворення молекули, залежить від хімічної природи елементів, яка зумовлюється здатністю атомів віддавати або приєднувати електрони, тобто від електронегативності елементів. Розрізняють такі основні типи хімічного зв'язку: йонний, ковалентний, ковалентний 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:

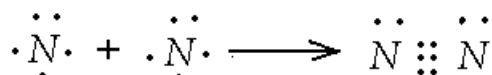


*Ковалентний зв'язок.* Розрізняють неполярний і полярний ковалентний зв'язок. Неполярний зв'язок характерний для молекул простих речовин  $H_2$ ,  $Cl_2$ ,  $F_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ , та інших, атоми яких мають однакові значення електронегативності. Зв'язок відбувається за рахунок спільних електронних 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:  $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$ . 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:

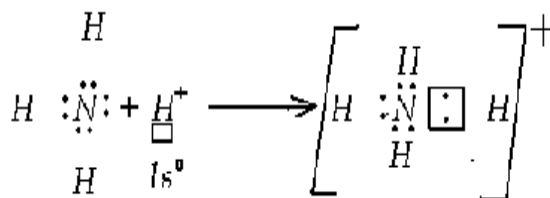


Полярний зв'язок характерний для молекул, атоми яких мають різні значення електронегативності, різниця між якими менша 1,7 (див. Додаток 2). Такі молекули називають полярними, тому що електричні заряди розподілені несиметрично. Зв'язок виникає за рахунок загальних електронних пар, зміщених ближче до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

Наприклад. Розглянемо молекулу HCl:  $E_{\text{H(Cl)}} = 3,0$ ;  $E_{\text{H(H)}} = 2,1$ . Різниця  $E_{\text{H}}$  складає  $3,0 - 2,1 = 0,9 < 1,7$ . При утворенні молекули неспарений електрон атому гідрогену утворює спільну електронну пару з 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 невикористані пари валентних електронів (донор), а в другій – йон або атом, який має вільні орбіталі (акцептор). Донор віддає пари електронів на вільні орбіталі акцептора.

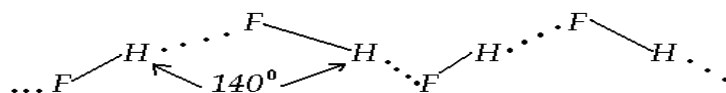
Наприклад. Розглянемо утворення йона  $\text{NH}_4^+$ :  $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$ . Нітроген в молекулі аміаку має вільну електронну пару і є донором, а йон гідрогену має вільну  $1s$  орбіталь, тому виконує роль акцептора:



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, їх сплавів. Атоми металів містять на зовнішньому рівні від 1 до 3 електронів, тому 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. Визначити ступені окислення елементів у сполуках:  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{ZnO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
2. Що таке спорідненість атома з електроном?
3. Як змінюється величина відносної електронегативності атома у елементів в межах періодів та груп?
4. Перелічити основні відмінності властивостей атомів s-, p- та d- елементів щодо приєднання або віддавання електронів.
5. Перелічіть 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? Дайте пояснення.
8. Яка природа водневого зв'язку? В сполуках яких елементів періодичної системи водневий зв'язок найімовірніший?



9. В яких випадках утворюються речовини з іонним, ковалентним неполярним і ковалентним полярним зв'язками? Навести приклади.
10. Визначити ступінь окислення елементів у таких сполуках:  $P_2O_5$ ;  $Al_2(SO_4)_3$ ;  $H_4P_2O_7$ ;  $LiHSO_3$ ;  $Mg(HCO_3)_2$ ;  $Cu_2(OH)_2CO_3$ .
11. За електронними формулами атомів двох елементів  $1s^22s^1$  і  $1s^22s^22p^5$  визначити, який тип хімічного зв'язку між ними найбільш ймовірний.
12. Проаналізуйте характеристики зв'язків у молекулах  $Cl_2$  і  $O_2$ .
13. Напишіть формули іонних сполук, які містять такі пари іонів:  
а)  $Mg^{2+}$  і  $N^{3-}$ ; б)  $Al^{3+}$  і  $F^-$ ; в)  $Al^{3+}$  і  $S^{2-}$ ; г)  $Fe^{2+}$  і  $O^{2-}$ ; д)  $Fe^{3+}$  і  $O^{2-}$ ; е)  $Co^{3+}$  і  $SO_4^{2-}$
14. Які умови необхідні для утворення водневого зв'язку?
15. У чому суть «теорії октету» у вченні про хімічні зв'язки? Наведіть приклади того, як ця теорія дозволила пояснити утворення хімічних зв'язків. Обговоріть випадки, коли «теорія октетів» виявилась неспроможною.
16. Чому в утворенні хімічних зв'язків приймають участь лише електрони валентних енергетичних підрівнів?
17. Чи може хімічний зв'язок між атомами здійснюватись за допомогою: а) одного електрону; б) двох електронів різних атомів; в) двох електронів одного із атомів?
18. Чим повинні володіти атоми для встановлення 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 визначається валентність елементу у конкретній сполуці ?
21. Чим обмежується число хімічних зв'язків, що утворює атом якого-небудь елемента, у його сполуках?
22. Що є мірою полярності хімічного зв'язку?
23. Що таке електронегативність елемента?
24. Як змінюється електронегативність елементів, розміщених в періодичній системі, при переході від початку до кінця періоду і від верху до низу групи?
25. Серед наведених формул виберіть ті, що відповідають речовинам з іонним, ковалентним полярним і ковалентним неполярним зв'язками:  $HF$ ;  $SO_3$ ;  $CaO$ ;  $Li_3N$ ;  $Cl_2$ ;  $NCl_3$ ;  $CO_2$ ;  $NH_3$ ;  $Fe_2O_3$ ;  $NaNH$ ;  $MgCl_2$ .

## 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 <math>O^{2-}</math></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
3)	зменшується енергія системи
4)	утворюється декілька спільних електронних пар
питання 6	<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

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
4)	електронна густина між атомами не зміщується від одного атома до іншого
питання 7	<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
питання 8	<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
питання 9	<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)	$HCl$
питання 10	<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
питання 11	<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>
1)	13,8
2)	26,5
3)	40,2
4)	53,0
питання 12	<i>Знайдіть електронні формули, що відповідають конфігураціям йонів:</i>

№ питання	Варіанти відповідей (вибрати та обґрунтувати)
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 йонності зв'язку гідрогену у сполуці	Хімічна формула сполуки гідрогену	Степінь йонності зв'язку гідрогену у сполуці

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

В пробірку відміряти 5-6 крапель розчину купрум(II) сульфату і додати по краплям розчин натрію гідроксиду. Що спостерігається?

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

Виконати розрахунки степеня йонності зв'язків атома оксигену у молекулах сполук до 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 йонності 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 гідроксиду натрію складається з розчинника - води, розчиненої речовини - гідроксиду натрію та продуктів їх взаємодії - гідратованих йонів  $\text{Na}^+$  і  $\text{OH}^-$ .

Компонент, що міститься в більшій кількості, а також при утворенні розчину не змінює свого агрегатного стану, називається *розчинником*.

Відповідно до агрегатного стану розчини бувають: 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.

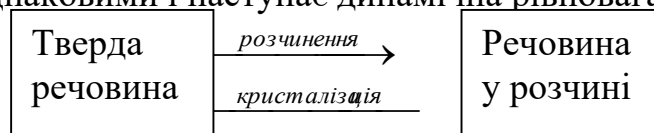
Розчинність речовин. Процес переходу речовини, яку розчиняють, в товщу розчинника називається *розчиненням*.

За розчинністю у воді тверді речовини умовно поділяються на три групи: 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 0,01 г речовини, то її відносять до практично нерозчинних. Відповідно для добре розчинних речовин розчинність може складати від 1 г і до десятків грамів у 100 г  $H_2O$ .

Слід зазначити, 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 гідроксиду калія, 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.

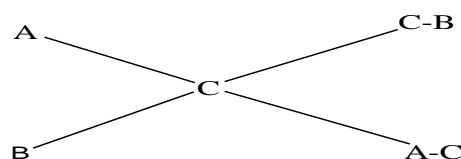
Грам-еквівалент речовини чисельно дорівнює її еквіваленту і вимірюється в грамах.

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

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

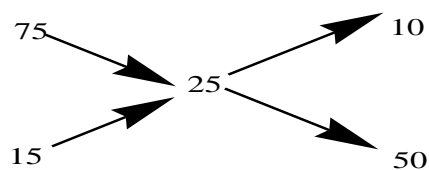
На практиці необхідно вміти готувати розчини заданої концентрації шляхом змішування розчинів різної концентрації. В цьому випадку можна скористатися *діагональною схемою розрахунків (правило хреста або конверт Пірсона)*, суть якої полягає в наступному: в лівому верхньому куту умовного прямокутника пишуть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

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



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

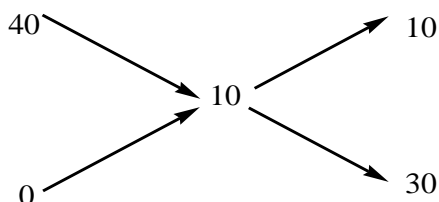
Для одержання 25% розчину сірчаної кислоти потрібно змішати 10 вагових частин 75% розчину з 50 ваговими частинами 15% розчину.



Приклад 2. Розведення водою розчину певної концентрації.

Треба приготувати 10% розчин з 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 хлориду калію та об'єм води, які треба взяти для приготування 5%-ного розчину хлориду калію масою 350 г.

Розв'язок:

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

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

Обчислюємо масу води, необхідної для приготування розчину:

$m(H_2O) = m_{розч} - m(KCl)$ ; 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.

Розв'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.

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:

$$\omega_2 = \frac{m_{солі}}{m_{розчину 2}} \cdot 100\% = \frac{240}{800} \cdot 100\% = 30\%$$

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:*

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

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

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

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

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

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

Масова частка сульфатної кислоти в розчині після розведення:

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

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:*  $m_{\text{розчину}} = m(H_2O) + m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O)$ ;

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

Знаходимо масу безводного натрій сульфату в кристалогідраті:

в 1 молі  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  міститься 1 моль  $Na_2SO_4$ .

$M_r(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 322 \text{ г/моль}$ ,

$M_r Na_2SO_4 = 142 \text{ г/моль}$ ;

$m(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 1 \text{ моль} \cdot 322 \text{ г/моль} = 322 \text{ г}$ ,

$m(Na_2SO_4) = 1 \text{ моль} \cdot 142 \text{ г/моль} = 142 \text{ г}$ .

Виходячи з цих, даних складаємо пропорцію:

в 322 г  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  міститься 142 г  $Na_2SO_4$

в 64,4 г - X г  $Na_2SO_4$

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

Масова частка безводної солі в розчині:

$$\omega_2 = \frac{m(Na_2SO_4)}{m_{\text{розчину2}}} \cdot 100\% = \frac{28,4}{200} \cdot 100\% = 14,2\%$$

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

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

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

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

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:

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

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. Навести приклади твердих і газоподібних розчинів.
5. Що таке пересичені розчини?
6. Яка величина коефіцієнту розчинності для малорозчинних та практично нерозчинних речовин?
7. За допомогою яких фізичних чинників можна впливати 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 °C 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 потрібно додати до 5 кг 20 %-ного розчину, щоб одержати 12 %-ний розчин?
20. Скільки води потрібно 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 0,25M 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 M розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , якщо його густина рівна  $1,17 \text{ г/мл}$  ?

24. Яким буде значення молярної концентрації 20 %-го розчину HCl, що має густину 1,098 г/мл ?
25. В якому випадку масова частка лугу в розчині буде більшою: при розчиненні 9,2 г натрію в 191,6 мл води чи 20 г натрій гідроксиду в 180 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 електричний струм можуть перенести лише електрично заряджені частинки (позитивно або негативно), то в розчинах електролітів знаходяться йони, які утворюються внаслідок розпаду молекул відповідного 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 ( $K^+$ ;  $Ba^{2+}$ ;  $Cl^-$ ;  $S^{2-}$ ) і складні ( $SO_4^{2-}$ ;  $CO_3^{2-}$ ;  $PO_4^{3-}$ ).

Властивості йонів зовсім інші, ніж у атомів, з яких вони утворилися. Наприклад, натрій металічний енергійно розкладає воду з виділенням водню, а йони натрію  $Na^+$  воду не розкладають. Атоми хлору утворюють двоатомні молекули, які є отруйними і мають різкий запах. Йони хлору  $Cl^-$  не отруйні і не мають запаху. Іон у перекладі з грецької мови означає "мандруючий".

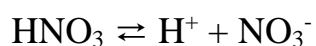
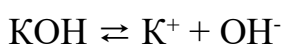
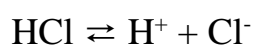
Електролітичній дисоціації в розчинах підлягають речовини з йонними або ковалентними полярними зв'язками, в розплавах - лише з йонними зв'язками.

Йони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто знаходяться у гідратованому стані.

*Дисоціація* - процес оборотний. Це означає, що у розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул, що розпалися на йони і числом молекул, що утворилися з йонів. Тому в рівняннях електролітичної дисоціації замість знака “ = ” ставлять знак оборотності “  $\rightleftharpoons$  ”.

Під дією електричного струму йонам притаманний направлений рух: до катоду (–) рухаються позитивно заряджені йони - катіони, а до аноду (+) рухаються негативно заряджені йони - аніони.

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



### *Ступінь дисоціації*

*Ступенем дисоціації* електроліту називається відношення числа його молекул, що розпалися в розчині на йони, до загального числа 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, від концентрації розчину та температури:

- 1) ступінь дисоціації тим більша, чим менша концентрація електроліту у розчині. Тобто при необмеженому розбавленні розчину ступінь дисоціації наближається до 100%.
- 2) з підвищенням температури ступінь дисоціації збільшується.

В залежності від ступеню дисоціації всі електроліти поділяються на сильні, слабкі та електроліти середньої сили (*див. Додаток 9*).

*Сильні електроліти* - це електроліти у яких  $\alpha$  більше 30%. Сильні електроліти практично повністю дисоціюють на йони.

До сильних електролітів належать: більшість солей, гідроксиди лужних та лужноземельних металів (луги - NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub> тощо) та ряд неорганічних кислот - HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

*Слабкі електроліти.* У них  $\alpha$  менше 2%. До них належить більшість органічних кислот, деякі неорганічні кислоти -  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , вода, гідроген пероксид, амоній гідроксид, нерозчинні гідроксиди металів.

*Електроліти середньої сили.* Ступінь дисоціації цих електролітів знаходиться в межах від 2% до 30%:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ , але їх здебільшого відносять до слабких електролітів з урахуванням концентрації розчинів.

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

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

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

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

де  $[\text{H}^+]$ ,  $[\text{A}^-]$  - концентрація йонів,  $[\text{HA}]$  - 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:  $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ ,

$$K_{\text{дис}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

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)  $K_{\text{д}} > 10^{-2}$ , то  $\alpha > 30\%$  - сильні електроліти

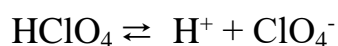
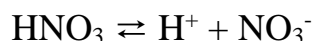
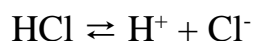
2)  $10^{-3} < K_{\text{д}} < 10^{-2}$ , то  $2\% < \alpha < 30\%$  - електроліти середньої сили



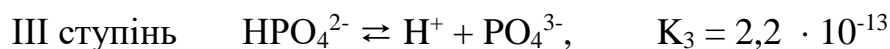
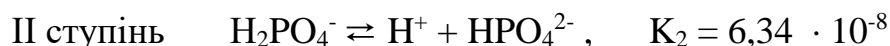
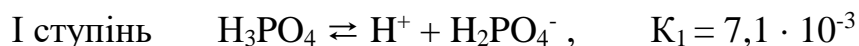
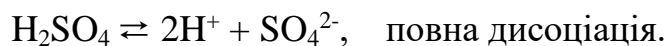
3)  $K_d < 10^{-3}$ ;  $\alpha < 2\%$  - слабкі електроліти.

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

*Кислоти* - це електроліти, які під час дисоціації утворюють катіони гідрогену  $H^+$ , що обумовлюють основні властивості кислот (кислий смак, дію на індикатори, взаємодію з основами та ін.).



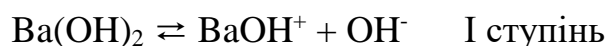
Дво- та багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато:



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

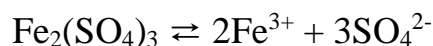
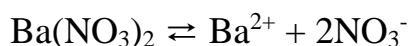
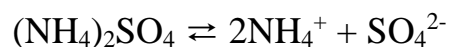
Йони гідрогену  $H^+$  у водних розчинах гідратовані. Вони існують у вигляді гідроксоній-йонів  $H_3O^+$ , але для спрощення їх записують як  $H^+$ .

*Основи* - це електроліти, які під час дисоціації утворюють гідроксид-йони  $OH^-$  (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 дисоціюють практично повністю.



Кислі і основні солі дисоціюють ступінчасто:



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.

Кислі та основні солі - є сильними електролітами лише за першим ступенем дисоціації.

### *Реакції в розчинах електролітів*

Реакції у водних розчинах електролітів є реакціями між йонами. Реакції між йонами називаються йонними реакціями, а рівняння цих реакцій - йонними рівняннями. При складанні йонних рівнянь реакцій слід керуватися тим, що речовини малодисоційовані, малорозчинні (ті, що випадають у осад), газоподібні записуються в молекулярному вигляді, а сильні електроліти - у вигляді йонів (як вихідні, так і продукти реакції).

Реакції обміну в розчинах електролітів протікають до кінця (тобто є практично необоротними) в тих випадках, коли утворюються слабкі електроліти, малорозчинні та газоподібні продукти 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.

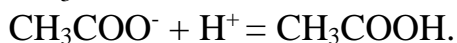
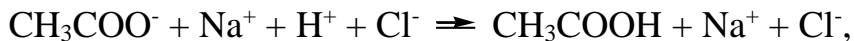
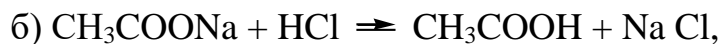
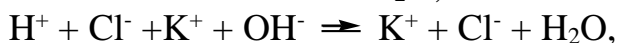
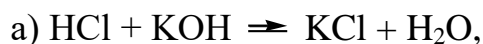
Скорочене йонне рівняння одержано шляхом виключення з даного рівняння однакових йонів в правій і лівій частинах.

Скорочене йонне рівняння показує, що реакція між сульфатом міді(II) та гідроксидом натрію являє собою взаємодію між йонами  $\text{Cu}^{2+}$  та гідроксид-йонами  $\text{OH}^-$ .

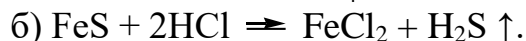
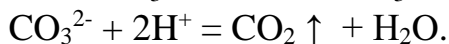
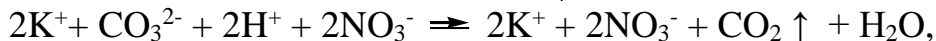
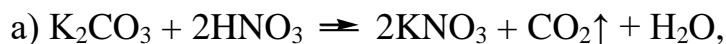
З точки зору теорії електролітичної дисоціації йони  $\text{SO}_4^{2-}$  та  $\text{Na}^+$  не приймають участь в реакції.

Це скорочене йонне рівняння показує, що при змішуванні розчину будь-якої речовини, яка містить йони  $\text{Cu}^{2+}$ , з розчином, що містить йони  $\text{OH}^-$ , рівновага зміщується в бік утворення гідроксиду міді  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , не розчинного у воді.

2. Утворення малодисоційованої сполуки:



3. Утворення газоподібної сполуки:



Сульфід заліза (II) не розчинний у воді.

Сірководень - малодисоційована сполука, слабкий електроліт.



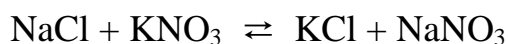
Реакції в розчинах електролітів протікають до кінця, якщо в результаті реакції утворюються:

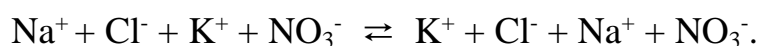
а) малодисоційована сполука;

б) нерозчинні речовини (осади);

в) газоподібні речовини.

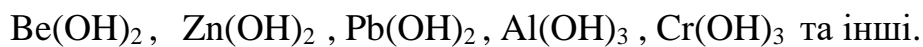
Реакції в розчинах електролітів не ідуть до кінця, якщо не виконується хоча б одна з умов. В такому випадку в розчині буде суміш іонів



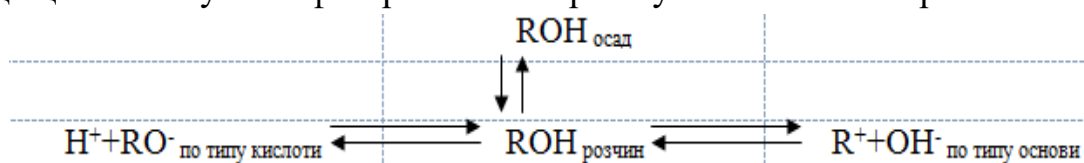


*Амфотерні електроліти (амфоліти).*

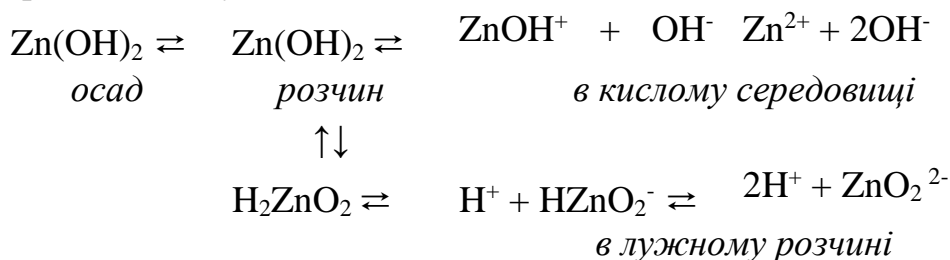
Це слабкі електроліти, що виявляють властивості як слабких кислот, так і слабких основ. Амфолітами є гідроксиди деяких металів:



Явище амфотерності пояснюється тим, що у молекулах амфотерних електролітів міцність зв'язку між металом і киснем (Me – O) мало відрізняється від міцності зв'язку між киснем і воднем (O – H). Отже, дисоціація таких молекул можлива по місцях обох цих зв'язків. Тобто при дисоціації амфолітів утворюються як йони водню, так і гідроксид-йони. Дисоціацію молекули амфотерного електроліту ROH можна виразити схемою:



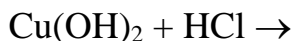
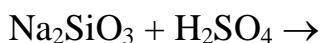
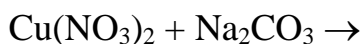
Гідроксид цинку може дисоціювати на іони і як основа, і як кислота



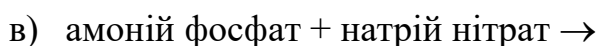
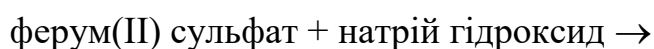
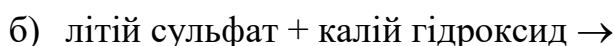
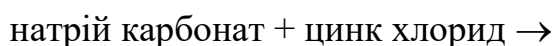
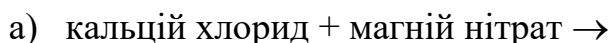
Можливість зміщення рівноваги в обох напрямках обумовлена розчинністю нерозчинних у воді амфотерних гідроксидів в кислотах і у лугах.

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

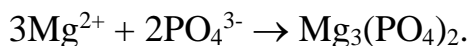
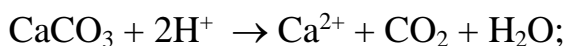
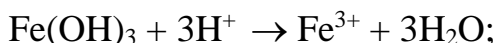
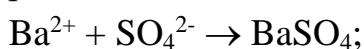
1. Дайте визначення електролітам та неелектролітам.
2. Який процес називають електролітичною дисоціацією?
3. В чому полягає механізм електролітичної дисоціації ?
4. Чому розчини та розплави електролітів проводять електричний струм ?
5. Що таке ступінь електролітичної дисоціації ?
6. Від яких факторів залежить ступінь дисоціації ?
7. Які електроліти відносяться до сильних та слабких?
8. В чому суть різниці між розчинами електролітів та неелектролітів ?
9. Який тип хімічного зв'язку характерний для молекул електролітів ?
10. Написати рівняння дисоціації на йони наступних сполук:  
 $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HClO}_4, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{AlCl}_3, \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3, \text{K}_2\text{CO}_3, \text{Bi}(\text{NO}_3)_3, \text{Na}_2\text{HPO}_4.$
11. Записати молекулярне, повне та скорочене йонні рівняння:



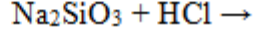
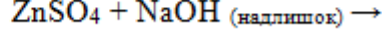
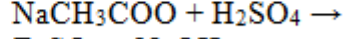
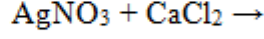
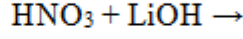
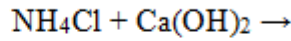
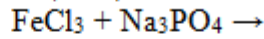
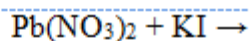
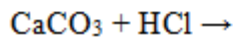
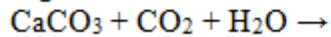
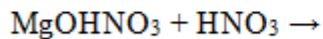
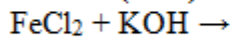
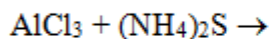
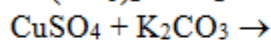
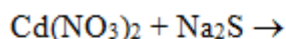
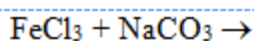
12. Яка з двох реакцій проходить в розчині до кінця і чому? Написати відповідні молекулярні та йонні рівняння:



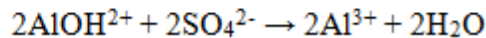
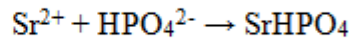
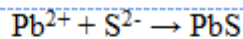
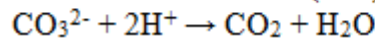
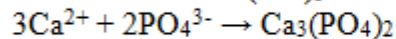
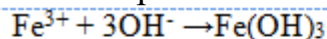
13. Складіть молекулярні рівняння реакцій між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такими схемами:



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 досліді до виконання лабораторної роботи № 5**

**Вправа 1.** Яку кількість  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  і  $\text{H}_2\text{O}$  треба взяти для приготування 250 г розчину з масовою часткою  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  8%?

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

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

**Вправа 6.** Яку кількість  $\text{NaNO}_3$  треба взяти 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 треба взяти 98% розчину  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,84$  г/мл) для одержання 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) В 4 пробірки налити по 3 - 5 крапель розчинів  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{KClO}_3$  і додати по декілька крапель  $\text{AgNO}_3$ . Що спостерігається? Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій за формою:

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

Б) У три пробірки взяти окремо по 5-6 крапель розчинів  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  і додати в кожен пробірку по 3-4 краплі розчину  $\text{BaCl}_2$ . Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій за формою.

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

В) У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів  $\text{CuSO}_4$  та  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ . Додати в одну пробірку 4-5 крапель розчину  $\text{NaOH}$ , а в другу – 4-5 крапель  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ . Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння за формою:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

### Дослід 2. Одержання малодисоційованої речовини.

У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів  $\text{CH}_3\text{COONa}$  та  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  і додати в кожен пробірку по 5-6 крапель 2н.  $\text{HCl}$  або 2н.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Суміш нагріти і за запахом визначити виділення парів оцтової кислоти. Скласти молекулярні та йонні рівняння за формою

РІВНЯННЯ	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Дослід 3. Одержання газоподібних речовин.

А) Взяти в пробірку 5-6 крапель  $\text{NH}_4\text{Cl}$  і додати стільки ж розчину лугу. Вміст пробірки нагріти на водяній бані. За запахом визначити, який газ виділяється. Скласти молекулярне та йонні рівняння за формою:

РІВНЯННЯ	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) В пробірку помістити 0,01 – 0,02 г твердої солі  $\text{CaCO}_3$  або  $\text{BaCO}_3$  і додати 4-5 крапель 2н.  $\text{HCl}$ . Що спостерігається? Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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

Одержати в 2-х пробірках осад  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  шляхом додавання до 4-5 крапель розчину  $\text{ZnSO}_4$  кількох крапель розчину  $\text{NaOH}$ . В одну пробірку додати 5-6 крапель 2н.  $\text{HCl}$ , а в другу – 5-6 крапель 2н.  $\text{NaOH}$ . Що відбувається з осадом  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ? Скласти молекулярні та йонні рівняння одержання осаду  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  та його розчинення в кислоті та лузі за формою:

РІВНЯННЯ	$\text{ZnSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

## 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 називається йонним добутком води? Яка його величина?
2. Що таке водневий показник?
3. Якими величинами рН характеризується нейтральне, кисле та лужне середовище?
4. Чому дорівнює величина водневого показника чистої води при 22<sup>0</sup> С?
5. Який процес називається гідролізом?
6. Що таке ступінь гідролізу та константа гідролізу?

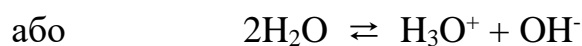
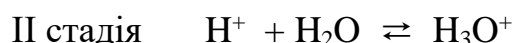
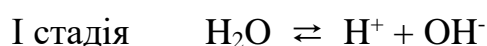
*Що треба вміти:*

1. Розраховувати рН і рОН розчинів за концентрацією йонів гідрогену або йонів 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:

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

де  $K_{\text{д}}$  - константа дисоціації води,  $K_{\text{д}} = 1,8 \cdot 10^{-16}$ ;  $[\text{H}^+]$  - концентрація йонів 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. З підвищенням температури  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  збільшується, із зменшенням – зменшується.

Із останнього рівняння видно, що поскільки 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.* Значно зручніше оперувати не значенням концентрації йонів гідрогену, а її 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:

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

тоді  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ .

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 найчастіше визначають за допомогою індикаторів, що представляють собою слабкі органічні кислоти або основи.

Індикатори – це речовини, що змінюють своє забарвлення в залежності від концентрації йонів гідрогену в розчині, тобто змінюють своє забарвлення 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

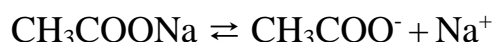
### **Тема лабораторної роботи 6.2** *Гідроліз солей. Типові випадки гідролізу солей.*

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

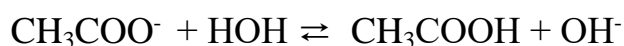
Але досвід показує, що розчини солей мають лужне, кисле або нейтральне середовище, не дивлячись на те, що солі не містять ні водневих, ні гідроксильних йонів. Пояснення цим фактам треба шукати у взаємодії солей з водою.

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

Як приклад для складання рівнянь гідролізу, візьмемо розчин натрій ацетату  $CH_3COONa$ . Натрій ацетат, як сильний електроліт, при розчиненні у воді повністю дисоціює на йони  $Na^+$  і  $CH_3COO^-$  :



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



В результаті утворення слабкого електроліту  $\text{CH}_3\text{COOH}$  йонна рівновага дисоціації води зміщується і утворюється надлишок  $\text{OH}^-$  - йонів, і тому розчин стає лужним.

Взаємодія йонів солі з водою (з йонами води), яка призводить до утворення слабкого або мало розчинного електроліту, називається гідролізом солі.

Гідроліз можна представити як реакцію обмінного розкладання солі водою або як процес, обернений реакції нейтралізації. Гідроліз солі – це рівноважний процес. Гідроліз солі є окремим випадком взаємодії йонів солі з розчинником – водою.

Взагалі, взаємодія солі з розчинником, що супроводжується утворенням слабкого електроліту, називається сольволизом.

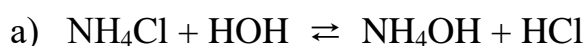
В результаті процесу гідролізу змінюється концентрація водневих та гідроксильних йонів, тобто змінюється реакція середовища.

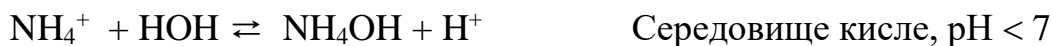
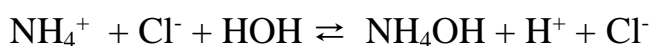
Гідролізу підлягають солі, що утворені за участю слабких кислот і слабких основ. Солі, що утворені сильними кислотами і основами, не гідролізуються, так як катіони і аніони солі не зв'язують йони води ( $\text{H}^+$  або  $\text{OH}^-$ ), і як наслідок, не зміщують йонну рівновагу води. Тому розчини 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 гідролізуються, їх розчини нейтральні ( $\text{pH} = 7$ ). В залежності від типу солі механізм гідролізу може бути різним.

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

*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.

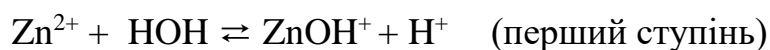
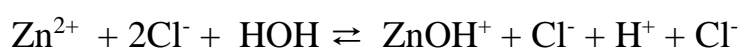
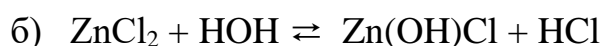
Це найпоширеніший випадок, так як більшість гідроксидів металів (багатовалентних) є слабкими основами. Солі слабких основ і сильних кислот гідролізують з утворенням слабкої основи (якщо це сіль однокислотної основи) або основних солей (якщо це сіль багатокислотної основи). При цьому одним із продуктів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



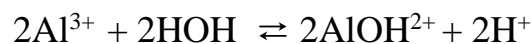
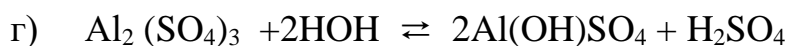
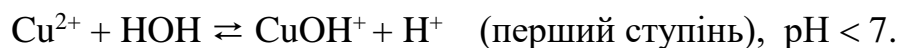
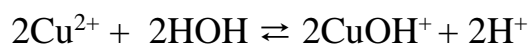
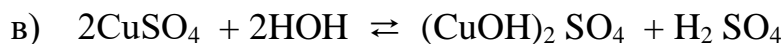
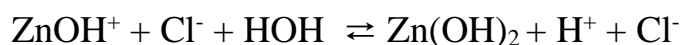
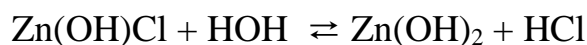


Йони  $\text{NH}_4^+$  взаємодіють з йонами гідроксилу води, утворюючи слабкий електроліт  $\text{NH}_4\text{OH}$  ( $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ), а йони гідрогену води не утворюють з йонами  $\text{Cl}^-$  молекул, так як  $\text{HCl}$  – сильний електроліт, але їх заряди взаємно компенсовані. Як наслідок, у розчині утворюється деякий надлишок  $\text{H}^+$  і тому розчин  $\text{NH}_4\text{Cl}$  має кислу реакцію.

Солі утворені багатокислотними основами (багатозарядний катіон) гідролізують ступінчасто. При цьому гідроліз солі відбувається переважно за першим ступенем.

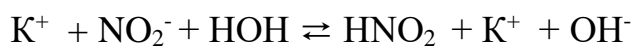


середовище кисле,  $\text{pH} < 7$ .



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

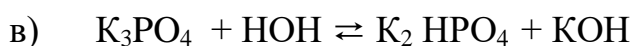
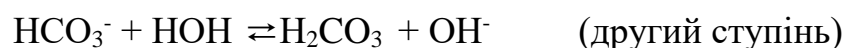
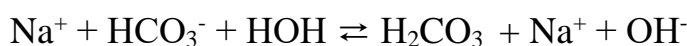
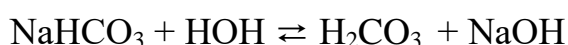
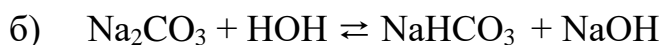
Прикладом таких солей є:  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{KCN}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  та інші.



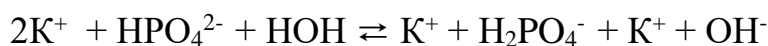
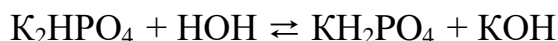


Внаслідок гідролізу цієї солі утворюється слабкий електроліт  $\text{HNO}_2$  та деякий надлишок йонів  $\text{OH}^-$ , тому розчин має лужну реакцію.

Солі багатоосновних кислот гідролізуються ступінчасто, переважно за першим ступенем з утворенням кислотної солі.



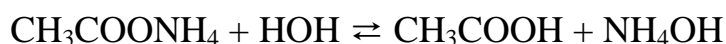
При надлишку води гідроліз частково йде далі:



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 приклади 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, утворених слабкою основою і слабкою кислотою, залежить від співвідношення констант дисоціації кислоти і основи, що утворюють сіль. Якщо  $K_{\text{дис}} \text{кислоти}$  більша за  $K_{\text{дис}} \text{основи}$ , 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, підлягають гідролізу 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):

$$\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HON} \rightleftharpoons 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$$

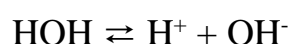
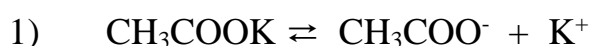
Через повний гідроліз ряд середніх солей дуже слабких кислот і основ не може бути одержаний у водних розчинах:

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: складали молекулярне рівняння гідролізу солі, записували його в йонному вигляді (повне йонне рівняння) і потім – скорочене йонне рівняння.

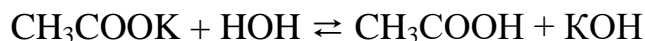
До складання рівнянь гідролізу солей можна підійти дещо інакше. Розуміючись на силі кислоти і основи, з яких утворена сіль, можна зразу написати скорочене йонне рівняння, враховуючи, що в результаті гідролізу утворюється слабкий електроліт.

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

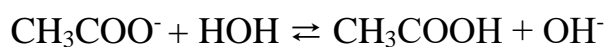
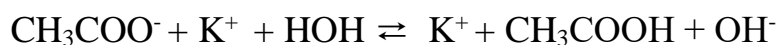


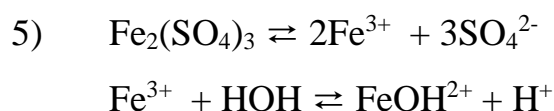
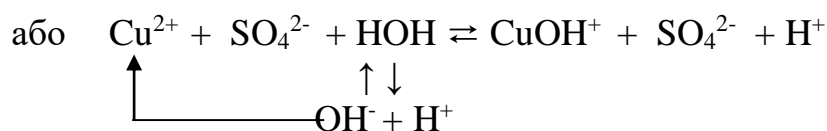
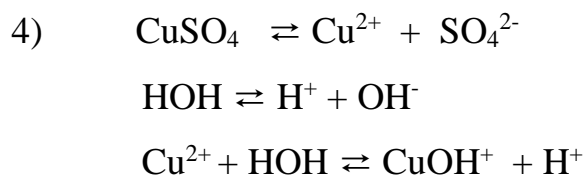
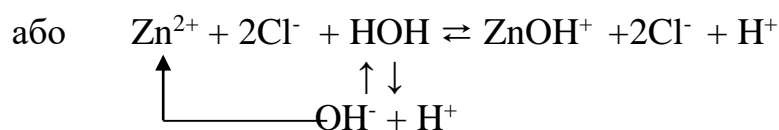
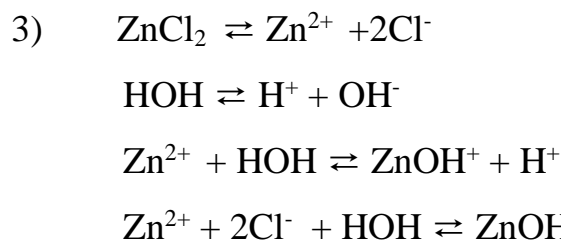
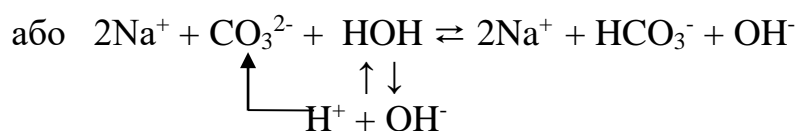
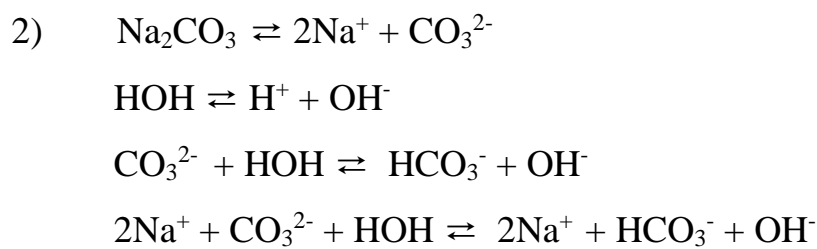
тоді  $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HON} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$ , а йон  $\text{K}^+$  не бере участі в утворенні слабого електроліту.

А далі можна скласти молекулярне і повне йонне рівняння:

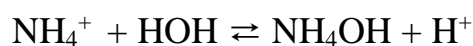


Запис йонних рівнянь гідролізу можна ще дещо змінити :

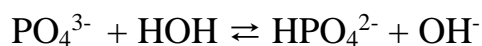




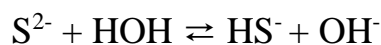
При такому підході легко написати скорочені йонні рівняння таких солей: 1)  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  – гідроліз за катіоном



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



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

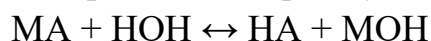


*Константа та ступінь гідролізу.*

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

Гідроліз солей – процес оборотний, тому до реакцій гідролізу може бути застосований закон діючих мас, тобто стан рівноваги характеризується константою  $K_p$ .

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



Цій рівновазі відповідає константа:

$$K_{\text{рівноваги}} = \frac{[HA][MOH]}{[MA][H_2O]}$$

Концентрація молекул води у розбавлених розчинах є практично сталою величиною. Позначивши  $K \cdot [H_2O] = K_r$ , одержимо:

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

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,  $KCN + HOH \leftrightarrow HCN + KOH$

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

Для того, щоб оцінити наскільки глибоко проходить процес гідролізу солі, користуються поняттям ступінь гідролізу.

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

Ступінь гідролізу  $h$  змінюється в межах від 0 до 1 або від 0 до 100%.

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації та температури.

Ступінь гідролізу буде тим більшим:

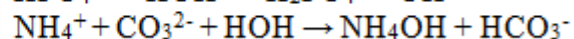
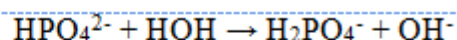
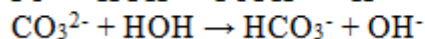
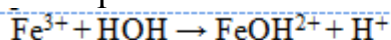
1) чим більша температура; 2) чим слабкіша кислота (чи основа), яка утворюється в результаті гідролізу солі; 3) чим менша концентрація солі, тобто чим більше розведений розчин.

Отже, для того, щоб посилити гідроліз солі, потрібно розбавити розчин солі і нагріти його.



### Питання для самостійної підготовки.

1. Який процес називається гідролізом?
2. Яку реакцію середовища мають розчини солей, що утворені слабкою кислотою та сильною основою, слабкою основою та сильною кислотою?
3. Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища? Написати 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. Скласти 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?



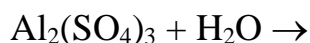
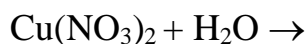
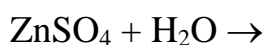
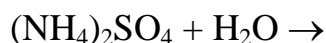
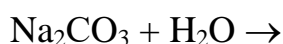
**Вправи і досліді до виконання лабораторної роботи №6.2 Гідроліз солей**

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

Для розчинів солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  скласти рівняння гідролізу солей і теоретично передбачити рН розчинів цих солей. Потім визначити у кожному випадку реакцію середовища, наносячи краплю відповідного розчину 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	$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$			

Скласти молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій за формою:

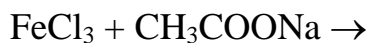


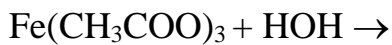
**Дослід 2.**

А) У дві пробірки налити по 5-6 крапель 2н. розчину  $\text{CH}_3\text{COONa}$  або  $\text{CH}_3\text{COOK}$  і по одній краплі розчину фенолфталеїну. Одну пробірку залишити для порівняння, а другу – нагріти на водяній бані, і відмітити зміну забарвлення. Скласти рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі.



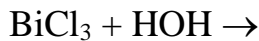
Б) В пробірку налити 5-6 крапель  $\text{FeCl}_3$  і 4-5 крапель  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Відмітити зміну забарвлення розчину в результаті утворення ферум(III) ацетату. Додати 25-30 крапель дистильованої води і суміш нагріти на водяній бані до утворення бурого осаду. Скласти рівняння гідролізу ферум(III) ацетату за першою та другою стадіями в молекулярній і йонній формі.





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

Взяти 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 одержаним осадом зберегти для наступного досліді. Скласти рівняння гідролізу беручи до уваги, що в результаті гідролізу утворюється  $\text{Vi}(\text{OH})_2\text{Cl}$ .



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

До осаду основної солі вісмуту, одержаного в попередньому досліді, додати по краплям розчин хлоридної кислоти до розчинення осаду. Потім знову додати дистильованої води до утворення осаду основної солі. Дати пояснення явищам, що відбуваються. Скласти рівняння реакцій у молекулярній та йонній формі.



**Дослід 5.** *Повний гідроліз*

Налити у пробірку 2 - 3 мл розчину  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  і додати такий же об'єм розчину  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Спостерігати утворення білого аморфного осаду  $\text{Al}(\text{OH})_3$  і виділення бульбашок газу. Для того аби довести, що осад є  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , необхідно пробірку нагріти, осад відфільтрувати, промити його на фільтрі гарячою дистильованою водою для видалення надлишку  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і розділити на дві частини. До однієї додати розчин  $\text{NaOH}$ , а до другої -  $\text{HCl}$ . В обох випадках осад розчиняється. Звернути увагу, що при розчиненні осаду в розчині хлористоводневої кислоти не відбувається виділення бульбашок газу. Скласти рівняння реакції між розчином  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  і розчином солі алюмінію і рівняння реакції гідролізу. Написати рівняння реакції взаємодії гідроксиду алюмінію, 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) визначення та основні ознаки окисно-відновних реакцій;
- 2) способи визначення ступеню окислення елементу в молекулі;
- 3) що являє собою процес окислення і основні відновники;
- 4) що являє собою 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 протікання окисно-відновних реакцій;

**Що треба вміти:**

- 1) розраховувати ступені окислення елементів у сполуках;
- 2) визначати окисники та відновники в реакції на основі значень ступенів окислення елементів, положення елементів у періодичній системі та типових хімічних властивостей сполук;
- 3) складати до окисно-відновних реакцій схеми перерозподілу електронів;
- 4) підбирати та розставляти коефіцієнти в реакціях зі зміною ступеня окислення елементів.

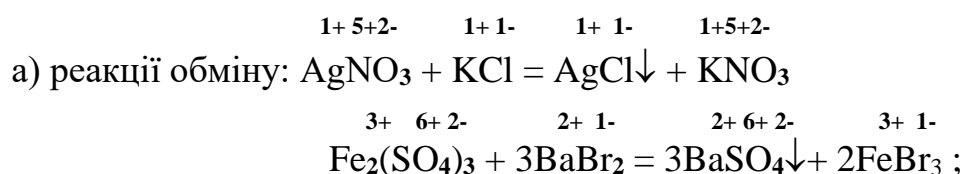
**Про що треба мати уявлення:**

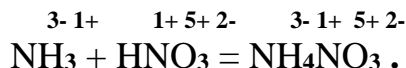
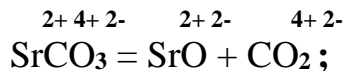
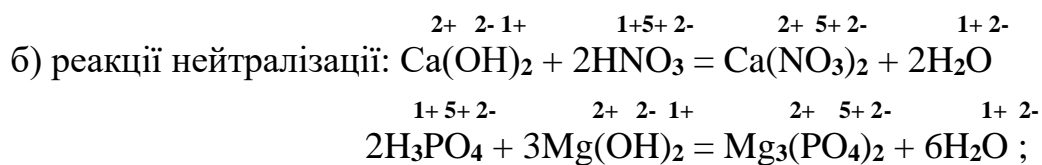
- 1) як складати окисно-відновні реакції методом напівреакцій;
- 2) як визначається напрямок протікання окисно-відновних реакцій на основі розрахунку електродного потенціалу системи як різниці стандартних електродних потенціалів окисника та відновника.

**Характерні ознаки реакцій окислення-відновлення**

Усі хімічні реакції можна поділити на два типи:

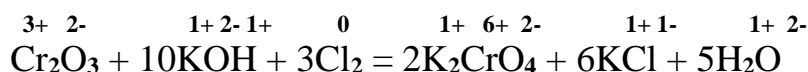
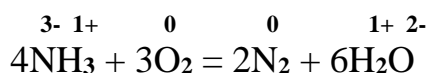
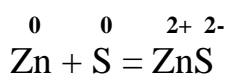
1. Реакції, які відбуваються без зміни ступенів окислення елементів, що входять до складу реагуючих речовин. До них можуть бути віднесені:





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

Цей тип реакцій має назву *окисно-відновних*:



Згідно з сучасними уявленнями зміна ступеня окислення пов'язана з «переміщенням» електронів, тобто *окисно-відновні реакції* - це реакції, під час яких відбувається «перехід» електронів від одних атомів, молекул або іонів до інших (насправді має місце не «переміщення» електронів, а зміщення електронної густини).

#### Загальні поняття про процеси окислення та відновлення

Назва процесу "окислення" була започаткована від латинської назви кисню (оксигеніум) для реакцій горіння, як з'єднання елементів з киснем. Одним із головних понять процесів окислення-відновлення 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. Розрізняють три можливі види ступенів окислення елементів: *мінімальний*, *максимальний* та *проміжний* (див. Додаток 5).

*Мінімальний ступінь окислення* (негативний заряд) характерний для неметалів і чисельно рівний кількості електронів, яких не вистачає електронейтральному атому до завершення його зовнішнього енергетичного рівня, тобто  $8 - N$ , де  $N$  - номер групи елементів головних підгруп.

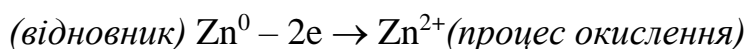
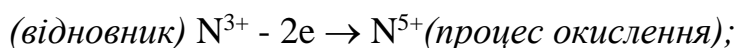
*Максимальний ступінь окислення* - чисельно рівний кількості електронів, що можуть бути віддані електронейтральним атомом у збудженому стані із зовнішнього енергетичного рівня. Як правило, його абсолютна величина рівна номеру групи елемента.

*Проміжні ступені окислення* елемента розміщені в ряду між максимальним та мінімальним.

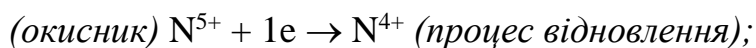
Наприклад, для елемента нітрогену, що знаходиться у головній підгрупі п'ятої групи, мінімальний ступінь окислення дорівнює  $3-$ , максимальний -  $5+$ , а проміжні можуть приймати значення  $2-$ ,  $1-$ ,  $1/3-$ ,  $0$ ,  $1+$ ,  $2+$ ,  $3+$ , та  $4+$ .

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

1) *окислення* - це віддача електронів атомом або йоном, внаслідок чого зменшується їх від'ємний заряд чи зростає позитивний. При цьому елемент, що віддає електрони прийнято називати *відновником*:



2) *відновлення* - це приєднання електронів атомами або йонами, що супроводжується зменшенням їх позитивного заряду чи зростанням негативного. При цьому елемент, що приєднує електрони називають *окисником*:



#### Типові окисники та відновники

Окисні та відновні властивості елементів залежать від будови їх атомів (положення в періодичній системі), валентного стану в молекулі речовини (ступеня окислення), складу реакційного середовища, зокрема рН суміші.

Є випадки, коли окисні чи відновні властивості хімічних речовин (елементів) можна оцінити однозначно.

Наприклад: 1) атоми металів в елементному стані завжди тільки відновники:  $\text{(відновник)} \text{Ca}^0 - 2e \rightarrow \text{Ca}^{2+}$ ; 2) атоми неметалів з нижчим ступенем окислення (*мінімальним*) у сполуках - тільки відновники:  $\text{(відновник)} \text{N}^{3-} - 3e \rightarrow \text{N}^0$ .

У даному випадку це пояснюється тим, що мінімальний ступінь окислення передбачає такий стан атому (утворення зарядженого йону), коли його зовнішній енергетичний рівень завершений (8 електронів) за рахунок приєднання “чужих” електронів. Тому більше приймати не можна, а є лише змога віддавати електрони, тобти виконувати роль відновника;

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 вже віддав всі електрони зовнішнього енергетичного рівня іншим атомам молекули, і тому більше віддавати нічого (немає змоги бути відновником), а можна лише приймати електрони, тобто бути окисником.

В інших випадках окисні та відновні властивості реагуючих речовин (атомів, йонів, молекул) оцінюють якісно або напівякісно шляхом порівняння властивостей реагентів з урахуванням таких закономірностей:

1) як правило, чим більше електронів має атом на зовнішньому енергетичному рівні та чим ближче вони розташовані до ядра, тим сильніше виражена окисна здатність елемента у реакції;

2) у межах періоду із збільшенням порядкового номеру елементів їх відновні властивості зменшуються, а окислювальні – посилюються. Тому найсильніші відновники лужні та лужноземельні метали, що розпочинають періоди, а найсильніші окисники – атоми галогенів, кисень, сульфур;

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

4) окисна здатність елементів збільшується по мірі зростання їх електронегативності. Так, для неметалів можна скласти такий ряд зростання їх окисної активності: **B < As < P < Se < C < I < S < Br < N < Cl < O < F**.

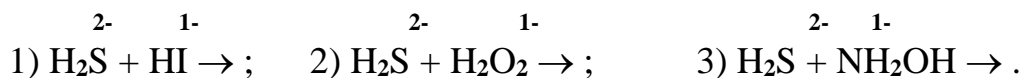
Приклади речовин, що є типовими окисниками та відновниками в реакціях, наведено в таблиці 4. Крім того, виходячи з будови атомів хімічних елементів, є можливість визначити всі характерні ступені їх окислення і, порівнявши їх, скласти прогноз окисно-відновних властивостей елемента в тій чи іншій сполуці.

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 <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , J <sub>2</sub> , S, N <sub>2</sub> , O <sub>2</sub>	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 5-7 електронів, висока спорідненість до електрону, вищі значення електронегативності елемента
Окисник	KMnO <sub>4</sub> , K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , NaNO <sub>3</sub> , PbO <sub>2</sub> , NaBiO <sub>3</sub> , HClO <sub>4</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (конц.), HNO <sub>3</sub> (конц. 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	Cu <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup> , Cr <sup>3+</sup> , Ag <sup>+</sup> , Pb <sup>2+</sup> , Ti <sup>3+</sup> , Ti <sup>+</sup> , Co <sup>2+</sup>	Іони металів, як правило, з максимальним ступенем окислення 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: H <sub>2</sub> , C, P, B, CO, NO, P <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , HNO <sub>2</sub> , SO <sub>2</sub>	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-5 електронів, <i>проміжний</i> ступінь окислення атому в сполуці, наявність в реакції сильнішого окисника
Відновник	LiH, HJ, HBr, HCl, H <sub>2</sub> S, NH <sub>3</sub> , PH <sub>3</sub>	Сполуки, що містять атоми неметалів з <i>мінімальними</i> ступенями окислення (негативними зарядами)

Розглянемо ці положення на таких прикладах.

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

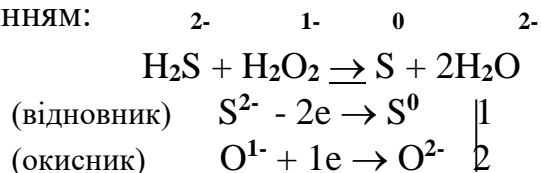


Визначаємо ступені окислення елементів у кожній із трьох реакцій і порівнюємо їх окислювальні та відновні властивості. У першому випадку сульфур і йод мають мінімальні (найнижчі) ступені окислення, а тому обидва ці елементи здатні проявляти тільки відновні властивості і реакція між цими речовинами неможлива.

Порівняння ступенів окислення елементів у другому випадку приводить до наступного висновку: сульфур у складі сірководню може бути тільки



відновником (найнижчий ступінь окислення 2-); кисень у складі гідроген пероксиду має ступінь окислення 1- (проміжне положення), що дозволяє йому віддавати або приєднувати 1 електрон і тим самим виконувати функції відновника чи окисника. Тому при взаємодії із сірководнем гідроген пероксид буде виявляти властивості окисника і реакція повинна проходити за таким рівнянням:



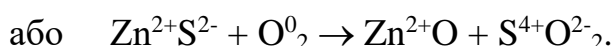
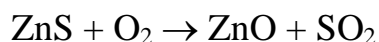
### Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій

Найбільш поширеними способами складання рівнянь окисно-відновних реакцій (передбачення продуктів та підбір коефіцієнтів) є : 1) *метод електронного балансу* та 2) *йонно-електронний метод* або *метод півреакцій*.

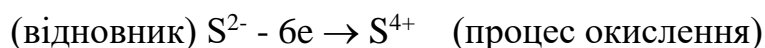
Оволодіння процесом складання рівнянь окисно-відновних реакцій *методом електронного балансу* передбачає два методичних етапи: 1) реакції, для яких відомі формули всіх речовин до і після взаємодії; 2) реакції, в яких відомими є лише вихідні речовини, а продукти потрібно визначати, передбачати тощо.

**1.** При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій, для яких відомі формули речовин до і після взаємодії, основним моментом є вірне визначення величин ступенів окислення елементів, складання схем півреакцій процесів окислення і відновлення (*схема перерозподілу електронів*), розрахунок коефіцієнтів півреакцій за методом електронного балансу і розставлення коефіцієнтів у рівнянні реакції.

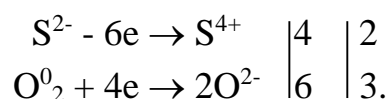
*Приклад 2.* Під час обпалювання цинк сульфідів схема реакції має вигляд:



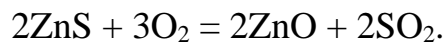
Тобто, під час реакції змінюють ступені окислення атоми сульфуру та кисеню, які і представляють півреакції процесів окислення та відновлення у схемі перерозподілу електронів:



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

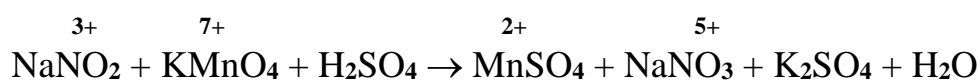


Коефіцієнт 2 відноситься до атомів сульфуру до і після реакції, а 3 до атомів оксигену і з них починають процес зрівняння елементів, а потім підбирають коефіцієнти до атомів металів, гідрогену, якщо вони наявні в реакції:

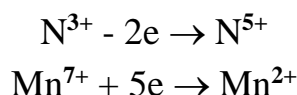


Іноді в реакції можуть брати участь молекули трьох речовин, а внаслідок реакції утворюються молекули нових трьох - чотирьох речовин.

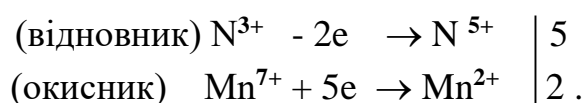
*Приклад 3.* Записуємо молекулярну схему реакції



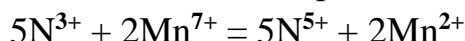
У цій реакції змінюють ступінь окислення нітроген і марганець. До реакції нітроген мав ступінь окислення 3+, а після реакції його ступінь окислення підвищився до 5+. Марганець у молекулі калій перманганату мав ступінь окислення 7+, а після реакції він змінився до 2+. Складаємо для нітрогену і марганцю схеми електронних переходів:



Складаємо електронний баланс:



Спільне найменше кратне між кількістю електронів, що віддав відновник (2) і кількістю електронів, що приєднав окислювач (5), дорівнює 10. Поділимо 10 на 2 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для нітрогену (5). Поділимо 10 на 5 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для марганцю (2). З урахуванням розрахованих множників отримаємо:

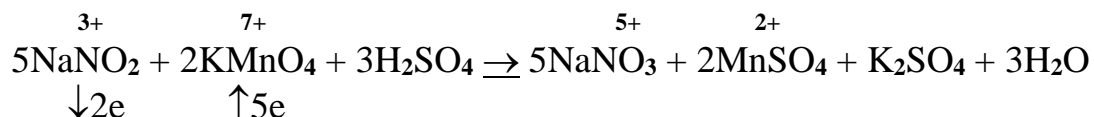


Визначені за електронним балансом коефіцієнти переносимо у схему реакції:  $5\text{NaNO}_2 + 2\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 5\text{NaNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Зрівнявши кількість аніонів  $\text{SO}_4^{2-}$  і атомів гідрогену зліва та справа, перевіряємо кількість атомів оксигену в лівій та правій частині, і переконавшись у їх рівності, стрілку між лівою та правою частинами замінюємо на знак рівності, перетворюючи схему реакції на рівняння:



Існує інший спосіб запису електронного балансу:



Стрілка, що направлена вниз, вказує на те, що в процесі реакції нітроген (ступінь окислення 3+) в молекулі  $\text{NaNO}_2$  втрачає два електрони, виконуючи роль відновника. Навпаки, стрілка, яка спрямована вгору до молекули  $\text{KMnO}_4$ , вказує, що марганець (ступінь окислення 7+) під час реакції приєднує п'ять електронів, тобто є окисником. Такий спосіб у порівнянні з «класичним» методом електронного балансу є менш інформативним і може бути рекомендований до використання при наявності більшого досвіду і практики складання окисно-відновних реакцій.

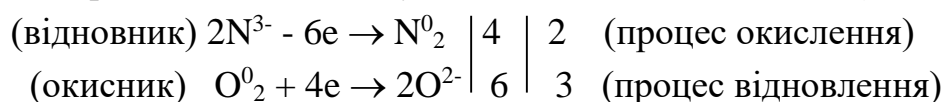
2. Продукти окисно-відновної реакції, якщо вони не вказані в рівнянні, можна з певним ступенем достовірності передбачати, враховуючи аналогії з вивченими раніше закономірностями зміни властивостей елементів, речовин тощо. При цьому потрібно послідовно дотримуватись таких рекомендацій:

- 1) визначити ступені окислення всіх атомів у складі реагентів;
- 2) порівнюючи ступені окислення, положення елементів у періодичній таблиці (значення електронегативності) визначають найбільш ймовірний елемент-окисник та елемент-відновник;
- 3) скласти схеми півреакцій окислення та відновлення, дотримуючись таких наближень:
  - а) елемент-окисник характеризується схильністю приймати якомога більше електронів;
  - б) елемент-відновник віддає за можливістю якомога меншу кількість електронів;
  - в) в обох випадках віддача і приєднання електронів мають призводити до утворення продуктів, що найбільш хімічно інертні один до одного;
- 4) розрахувати коефіцієнти до схеми перерозподілу електронів (скласти електронний баланс);
- 5) згідно із схемою перерозподілу електронів до рівняння реакції записати продукт відновлення окисника та продукт окислення відновника, а також речовини, що можуть бути утворені елементами, які не змінювали ступені окислення;
- б) згідно із електронним балансом розставити у рівнянні реакції коефіцієнти, дотримуючись такої черговості:
  - ✓ окисник – продукт відновлення;

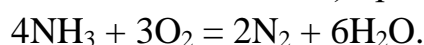
- ✓ відновник – продукт окислення;
- ✓ атоми металів, кислотні залишки і гідроксильні групи, де не було зміни ступенів окислення елементів;
- ✓ атоми гідрогену;
- ✓ атоми кисню.

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

- Визначаємо ступені окислення елементів:  $\text{N}^{3-}\text{H}^+_3 + \text{O}^0_2 \rightarrow$  ;
- Аналізуючи елементи за ступенями окислення приходимо до висновку, що  $\text{N}^{3-}$  може бути лише відновником (*мінімальний ступінь окислення*),  $\text{H}^+$  - лише окисником (*максимальний*), а  $\text{O}^0$  – і окисником і відновником (*проміжний*). Шляхом порівняння електронегативності елементів (положення у періодичній таблиці) визначаємо, що окисником буде  $\text{O}^0$ , а відновником  $\text{N}^{3-}$  ;
- Складаємо схему перерозподілу електронів, враховуючи, що  $\text{O}^0$  (6 група, 6 електронів на зовнішньому енергетичному рівні в елементарному стані) може прийняти 2 електрони до завершення зовнішнього енергетичного рівня, а  $\text{N}^{3-}$  (в цьому стані 8 електронів на зовнішньому енергетичному рівні) може теоретично послідовно віддавати 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 і 8 електронів, перетворюючись відповідно у  $\text{N}^{2-}$ ,  $\text{N}^{1-}$ ,  $\text{N}^0$ ,  $\text{N}^{1+}$ ,  $\text{N}^{2+}$ ,  $\text{N}^{3+}$ ,  $\text{N}^{4+}$ ,  $\text{N}^{5+}$ . При цьому найбільшу хімічну інертність до кисню і гідрогену має  $\text{N}^0$  (*складова частина повітря, яка в звичайних умовах з киснем не взаємодіє*).

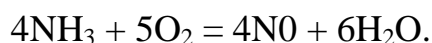
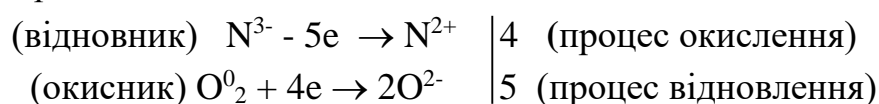


- Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо до рівняння реакції продукти ( $\text{N}^0_2$  та  $\text{H}_2\text{O}$  як об'єднання  $\text{O}^{2-}$  та  $\text{H}^+$ ) і розставляємо коефіцієнти:



В спеціальних умовах (при наявності каталізатора) відновлення  $\text{N}^{3-}$  іде глибше до  $\text{N}^{2+}$ .

Приклад 5.  $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$  або  $\text{N}^{3-}\text{H}^+_3 + \text{O}^0_2 \rightarrow$

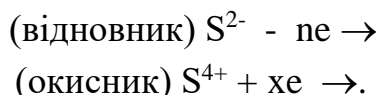


Приклад 6.  $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$

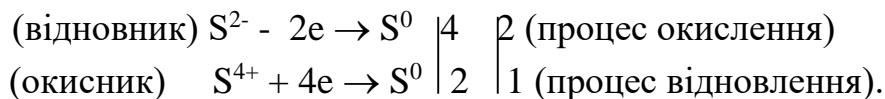
або  $\text{H}^+_2\text{S}^{2-} + \text{H}^+_2\text{S}^{4+}\text{O}^{2-}_3 \rightarrow$ ;

*Мінімальний ступінь окислення мають  $\text{O}^{2-}$  та  $\text{S}^{2-}$  і тому можуть бути лише відновниками, максимальний -  $\text{H}^+$  і він може відігравати лише роль окисника,*

проміжний ступінь окислення у  $S^{4+}$  - здатна бути і окисником і відновником. За електронегативністю Н (2,1), О (3,5), S (2,5) відновником буде  $S^{2-}$ , а окисником  $S^{4+}$ , а тому:



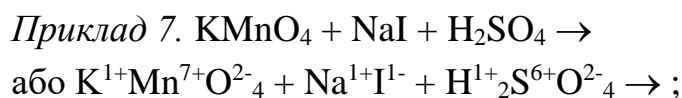
На основі електронної будови зовнішнього енергетичного рівня атома сульфуру у незбудженому та збуджених станах можна передбачити для нього такі можливі ступені окислення як  $S^{2-}$ ,  $S^0$ ,  $S^{2+}$ ,  $S^{4+}$ ,  $S^{6+}$ . При цьому хімічно найстійкішим буде стан сульфуру при ступені окислення нуль. Тому процеси окислення і відновлення будуть відбуватися в напрямку утворення  $S^0$  згідно схем:



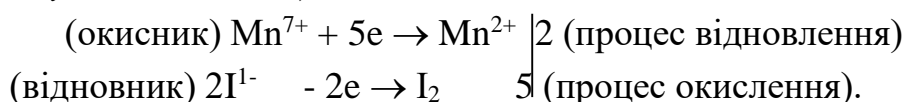
Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо продукти реакції і розставляємо коефіцієнти:  $2H_2S + H_2SO_3 = 3S + 3H_2O$ .

#### Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення

Серед окисно-відновних реакцій виділяють групу процесів, де склад продуктів окислення або відновлення залежить від середовища, в якому вони відбуваються. Прикладами таких процесів можуть бути реакції за участю  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$  (табл. 5).



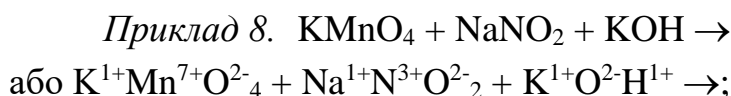
У цій реакції  $H_2SO_4$  визначає кисле середовище і елементи, що входять до її складу, не беруть участі у перерозподілі електронів. Окисником є  $Mn^{7+}$ , що в кислому середовищі приймає 7 електронів (табл. 5), а відновником  $I^{1-}$  (мінімальний ступінь окислення), який щонайменше віддаватиме 1 електрон:



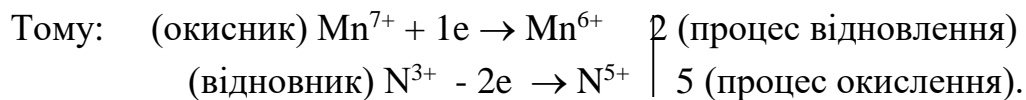
Продукти відновлення або окислення (йони) та атоми, що не змінювали ступенів окислення, умовно зв'язуються в молекули з йонами речовини-середовища:  $Mn^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow MnSO_4$ ;



Тому рівняння реакції в цілому з продуктами та коефіцієнтами матиме такий вид:  $2KMnO_4 + 10NaI + 8H_2SO_4 = 2MnSO_4 + 5I_2 + K_2SO_4 + 5Na_2SO_4 + 8H_2O$ .



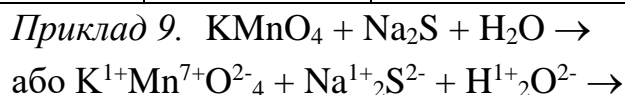
КОН визначає лужне середовище реакції і йони, з яких він складається, не беруть участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для формування молекул продуктів взаємодії. Окислювачем є  $Mn^{7+}$ , що в лужному середовищі приймає 1 електрон (табл. 5), а відновником може бути лише  $N^{3+}$  (за наявністю двох електронів на зовнішньому енергетичному рівні та за показником електронегативності у порівнянні з  $O^{2-}$ ).



Реакція завершується перетворенням  $KMn^{7+}O_4$  на  $K_2Mn^{6+}O_4$  та  $NaN^{3+}O_2$  на  $NaN^{5+}O_3$ :  $2KMnO_4 + NaNO_2 + 2KOH = 2K_2MnO_4 + NaNO_3 + H_2O$ .

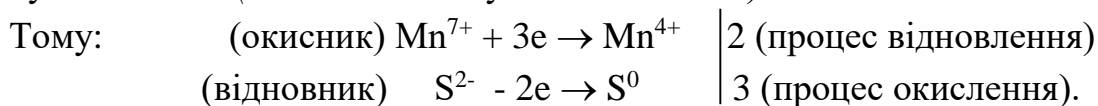
**Таблиця 5.** Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

Сполука та її функція в ОВ-реакції	Реакційне середовище	Схема півреакції	Типові продукти
Окисник: $KMnO_4$	Кисле ( $H^+$ , $pH < 7$ )	$Mn^{7+} + 5e \rightarrow Mn^{2+}$	Солі $Mn^{2+}$ та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Лужне ( $OH^-$ , $pH > 7$ )	$Mn^{7+} + 1e \rightarrow Mn^{6+}$	Солі марганцевистої кислоти ( $H_2MnO_4$ ) і лугу, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Нейтральне ( $H_2O$ )	$Mn^{7+} + 3e \rightarrow Mn^{4+}$	$MnO_2$
Окисник: $MnO_2$	Кисле ( $H^+$ , $pH < 7$ )	$Mn^{4+} + 2e \rightarrow Mn^{2+}$	Солі $Mn^{2+}$ та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $K_2Cr_2O_7$	Кисле ( $H^+$ , $pH < 7$ )	$Cr^{6+} + 3e \rightarrow Cr^{3+}$	Солі $Cr^{3+}$ та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $H_2O_2$	Кисле ( $H^+$ , $pH < 7$ )	$O^{1-} + 1e \rightarrow O^{2-}$	$H_2O$
Відновник: сполуки $Cr^{3+}$	Лужне ( $OH^-$ , $pH > 7$ )	$Cr^{3+} - 3e \rightarrow Cr^{6+}$	Солі хромової кислоти ( $H_2CrO_4$ ) та лугу, що визначає середовище
Відновник: Амфотерні метали в елементному стані Zn, Al, Be	Лужне ( $OH^-$ , $pH > 7$ )	$Zn^0 - 2e \rightarrow Zn^{2+}$ $Al^0 - 3e \rightarrow Al^{3+}$ $Be^0 - 2e \rightarrow Be^{2+}$	Солі лугу з аніоном $[Zn(OH)_4]^{2-}$ Солі лугу з аніоном $[Al(OH)_6]^{3-}$ Солі лугу з аніоном $[Be(OH)_4]^{2-}$



$H_2O$  визначає нейтральне середовище реакції і йони, з яких вона складається, не беруть участі у перерозподілі електронів, а використовуються лише для формування молекул продуктів взаємодії реагентів. Окисником є

$Mn^{7+}$ , що в нейтральному середовищі приймає 3 електрони, а відновником може бути лише  $S^{2-}$  (мінімальний ступінь окислення).



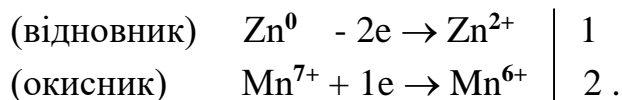
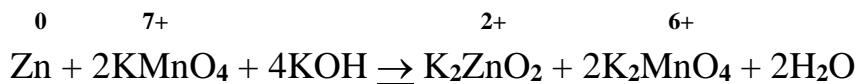
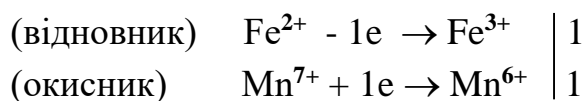
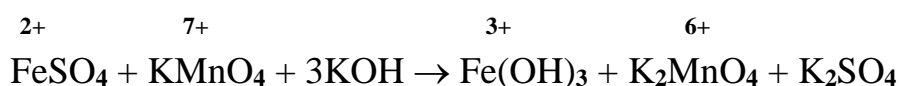
Реакція завершується перетворенням  $KMn^{7+}O_4$  на  $Mn^{4+}O_2$  та зв'язуванням йонів  $K^{1+}$  і  $Na^{1+}$  йонами гідрогену та кисню в молекули відповідних гідроксидів:



Найчастіше для створення в розчині кислого середовища використовують сульфатну кислоту. Нітратну кислоту недоцільно вживати, тому що вона сама є окисником, а хлоридна кислота – відновником. Для досягнення в розчинах лужного середовища використовують гідроксиди натрію або калію.

Якщо у лужному середовищі роль відновника виконують метали або їх солі, можливе утворення осадів малорозчинних гідроксидів або солей кислот відповідних амфотерних металів.

*Приклад 10:*



Деякі окисно-відновні реакції є оборотними.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій з урахуванням середовища необхідно додержуватися таких правил:

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

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

3. У лужному середовищі йони металів, що утворюють малорозчинні гідроксиди, знаходяться в осаді;

4. Амфотерні елементи в лужному середовищі утворюють солі і входять до складу аніонів ( $K_3AlO_3$ ,  $Na_2ZnO_2$  тощо).

### Питання для самопідготовки

1. У чому різниця між поняттями “ступінь окислення елемента” та “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) марганцю 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 поняттям “окисник”, “відновник”, “процес окислення”, “процес відновлення”.
4. Як змінюється ступінь окислення елемента, який:
  - а) зазнав окислення (є відновником);
  - б) є окисником (відновився)?
5. Вказати в II, III, IV, V періодах періодичної системи хімічних елементів Д.І. Менделєєва найсильніші окисники та відновники.
6. Який ступінь окислення повинен мати елемент, щоб бути і окисником, і відновником (наприклад, S, N, P, Cr, Cl, Pb)?
7. Які з наведених сполук здатні виявляти властивості:
  - а) окисника;
  - б) відновника;
  - в) і окисника, і відновника (мати двоїсту функцію):  
 $\text{HI}$ ,  $\text{HNO}_3$ ;  $\text{SO}_2$ ;  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{HClO}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ;  $\text{CrO}_3$ ;  $\text{MnO}_2$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?
8. Визначити ступені окислення 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. Розставити коефіцієнти у рівняннях реакцій методом електронного балансу. Вказати, яка речовина є окисником, а яка – відновником:
  - 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)  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{Ca(OCl)}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - 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)  $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$
  - 20)  $\text{HCl} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
10. Визначити продукти реакцій, скласти схему електронного балансу, вказати окисник та відновник, урівняти реакції:
- 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 досліди до виконання лабораторної роботи №7.2 Окисно-відновні реакції**

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

У три пробірки помістити по 2-3 краплі розчину  $\text{KMnO}_4$ . У першу додати 1-2 краплі розчину сульфатної кислоти, в другу – 3-4 краплі дистильованої води, в третю – 2-3 краплі розчину лугу ( $\text{KOH}$  чи  $\text{NaOH}$ ). Чи змінюється при цьому колір розчину  $\text{KMnO}_4$ ?

Потім у кожен пробірку додати декілька кристалів (на кінчику шпателью) твердого сульфату натрію або калію. Які явища при цьому відбуваються в кожній пробірці? Написати рівняння відповідних реакцій, скласти схеми перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник за формою:

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{Mn}^{7+} + ne \rightarrow \text{Mn}^{(7-n)+}$   .....
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

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

У пробірку помістити 2-3 краплі розчину біхромату калію  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , додати 2-3 краплі розчину сульфатної кислоти, додати декілька кристалів (на кінчику шпателью) твердого сульфату натрію чи калію. Відмітити зміну кольору розчину. Написати рівняння, скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник за формою:

<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 помістити 1-2 краплі розчину лугу ( $\text{KOH}$  чи  $\text{NaOH}$ ), по краплям додати розчин хром(III) сульфату до утворення осаду. Відмітити колір осаду. Додати туди ж знову розчину лугу ( $\text{KOH}$  чи  $\text{NaOH}$ ) до розчинення осаду, після цього – 3-4 краплі 10%-ного розчину гідроген пероксиду  $\text{H}_2\text{O}_2$ , підігріти суміш на водяній бані 2-3 хвилини. Як змінився колір розчину? Скласти рівняння реакцій, що відповідають перетворенням  $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$ . До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник за формою:

<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.**

До 2-3 крапель розчину амоній роданіду  $\text{NH}_4\text{SCN}$  додати 1-2 краплі розчину хлориду чи сульфату заліза(III). Відзначити колір утвореного розчину. Далі краплями до нього додати розчин хлориду олова(II) до повного знебарвлення. Скласти рівняння реакцій, що при цьому відбуваються; до окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник за формою:

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

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

У пробірку взяти 5—6 крапель 10% розчину  $\text{H}_2\text{O}_2$  і закрити пробкою. За допомогою тліючої скіпки показати, що гідроген пероксид в цих умовах не розкладається. Далі на кінці шпателя внести в пробірку марганцю діоксид, який виконує роль каталізатора (2-3 крихти). Знову внести тліючу скіпку. Чому скіпка спалахнула? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти. Який елемент є окислювачем і який відновником?

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

**Дослід 5. Окислювальні властивості галогенів**

Налити у пробірку 4-5 крапель сірководневої води (розчин  $\text{H}_2\text{S}$  у воді) і додати 3-4 краплі йодної води (розчин  $\text{I}_2$  у воді). Чому знебарвився розчин йоду і утворився осад сірки? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти.

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

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

У пробірку налити 5-7 крапель розчину  $\text{FeCl}_3$ , додати 3-4 краплі безбарвного розчину  $\text{KI}$ . Розвести суміш 15-20 краплями дистильованої води і влити 1-2 краплі розчину крохмалю. Поява синього забарвлення свідчить про утворення в розчині вільного йоду. Як це пояснити? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти.

## **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) механізм донорно-акцепторного способу утворення ковалентного зв'язку;
- 3) типові донори і акцептори електронних пар і особливості їх електронної будови;
- 4) основні закономірності будови координаційних (комплексних) сполук;
- 5) найпоширеніші координаційні числа комплексоутворювачів.

*Що треба вміти:*

- 1) визначати внутрішню сферу, ступінь окислення та можливе координаційне число комплексоутворювача, виходячи з особливостей електронної будови елемента;
- 2) розраховувати заряд комплексних йонів;
- 3) складати рівняння найпростіших реакцій утворення комплексних сполук з використанням у якості лігандів  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CN}^-$ ,  $\text{NO}_2^-$ , а як комплексоутворювачів  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{Co}^{3+}$  та інші.
- 4) складати рівняння дисоціації комплексних сполук у розчинах;
- 5) складати назви комплексних сполук.

*Про що треба мати уявлення:*

- 1) ізомерія комплексних сполук;
- 2) константи стійкості і нестійкості комплексних йонів;
- 3) особливості деяких типових біологічно активних комплексів, як, наприклад, хлорофіл, гемоглобін, ферменти тощо.

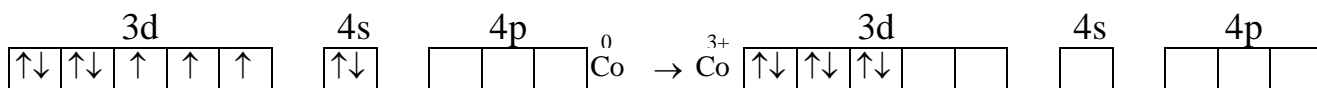
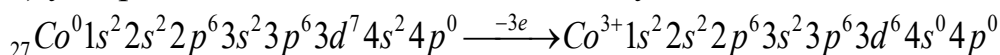
### **Загальні питання**

Все різноманіття неорганічних сполук умовно можна розділити на два типи: 1) сполуки першого порядку; 2) сполуки вищого порядку.

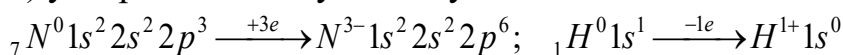
Речовини, де значення ступенів окислення елементів співпадає з валентностями, які вони виявляють, або кількістю утворюваних у молекулі хімічних зв'язків ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{AgCl}$  тощо), називають простими сполуками. А речовини, в яких елементи виявляють додаткові валентні зв'язки у порівнянні із їх ступенями окислення, розглядають як сполуки вищого порядку і називають координаційними, або комплексними.

Прості сполуки у більшості своїй побудовані за рахунок йонного, ковалентного полярного або ковалентного неполярного зв'язків. На відміну від цього в комплексних сполуках утворюється додатковий ковалентний зв'язок на основі донорно-акцепторної взаємодії. За допомогою цього зв'язку формується комплексний йон. Відбувається донорно-акцепторна взаємодія між центральним йоном-комплексоутворювачем і лігандами. При цьому йон-комплексоутворювач бере участь в утворенні даних зв'язків через надання вільних орбіталей свого зовнішнього або передзовнішнього енергетичних рівнів, а ліганди – наданням пар електронів одного з атомів. Наприклад, в утворенні комплексного йона  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  можна виділити такі етапи:

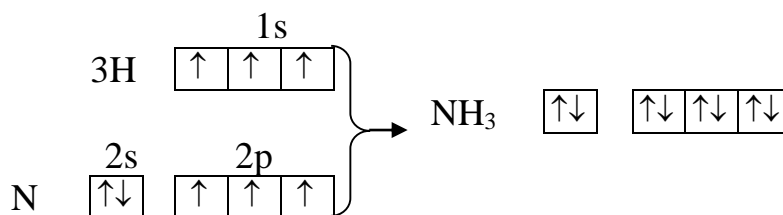
1) утворення йона  $\text{Co}^{3+}$  з атома кобальту



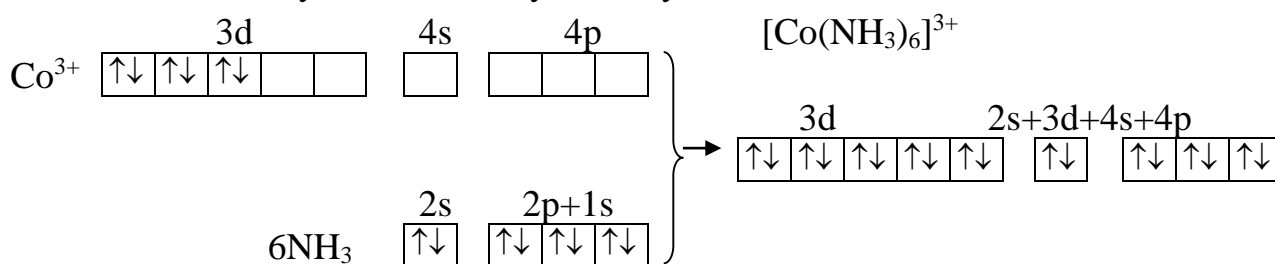
2) утворення молекул аміаку



або



3) утворення комплексного йона  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  за рахунок шести вільних орбіталей 3d-, 4s- і 4p-підрівнів  $\text{Co}^{3+}$  і спарених 2s електронів нітрогену, який входить до складу шести молекул аміаку:



Основні принципи утворення комплексних сполук вперше були викладені в 1893 р. швейцарським хіміком Вернером у вигляді координаційної теорії:

1) у молекулі будь-якої комплексної сполуки один з йонів займає центральне місце і називається комплексоутворювачем, або центральним йоном;

2) навколо центрального йона в безпосередньому приближенні розміщується (координується) деяке число протилежно заряджених йонів або нейтральних молекул, які називаються лігандами, або адендами.

Центральний йон з розміщеними навколо нього лігандами утворює т.з. внутрішню координаційну сферу сполуки (комплексний йон);

3) йони, які знаходяться на дальшій відстані від центрального йона і компенсують його заряд, складають зовнішню координаційну сферу комплексної сполуки;

4) число, яке вказує на кількість лігандів, розміщених навколо комплексоутворювача у внутрішній сфері, називається координаційним.

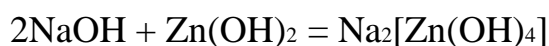
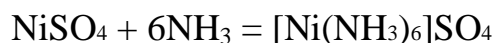
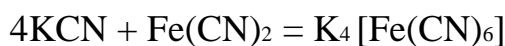


При складанні формул комплексних сполук слід враховувати такі правила:

1) заряд комплексного йона дорівнює алгебраїчній сумі зарядів йона-комплексоутворювача та лігандів;

2) сумарний заряд йонів, що знаходяться в зовнішній сфері, рівний за величиною та протилежний за знаком заряду внутрішньої координаційної сфери. Наприклад, для  $K_4[Fe(CN)_6]$  заряд внутрішньої сфери  $(2+) + (6-) = 4-$ , заряд зовнішньої сфери  $4 \cdot (1+) = 4+$ , заряд комплексної сполуки в цілому – нейтральний  $(4-) + (4+) = 0$ .

Здатність до комплексоутворення найчастіше виявляють багатозарядні йони важких металів, які мають 18-електронну або перехідну від 8-ми до 18-електронної зовнішню конфігурацію, в яких є вільні орбіталі. Комплексоутворювачами можуть також бути йони деяких неметалів (табл. 6). Заряд йона-комплексоутворювача, як правило, відповідає заряду даного атома у складі простої сполуки. Тому процес утворення комплексної сполуки можна у спрощеному вигляді представити як складання молекул простих речовин:



Найпоширенішими координаційними числами є 2, 4, 6. З певним приближенням можна сказати, що найчастіше координаційне число рівне подвоєному або потроєному заряду йона-комплексоутворювача (див. табл. 6).

Здатність лігандів до координації залежить від присутніх у них атомів або груп з неподіленими парами електронів, за допомогою яких здійснюється зв'язок з центральним атомом. Найпоширенішими донорами електронів є атоми N, O, C, Cl, Br, I.

### *Номенклатура комплексних сполук*

Комплексні сполуки можна розділити на 3 типи:

1. комплекси катіонного типу – комплексний йон заряджений позитивно, 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. комплекси аніонного характеру – комплексний йон заряджений негативно, наприклад,  $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]$ ,  $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$ ;
3. нейтральні комплекси (внутрішньокомплексні сполуки) – абсолютні величини зарядів комплексоутворювача і лігандів рівні, наприклад,  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ .

У назвах комплексних сполук з 1963 р. використовують раціональну номенклатуру, згідно з якою спочатку називають аніон в називному відмінку, а потім в родовому відмінку - катіон. У назві комплексного йона або молекули вказують всі складові частини: спочатку 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 додається закінчення – о:  $\text{F}^-$  – фторо,  $\text{Cl}^-$  – хлоро,  $\text{CN}^-$  – ціано,  $\text{OH}^-$  – гідроксо,  $\text{SO}_3^{2-}$  - сульфїто,  $\text{SCN}^-$  – тіоціанато,  $\text{SO}_4^{2-}$  – сульфато,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$  – оксалато,  $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$  – дифосфато і т.д.

При переліченні молекулярних лігандів,  $\text{NH}_3$  позначають словом “амін”,  $\text{H}_2\text{O}$  – “аква”,  $\text{NO}$  – “нітрозил”,  $\text{CO}$  – “карбоніл”.

Число лігандів указують перед їх назвою грецьким числівником: 2 – ди, 3 – три, 4 – тетра, 5 – пента, 6 – гекса, 7 – гепта, 8 – окта.

Комплексоутворювач називають останнім. Якщо він входить до складу катіона або молекул, то йому дають українську назву даного елемента. Назва комплексного йона має закінчення –ат, яке додається до латинської назви елемента–комплексоутворювача. Якщо комплексоутворювач здатний виявляти кілька ступенів окислення, то після його назви в дужках римською цифрою вказують його ступінь окислення. Наприклад:

$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$  - гексаціаноферат(III) заліза(II)

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$  – сульфат тетраамінміді(II)

$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$  - тетракарбонілнікель(II)

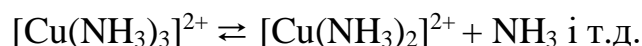
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$  - бромід гексааквахрому(III)

$[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Co}(\text{CN})_6]$  - гексаціанокобальтат(III) гексаамінхрому(III)

Комплексні сполуки в більшості випадків є електролітами і у водних розчинах легко дисоціюють на комплексний йон та йони зовнішньої сфери, наприклад,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \rightleftharpoons 4\text{K}^+ + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  ;



Дисоціація комплексних йонів, як правило, відбувається в незначній мірі, подібно до слабких електролітів:



### ***Питання для самопідготовки***

1. Визначити ступінь окислення, координаційне число комплексоутворювача і заряд комплексного йона в таких сполуках:  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$ ,  $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ ,  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ ,  $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$ ,  $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ ,  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_3(\text{PO}_4)_2$ ,  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ,  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$ ,  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]$ ,  $[\text{Co}(\text{CN})_6]$ ,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$ .
2. З яких солей безпосередньо можна одержати  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  і  $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ ? Написати рівняння реакцій.
3. Написати наведені брутто-формули речовин як комплексні 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. Написати молекулярні та йонні рівняння реакцій між такими речовинами:



ZnSO<sub>4</sub> і K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]; FeCl<sub>3</sub> і K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]; KCl і Na<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>], K<sub>2</sub>[HgI<sub>4</sub>] і AgNO<sub>3</sub>; NH<sub>4</sub>Fe(SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> і KSCN; NaCl і K[Sb(OH)<sub>6</sub>]; CuSO<sub>4</sub> і NH<sub>3</sub> .

### **Вправи і досліди до виконання лабораторної роботи №8.2 Комплексні сполуки**

#### **Дослід 1. Утворення сполук з комплексним катіоном.**

У пробірку з 4-5 краплями розчину купрум(II) сульфату або хлориду додавати краплями розчин аміаку спочатку до утворення осаду купрум гідроксисульфату, а потім – до його повного розчинення і утворення комплексної сполуки [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]SO<sub>4</sub>. Як змінився вихідний колір розчину? Скласти рівняння реакцій відповідно до стадій процесу взаємодії реагентів за формою:

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

#### **Дослід 2. Утворення сполук з комплексним аніоном.**

2.1. У пробірку налити 4-5 крапель розчину Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> і додавати по одній краплі розчин KI до утворення червоного осаду меркурій(II) йодиду. Продовжувати додавати розчин KI до повного розчинення осаду і утворення калій тетраїодомеркурату(II). Скласти рівняння реакції, враховуючи стадії за формою:

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

2.2. Налити в пробірку 5-7 крапель розчину кобальт(II) сульфату або хлориду. Додавати поступово кристали KNO<sub>2</sub> до насичення розчину (на дні пробірки залишається небагато нерозчиненої солі). До суміші додати краплями концентровану оцтову кислоту до утворення жовтого осаду K<sub>3</sub>[Co(NO<sub>2</sub>)<sub>6</sub>]. Скласти рівняння реакцій за стадіями, враховуючи, що азотиста кислота, яка виділяється при підкисленні, окислює Co<sup>2+</sup> до Co<sup>3+</sup>:

<b>РІВНЯННЯ</b>	CoCl <sub>2</sub> + KNO <sub>2</sub> →
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

#### **Дослід 3. Комплексні сполуки в реакціях обміну.**

3.1. До 4-5-ти крапель розчину будь-якої солі заліза(II) додати 2-3 краплі розчину K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]. Якого кольору утворився осад? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

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

3.2. До 4-5-ти крапель розчину солі купрум(II) додати 2-3 краплі розчину  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

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

3.3. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза(III) додати 2-3 краплі розчину  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Зазначити колір осаду і скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

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

3.4. До 4-5-ти крапель розчину солі заліза (III) додати 2-3 краплі розчину  $KSCN$  або  $NH_4SCN$ . Зазначити колір розчину і скласти молекулярні та йонні рівняння реакції.

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

## Тема лабораторної роботи 9.1 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).

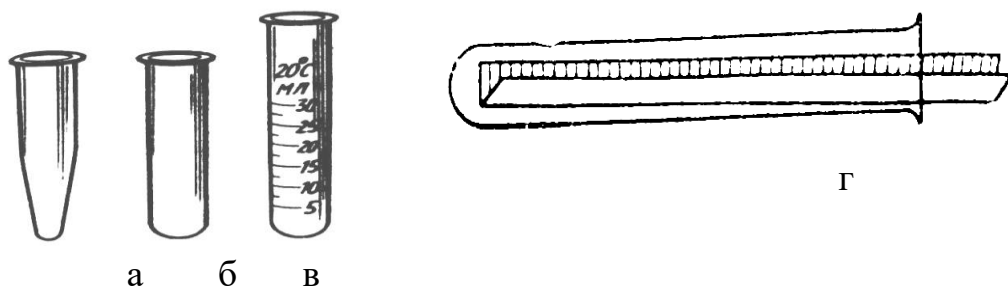


Рис. 4. Пробірки: а – конічні (для центрифуг); б – циліндричні; в – градуйовані; г – внесення порошкоподібних речовин

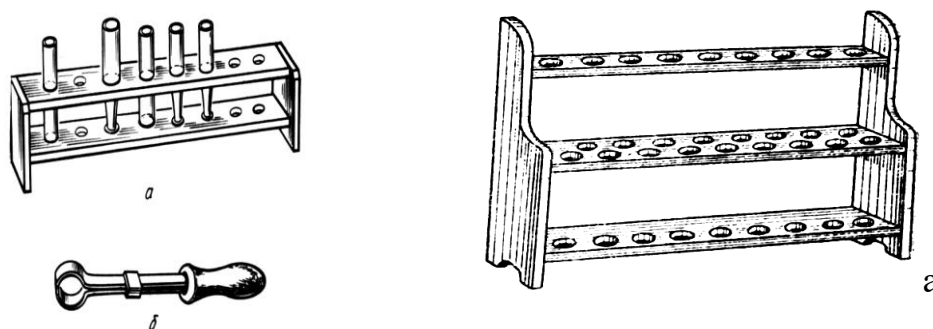


Рис. 5. Штатив (а) та тримач (б) для пробірок

*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).

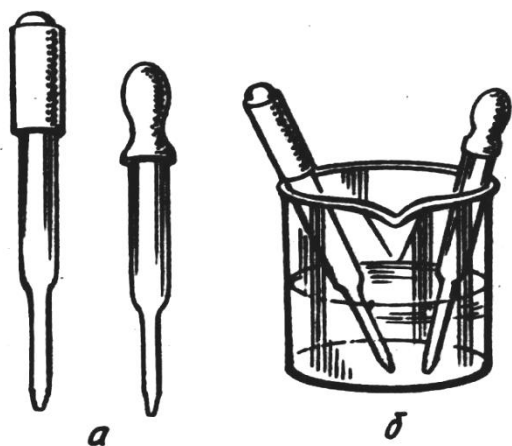


Рис.6. Капілярні піпетки (а) та їх зберігання в стакані (б)

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 мікрокристалоскопічних реакцій або кольорових реакцій крапельним методом.

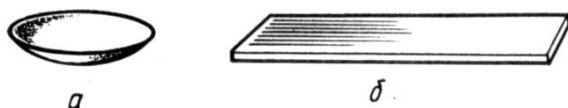


Рис.7. Годинникове (а) і предметне (б) скло

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.

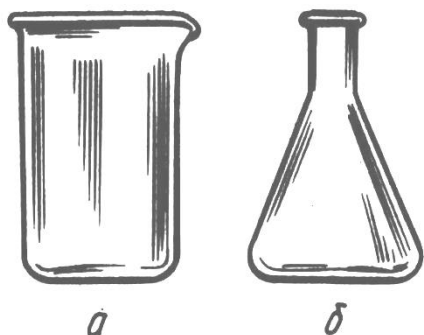


Рис. 8. Хімічний стакан (а) і конічна колба Ерленмейєра (б)

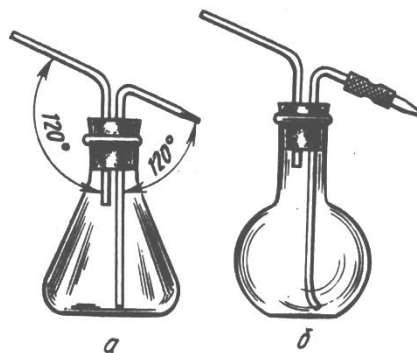


Рис. 9. Промивалки скляні

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).

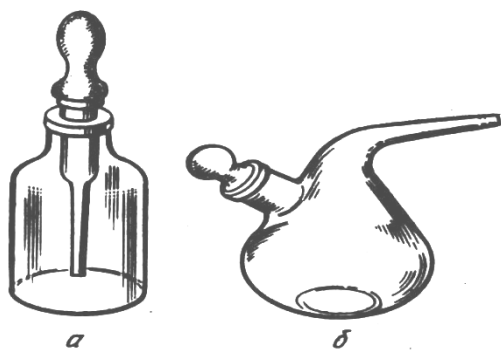


Рис.10. Крапельниці

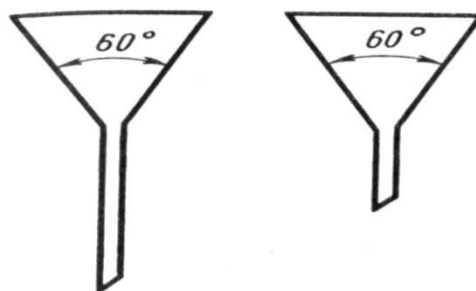


Рис.11. Скляна воронка для фільтрування

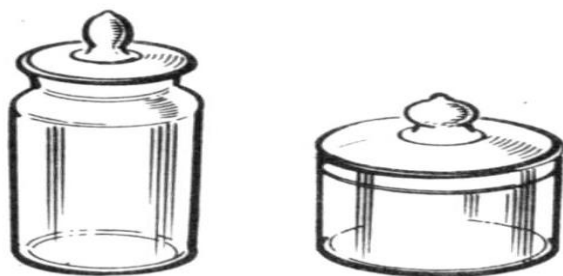


Рис.12. Скляні бюкси для зберігання гігроскопічних та нестійких речовин

Прилад для виявлення газів (Рис.13, а) можна скласти з двох пробірок, одну з яких закривають корком з газовидною трубкою. Виявити газ можна також в пробірці з капілярною піпеткою (Рис.13, б).

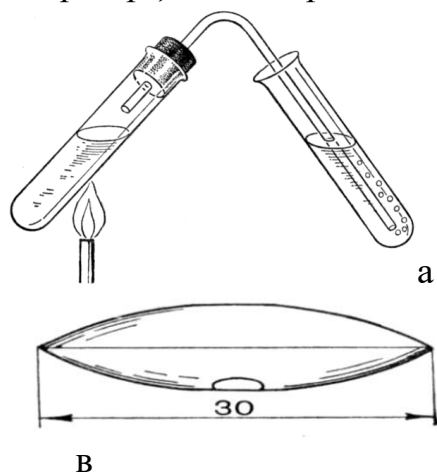


Рис.13. Пристосування для виділення та виявлення газів: а – пробірки з газовидною трубкою; б – пробірка з піпеткою; в – газова камера із часових скелець.

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.

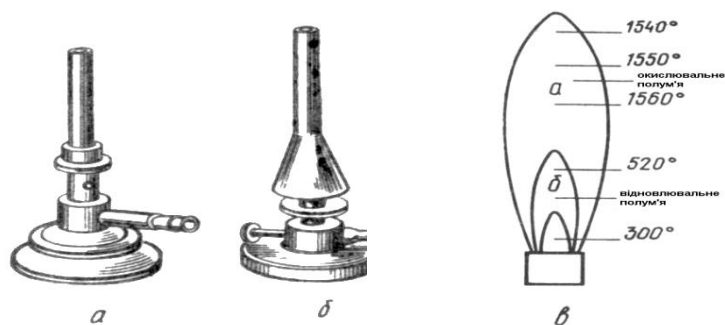


Рис.14. Газові пальники Бунзена (а), Теклю (б) та зони температур полум'я (в)

*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 тринога, азбестована сітка та трикутник для нагрівання з газовим пальником

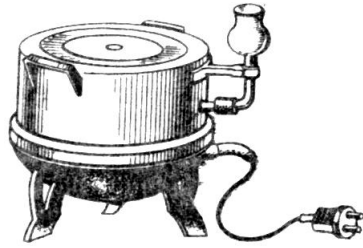


Рис.16. Водяна електрична баня



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.

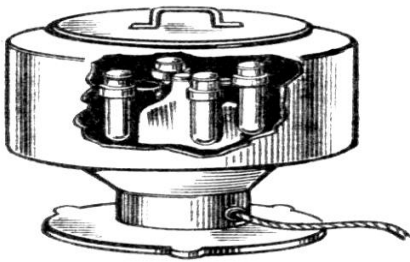


Рис.18. Електрична центрифуга

В *фарфорових чашках, стаканах і тиглях* (рис.19. а,б,в) проводять високотемпературні операції: спалювання фільтрів, прожарювання осадів, упарювання розчинів, тощо.

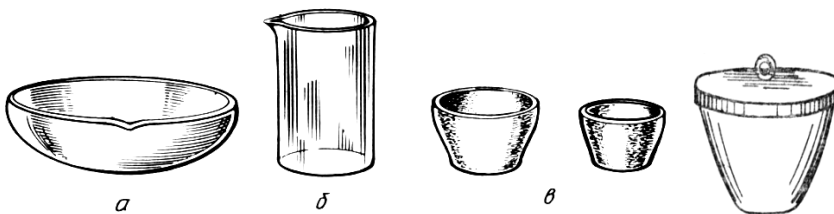


Рис.19. Фарфорові чашка (а), стакан (б), тиглі (в)

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.

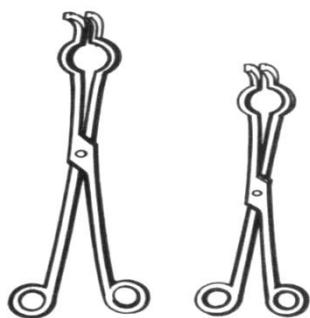


Рис.20. Тигельні щипці

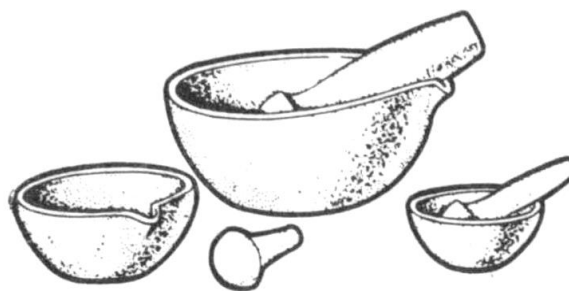


Рис. 21. Фарфорові ступки з пестиками



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.

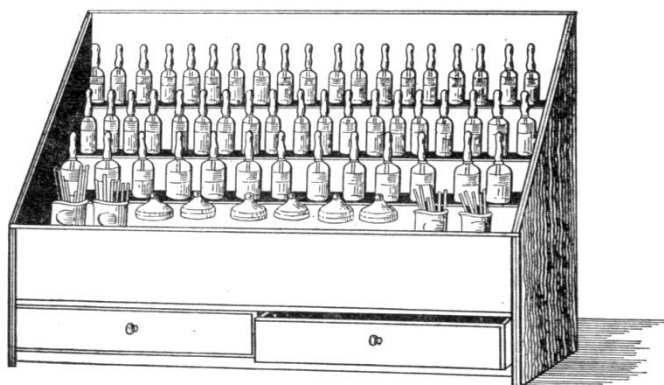


Рис.23. Штатив з набором реактивів (“гірка”)

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.

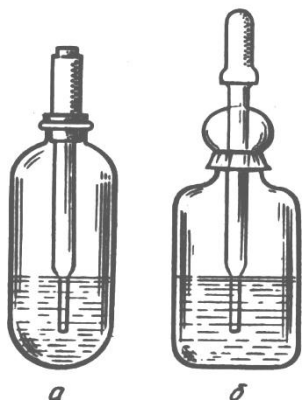


Рис. 24. Склянки для реактивів:  
а – круглодонна; б – плоскодонна

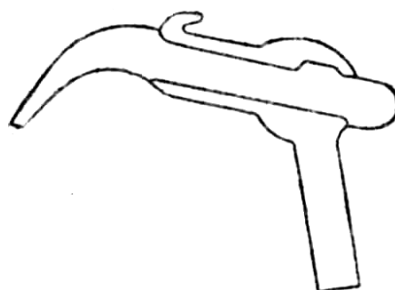


Рис.25. Пристосування для дозування реактивів

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.

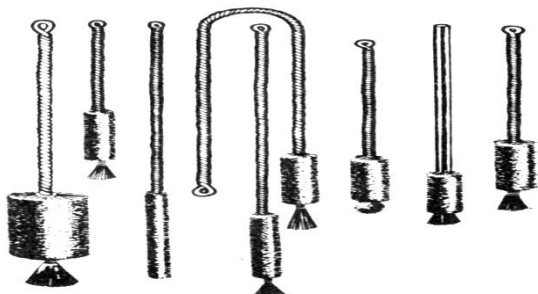


Рис.26. Йоржики для миття посуду

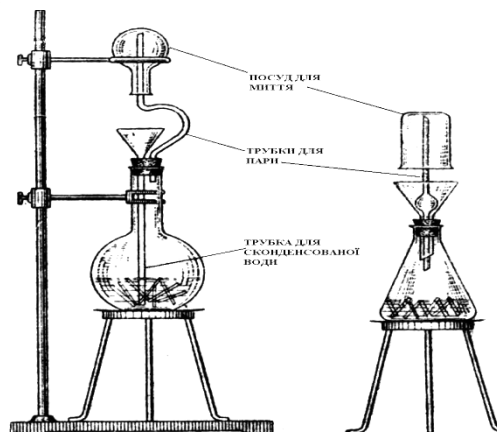


Рис.27. Пристосування для миття та знежирення посуду водяною парою

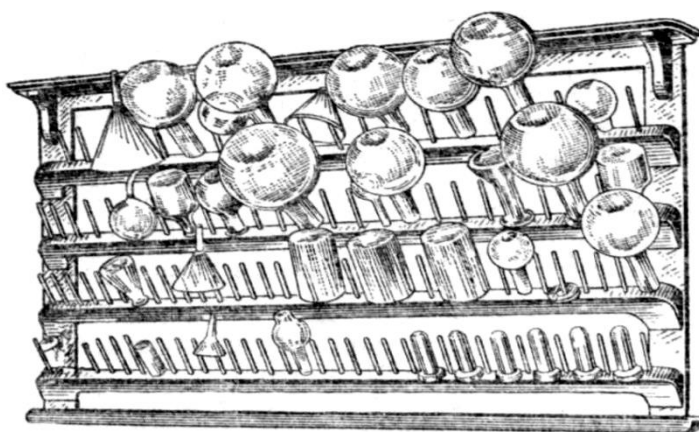


Рис.28. Дошка з кілочками для сушіння посуду

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 осадки 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 осадки являють собою пухкі, сироподібні або драглисті осадки, у вигляді пластівців та маси, що повільно осаджуються, і які важко піддаються відокремленню і промиванню. Аморфні осадки 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 осад 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, осад 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. Раціонально організувати 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;
- з) 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 дослід.

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,  $\text{Fe}^{3+}$  - роданидом 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, маскування за допомогою *загальних, групових, і селективних реагентів*.

*Способи розділення, концентрування і маскування 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*:  $\text{NaOH}$ ,  $\text{NH}_3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  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  $K_2C_2O_4$  (на  $Ba^{2+}, Sr^{2+}, Ca^{2+}, Mn^{2+}$ ),  $K_2CrO_4$  (на  $Ba^{2+}, Pb^{2+}, Ag^+$ ) 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  $Ag^+$  і  $Pb^{2+}$  від інших катіонів хлоридами або  $HCl$  подальше їх розділення можна провести реакцією розчинення  $AgCl$  в аміаку ( $PbCl_2$  не розчиняється), або  $PbCl_2$  в гарячій дистильованій воді ( $AgCl$  не розчиняється).

В аналізі аніонів використовують осаджування солей  $Ag^+, Ba^{2+}, Pb^{2+}, Mg^{2+}$  і ін. Одержані осади 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 ( $Al^{3+}, Fe^{3+}$ ), аміачні ( $Zn^{2+}, Cd^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$ ), ЕДТА - більшість катіонів, тіоціанатні ( $Cu^{2+}, Zn^{2+}, Cd^{2+}, Co^{2+}, Ni^{2+}$ ) і інші комплекси;

Наприклад, для відкриття  $Co^{2+}$  в присутності  $Fe^{3+}$  потрібно замаскувати  $Fe^{3+}$ , т. я. в реакціях відкриття цих йонів застосовують однаковий характерний реагент  $NH_4SCN$ . Тому  $Fe^{3+}$  переводять у стійкий комплекс додаванням  $NaF$ :

$Fe^{3+} + 6F^{-} \rightarrow [FeF_6]^{3-}$  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 ( $Co^{2+}, Ni^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Cd^{2+}$ ) 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  $Ni^{2+}$  диметилгліоксимом з аміаком в суміші катіонів  $Ni^{2+}, Co^{2+}, Mn^{2+}, Ca^{2+}$  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 9.2. Вивчення якісних реакцій 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  $\text{Na}$ ,  $\text{K}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$ ,  $\text{Ba}$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{Pb}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Cu}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Ag}$ ;
- 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 б)

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	HCl, HNO <sub>3</sub>	NaOH
1	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> , Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup>	немає	-	-	-	-	-
2	А Mg <sup>2+</sup> , Mn <sup>2+</sup> , Ca <sup>2+</sup> , Sr <sup>2+</sup> , Ba <sup>2+</sup> , Fe <sup>2+</sup>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> + NH <sub>3</sub> ·H <sub>2</sub> O	н	н	p	p	н
	Б Fe <sup>3+</sup> , Al <sup>3+</sup>				н		p NaAlO <sub>2</sub>
3	Cu <sup>2+</sup> , Zn <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup> , Ni <sup>2+</sup>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub> Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	н	[Me <sup>n+</sup> (NH <sub>3</sub> ) <sub>2n</sub> ] <sup>n</sup> [Me <sup>n+</sup> (NH <sub>3</sub> ) <sub>3n</sub> ] <sup>n</sup>	p	p	Na <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub>
4	Pb <sup>2+</sup> , Ag <sup>+</sup>	HCl	н (PbCl <sub>2</sub> p в гар. H <sub>2</sub> O)	н p [Ag(NH <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ]Cl	н	н	p Na <sub>2</sub> PbO <sub>2</sub> н

#### Характерні реакції йону NH<sub>4</sub><sup>+</sup>.

1) *Ідки 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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2) *Реактив Несслера -  $K_2[HgI_4]+KOH$* . Реакція високочутлива (мінімальна концентрація  $c = 1:10000000$ ), застосовується для відкриття слідових кількостей  $NH_4^+$ , особливо при аналізі питної води на наявність  $NH_4^+$ .

*Умови виконання реакції :*

- мала концентрація (або надлишок реактиву Несслера);
- відсутність багатозарядних катіонів, наприклад:  $Fe^{3+}$ ,  $Co^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Cu^{2+}$  та ін., що утворюють забарвлені осаді з лугами.

*Хід виконання реакції :* До 1 – 2 крапель розбавленого розчину солі амонію ( $NH_4Cl$ ,  $(NH_4)_2SO_4$  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 :*  $pH = 4 - 7$ ; 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 :*

- $pH = 4 - 7$ ; 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<sup>+</sup>.*

1) *Гексагідроксостибіат калію K[Sb(OH)<sub>6</sub>].* Реакція не досить чутлива (мінімальна концентрація  $c=1:3300$ ).

*Умови виконання реакції :*

- рН = 7; відсутність йонів NH<sub>4</sub><sup>+</sup>; охолодження ;
- створення центрів кристалізації (потиранням паличкою);
- достатня концентрація йонів Na<sup>+</sup> і реагенту.

*Хід виконання реакції :* До 3 – 5 крапель нейтрального, або слабколужного розчину, що досліджується, додають 2 – 3 краплі розчину K[Sb(OH)<sub>6</sub>] і потирають стінки пробірки скляною паличкою при охолодженні. Випадання білого кристалічного осаду свідчить про наявність йонів Na<sup>+</sup>.

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

2) *Цинкураніацетат Zn(UO<sub>2</sub>)<sub>3</sub>(CH<sub>3</sub>COO)<sub>8</sub>.* Реакція дуже чутлива (мінімальна концентрація  $c = 1 : 1000000$ ), специфічна, йони Na<sup>+</sup> можна визначити у присутності великого надлишку (20 кратному) інших йонів : NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Al<sup>3+</sup>, Mn<sup>2+</sup>, Zn<sup>2+</sup>, Co<sup>2+</sup>, Ni<sup>2+</sup>, Cu<sup>2+</sup>, Ag<sup>+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Pb<sup>2+</sup> 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<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, NaNO<sub>3</sub>) додають 8 – 10 крапель реагенту і потирають стінки пробірки скляною паличкою. У присутності йонів Na<sup>+</sup> 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<sup>+</sup> - аналізований розчин перед дослідженням розбавляють в 2 – 3 рази дистильованою водою.

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

*Друга аналітична група катіонів (Ca<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Mn<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Al<sup>3+</sup>)*

*Дія групового реагенту на катіони II групи.*

Груповим реагентом на II аналітичну групу катіонів є (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> в присутності NH<sub>4</sub>OH. При рН≈9 (NH<sub>4</sub>OH + NH<sub>4</sub>Cl) йони Ca<sup>2+</sup>, Sr<sup>2+</sup>, Ba<sup>2+</sup>, Fe<sup>2+</sup>, Fe<sup>3+</sup>, Al<sup>3+</sup> осаджуються груповим реагентом у вигляді середніх солей, а йони Mg<sup>2+</sup>, Mn<sup>2+</sup> - у вигляді подвійних солей: MgNH<sub>4</sub>PO<sub>4</sub>, MnNH<sub>4</sub>PO<sub>4</sub>

На відміну від фосфатів III аналітичної групи, всі одержані осад не розчиняються в надлишку  $\text{NH}_4\text{OH}$ . По розчинності фосфатів в оцтовій кислоті, катіони II аналітичної групи підрозділяють на дві підгрупи:

фосфати II-A – підгрупи катіонів ( $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ) – розчинні в оцтовій кислоті.

фосфати II-B – підгрупи катіонів ( $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ) – 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 - A.

<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  $\text{Sr}^{2+}$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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 осади. Цю реакцію використовують при визначенні  $\text{Ca}^{2+}$  в присутності катіонів I групи.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

*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 осади.

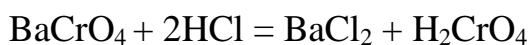
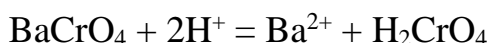
Насичений розчин  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  осаджує  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ , але не осаджує  $\text{Ca}^{2+}$ , тому що утворюється розчинна сполука  $(\text{NH}_4)_2[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	



## 2) Хромат калію $K_2CrO_4$

Осад добре розчиняється в мінеральних кислотах, але не розчиняється в оцтовій кислоті.



*Хід виконання реакції.*

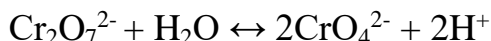
До 3-4 крапель розчину солі  $Ba^{2+}$  додати 2-3 краплі 2н. розчину  $K_2CrO_4$ . Одержаний осад розділити на дві пробірки і перевірити розчинність в  $HCl$  ( $HNO_3$ ) і оцтовій кислоті.

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.

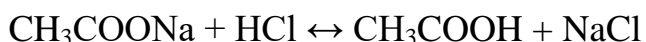
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

## 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  $Ba^{2+}$

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### 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 $NaBiO_3$

*Хід виконання реакції.*

До 1 краплі розчину солі  $Mn^{2+}$  ( $Mn(NO_3)_2$  або  $MnSO_4$ ) додати трошки твердого  $NaBiO_3$  і 2-3 мл 2н.  $HNO_3$ . Звернути увагу на колір розчину. Реакція специфічна.

Відкриттю  $Mn^{2+}$  заважають наявність  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ , тому що вони відновники і можуть окиснюватися йоном  $MnO_4^-$ , що приводить до обезбарвлення розчину. Для виконання реакції потрібно брати дуже мало розчину солі  $Mn^{2+}$ , тому що надлишок її відновлює  $MnO_4^-$  до  $MnO(OH)_2$  чорного кольору

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

#### 2) Диоксид свинцю $PbO_2$

*Хід виконання реакції.*

До 1 краплі розчину солі  $Mn^{2+}$  ( $Mn(NO_3)_2$  або  $MnSO_4$ ) додати трошки порошку  $PbO_2$  і 10-15 крапель концентрованої  $HNO_3$ . 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  $Mn^{2+}$ .

На відміну від попередньої реакції потрібно користуватися концентрованою  $HNO_3$  і суміш підігрівати до кипіння. Інші умови ті ж самі.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Характерні реакції йону $Fe^{2+}$

1) Гексаціаноферат (III) калію  $K_3[Fe(CN)_6]$  - 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. HCl і 1-2 краплі розчину  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Спостерігати утворення темно-синього осаду.

Перевірити дію лугів на осад.

$Fe^{3+}$  з  $K_3[Fe(CN)_6]$  не дає темно-синього осаду, тому не заважає відкриттю  $Fe^{2+}$ . Присутність окисників, які окиснюють  $Fe^{2+}$  в  $Fe^{3+}$  або відновників, які відновлюють  $K_3[Fe(CN)_6]$  в  $K_4[Fe(CN)_6]$  заважають реакції, тому що  $Fe^{2+}$  з  $K_4[Fe(CN)_6]$  дає білий осад  $Fe_2[Fe(CN)_6]$ , який окиснюється киснем повітря в  $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$  і  $Fe(OH)_3$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

*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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### 3) Ацетат натрію $CH_3COONa$

При розбавленні водою і підігріванні  $Fe(CH_3COO)_3$  підлягає гідролізу, при цьому випадає осад основної солі ацетату заліза (III) червоно-бурого кольору

*Хід виконання реакції.*

До 2-3 крапель розчину солі  $Fe^{3+}$  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  $Fe^{3+}$  при нагріванні і за наявності надлишку ацетату можна повністю осадити і видалити.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

*Характерні реакції йону  $Al^{3+}$*

#### 1) Луги ( $NaOH$ або $KOH$ )

В надлишку лугів  $Al(OH)_3$  розчиняється з утворенням алюмінатів.

Алюмінати, як солі слабких кислот, підлягають гідролізу у водних розчинах.

Рівновага зміщується вправо або вліво в залежності від концентрації йонів  $H^+$  і  $OH^-$  у розчині, тобто від рН розчину. Якщо до алюмінату додати сухий  $NH_4Cl$ , або його насичений розчин, то останній реагує з їдким натром:  $NH_4Cl + NaOH = NaCl + NH_4OH$ . При утворенні  $NH_4OH$  замість  $NaOH$  рН розчину зменшується до 7-8, коли  $Al(OH)_3$  робиться стійким, тобто рівновага зміщується вправо і знову випадає осад  $Al(OH)_3$ . Цьому сприяє підігрівання розчину.

*Хід виконання реакції.*

До 3-4 крапель розчину солі  $Al^{3+}$  додати 1-2 краплі 2н. розчину  $NaOH$  до утворення осаду  $Al(OH)_3$ , а далі додати надлишок цього ж лугу до розчинення осаду. До одержаного алюмінату додати 2-3 мл дистильованої води і  $NH_4Cl$  (кристали) до утворення насиченого розчину. Суміш підігріти на водяній бані. Утворюється пластівчастий аморфний осад  $Al(OH)_3$ .

Заважає проходженню реакції наявність  $Mn^{2+}$ ,  $Fe^{2+}$ ,  $Fe^{3+}$ , які з  $NH_4OH$  утворюють осади. Повинні бути відсутні винна, лимонна, щавлева кислота, гліцерин, які утворюють стійкі комплексні сполуки з  $Al^{3+}$ , типу  $H_3[Al(C_4H_4O_6)_3]$ ,  $H_3[Al(C_2O_4)_3]$  та інші.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Третя аналітична група катіонів ( $Cu^{2+}$ , $Zn^{2+}$ )

#### *Загальна характеристика групи*

Більшість сполук катіонів III групи малорозчинні у воді.

Розчинні у воді хлориди, крім хлориду міді (I), нітрати, нітроти, 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  $ZnS$  (білого кольору).

Гідроксиди не розчинні у воді.  $Zn(OH)_2$  має амфотерні властивості.

Катіони III аналітичної групи є добрими комплексоутворювачами.

#### *Дія групового реагенту на катіони $Cu^{2+}$ , $Zn^{2+}$*

Груповим реагентом III аналітичної групи катіонів є  $(NH_4)_2HPO_4$ , який при  $pH < 8$  ( $NH_4OH + NH_4Cl$ ) 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  $(NH_4)_2HPO_4$ , додати 4-6 крапель  $NH_4OH$  і 10-12 крапель  $NH_4Cl$ , а далі 10-12 крапель розчину солі відповідного катіону.

Перевірити розчинність утвореного осаду в  $NH_4OH$ ,  $HCl$ ,  $CH_3COOH$  і  $NaOH$ .

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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### 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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### 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 осадки. 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  $\text{Cu}^+$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Характерні реакції на $Zn^{2+}$

#### 1) $NH_4OH$

Хід виконання реакції.

До 3-4 крапель розчину солі цинку додати 2-3 краплі розчину  $NH_4OH$  до утворення білого осаду  $Zn(OH)_2$ .

Перевірити розчинність осаду в надлишку розчину  $NH_4OH$ .

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

#### 2) Розчин гексаціаноферату (III) калію $K_3[Fe(CN)_6]$

Хід виконання реакції.

До 2-3 крапель розчину солі цинку додати 1 краплю  $HCl$  та 1-2 краплі  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

Перевірити розчинність утвореного осаду в лугах і у мінеральних кислотах.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Четверта аналітична група катіонів ( $Pb^{2+}$ , $Ag^+$ )

Загальна характеристика катіонів IV групи.

В IV аналітичній групі вивчають катіони  $Ag^+$  і  $Pb^{2+}$ , які відрізняються малорозчинністю хлоридів у воді і розбавлених кислотах. Нерозчинність хлоридів  $AgCl$  і  $PbCl_2$  у холодній воді, надлишку  $HCl$  має суттєве значення для повноти відокремлення і подальшого розділення катіонів IV групи.

Також практично нерозчинні у воді сульфіди, малорозчинні - фосфати і карбонати. Розчинні ж солі катіонів  $Ag^+$  і  $Pb^{2+}$  ( $AgNO_3$ ,  $Pb(NO_3)_2$ ,  $Pb(CH_3COO)_2$ ) мають кислу реакцію в результаті їх гідролізу водою.

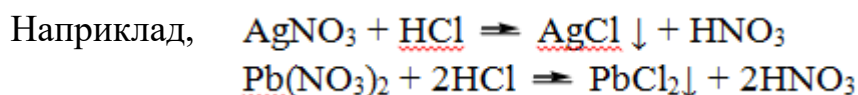
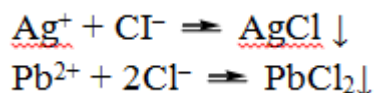
Катіони  $Ag^+$  і  $Pb^{2+}$  схильні до комплексоутворення переважно з аміаком -  $[Ag(NH_3)_2]^+$ , ціанідами -  $[Ag(CN)_2]^-$ , йодідами -  $[AgI_4]^{3-}$ ,  $[PbI_4]^{2-}$ , тіосульфатами -  $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ ,  $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$ ,  $[Pb(S_2O_3)_3]^{4-}$  тощо.

В реакціях окислення – відновлення сполуки аргентума  $Ag^+$  і плюмбума  $Pb^{4+}$  виявляють себе як окислювачі. При цьому іони срібла відновлюються до елементного стану,  $Pb^{4+}$  до  $Pb^{2+}$ , або навпаки в певних умовах іони  $Pb^{2+}$  здатні окислюватись до  $Pb^{4+}$ .

Сполуки свинцю отруйні. В 1 л питної води може міститись не більше 0,1 мг  $Pb^{2+}$ . 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

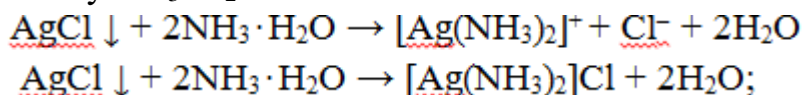


*Хід виконання реакції:* До 2 – 3 крапель розчину срібла ( $\text{AgNO}_3$ ), або свинцю [ $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ] додають таку ж кількість розведеної  $\text{HCl}$ . Утворюється білий осад  $\text{AgCl}$  або  $\text{PbCl}_2$ , який перевіряють на розчинність 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  $\text{NaCl}$ .

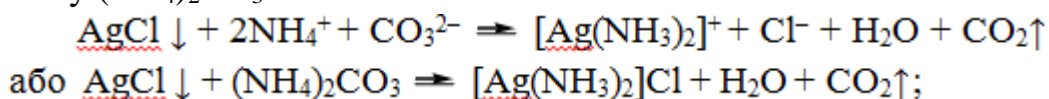
Властивості осадів  $\text{AgCl}$  та  $\text{PbCl}_2$  представлено в таблиці 7 і їх особливості використовують в хімічному аналізі.

1) *Осад  $\text{AgCl}$*  під впливом світла розкладається з виділенням металічного срібла і стає фіалковим, або чорним.

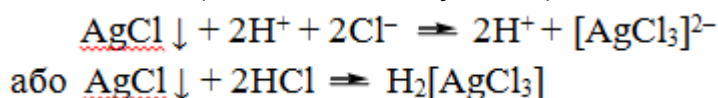
*Осад  $\text{AgCl}$*  розчиняється в аміаку  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ :



або в надлишку  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ :

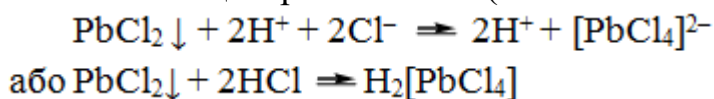


або у концентрованій  $\text{HCl}$  (або насиченому  $\text{NaCl}$ ):



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  $\text{NaCl}$ ):

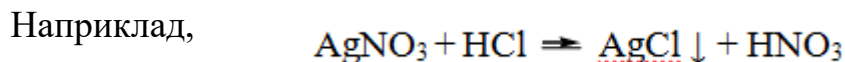


Якщо  $\text{H}_2[\text{PbCl}_4]$  розвести водою, то знову випадає осад  $\text{PbCl}_2 \downarrow$ .



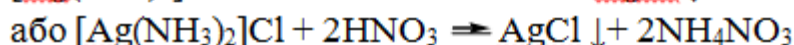
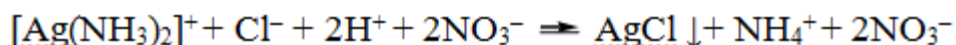
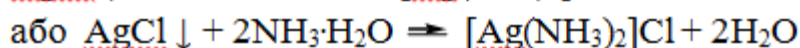
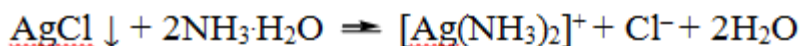
**Виконання характерних реакцій йона  $Ag^+$ .**

1) Хлороводнева кислота  $HCl$  або розчинні хлориди осаджують іони  $Ag^+$  у вигляді білого сирнистого осаду  $AgCl$ :  $Ag^+ + Cl^- \rightleftharpoons AgCl \downarrow$

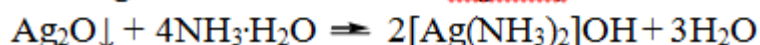
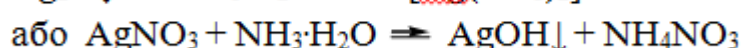
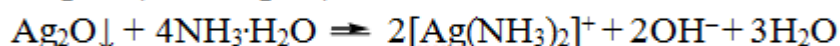
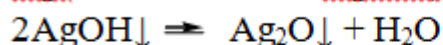


Умови виконання реакції:  $pH < 7$ ; осадження проводять з розбавлених розчинів аргентуму дією неконцентрованих розчинів реагентів; відсутність іонів  $Pb^{2+}$ , надлишку іонів  $NH_4^+$ ,  $SCN^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $S_2O_3^{2-}$ .

Хід виконання реакції: До 1 краплі розчину нітрату срібла додати 1 краплю розчину  $HCl$  або  $NaCl$ . Одержаний білий осад  $AgCl$  випробувати на розчинність в  $NH_3 \cdot H_2O$  додаванням 10 – 15 крапель розчину аміаку (до утворення розчину – аміачного комплексу срібла). Наявність іонів  $Ag^+$  можна перевірити додаванням 5 – 10 крапель розведеної  $HNO_3$ , яка руйнує аміачний комплекс срібла і знову осаджує  $AgCl$ .



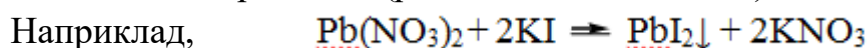
2) Водний розчин аміаку  $NH_3 \cdot H_2O$  при дії на іони  $Ag^+$  осаджує срібло у вигляді оксиду  $Ag_2O$ , який розчиняється в надлишку реагенту:



Хід виконання реакції: До 1 – 2 крапель розчину  $AgNO_3$  додають по краплям розчин  $NH_3 \cdot H_2O$  (до утворення осаду). Спостерігають розчинення цього осаду при додаванні надлишку аміаку.

**Виконання характерних реакцій йона  $Pb^{2+}$ .**

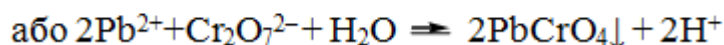
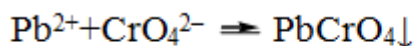
1) Йодид калію  $KI$  виділяє із розчинів солей  $Pb^{2+}$  жовтий осад йодиду свинцю  $PbI_2$ , розчинного в гарячій воді. При охолодженні  $PbI_2$  випадає у вигляді золотисто-жовтих кристалів (реакція "золотий дощ"):  $Pb^{2+} + 2I^- \rightleftharpoons PbI_2 \downarrow$



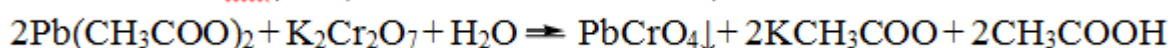
Умови виконання реакції:  $pH < 7$  (підтримують розчином оцтової кислоти).

*Хід виконання реакції* : До 2 – 3 крапель розчину солі свинцю ( $Pb(NO_3)_2$  або  $Pb(CH_3COO)_2$ ), підкисленого 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*  $K_2CrO_4$  (*дихромат калію*  $K_2Cr_2O_7$ ) утворює з іоном  $Pb^{2+}$  осад жовтого кольору  $PbCrO_4$ , нерозчинний в оцтовій і соляній кислотах, розчинний в лугах і азотній кислоті:



Наприклад,  $Pb(NO_3)_2 + K_2CrO_4 \rightleftharpoons PbCrO_4 \downarrow + 2KNO_3$  або



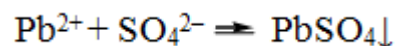
*Умови виконання реакції*:  $pH < 7$ , в присутності  $CH_3COOH$ ; відсутність відновників, що відновлюють  $Cr^{6+}$  до  $Cr^{3+}$  (наприклад,  $Fe^{2+}$ ); відсутність катіонів, які утворюють з  $CrO_4^{2-}$  осад ( $Ba^{2+}$  і ін.).

*Хід виконання реакції* : До 2-3 крапель розчину солі свинцю ( $Pb(NO_3)_2$  або  $Pb(CH_3COO)_2$ ) додати 2-3 краплі розчину хромату або біхромату калію. Утворюється жовтий осад  $PbCrO_4$ .

*Перевірити умови виконання реакції*:

- розчинність осаду  $PbCrO_4$  при  $pH = 4 - 5$  (оцтовокисле середовище);
- розчинність осаду  $PbCrO_4$  при  $pH < 3$  (азотнокисле середовище);
- розчинність осаду при  $pH > 7$  (лужне середовище).
- присутність відновників у кислому середовищі (наприклад,  $Fe^{2+}$ ) призводить до відновлення  $Cr^{6+}$  до  $Cr^{3+}$ ;
- присутність іонів  $Ba^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ag^+$  заважає протіканню реакції, бо утворюються забарвлені осад жовтого ( $BaCrO_4$ ,  $SrCrO_4$ ), цеглисто-червоного  $Ag_2CrO_4$  і темно-червоного кольору  $Ag_2Cr_2O_7$ .

3) *сульфатна кислота* ( $H_2SO_4$  розведена) і розчинні *сульфати* осаджують катіон  $Pb^{2+}$  у вигляді білого кристалічного осаду :



Наприклад,  $Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightleftharpoons PbSO_4 \downarrow + 2HNO_3$

Особливістю осаду є його нерозчинність в розведеній  $H_2SO_4$ , але розчиняється в їдких лугах, розчинах амонійних солей оцтової і винної кислот, концентрованих  $H_2SO_4$  і  $HCl$ .

*Умови виконання реакції:*  $pH < 7$ , бо в лугах  $PbSO_4$  розчиняється; відсутність амонійних солей оцтової і винної кислот; відсутність іонів  $Ba^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$  (які осаджуються аніоном  $SO_4^{2-}$ ).

*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  $H_2SO_4$  і надлишку луку.

*Перевірити умови виконання реакції :*

- $pH > 7$  (лужне середовище). В лужному середовищі  $PbSO_4$  розчиняється внаслідок амфотерних властивостей  $Pb^{2+}$  з утворенням гідроксоплюмбів;
- присутність іонів  $NH_4^+$  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 додержуватись при виявленні йонів  $NH_4^+$  за допомогою лугів ?

14. Яких умов слід додержуватись 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 IIIA аналітична підгрупа катіонів від IIB 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 йонів  $Mn^{2+}$  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 компоненту у реактиві буде найменшим, а масова кількість домішок найбільшою:  

1) «Ч»	2) «ЧДА»	3) «ХЧ»	4) «ОСЧ»
(у відповіді вкажіть відповідне маркування і розшифруйте його)			
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 9.3 Вивчення якісних реакцій визначення аніонів.

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

*Що треба знати:*

- хімічні властивості кислот і солей з аніонами  $SO_4^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $NO_3^-$ ;
- аналітичні реакції розділення і відкриття аніонів  $SO_4^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $NO_3^-$ ;

*Що треба вміти:*

- вірно виконувати аналітичні реакції розділення аніонів  $SO_4^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $NO_3^-$ ;
- вірно виконувати аналітичні реакції відкриття аніонів  $SO_4^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $NO_2^-$ ,  $NO_3^-$  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  $SO_4^{2-}$  входить до складу солей  $K_2SO_4$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ , які використовують як мінеральні добрива. Гіпс -  $CaSO_4 \cdot 2H_2O$  - вносять в ґрунт для зниження його засоленості. Мідний і залізний купороси -  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ,

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  - 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 ( $\text{NO}_3^{1-}$ ,  $\text{NO}_2^{1-}$ ,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) 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  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (або  $\text{HCl}$ ). Спостерігати виділення газу при розчиненні  $\text{BaCO}_3$ .

<b>РІВНЯННЯ</b>	$\text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

*Відкриття йонів  $\text{SO}_4^{2-}$ .*

1) *Дія барій хлоридом  $\text{BaCl}_2$ . Характерна реакція відкриття співпадає з реакцією дії групового реагенту (див. вище).*

2) *Розчинні солі свинцю  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$*

*Хід виконання реакцій:*

До 2-3 крапель сульфату натрію (або іншого розчинного сульфату) додають 1-2 краплі  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  або  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ . Одержаний осад перевіряти на розчинність в кислоті й лугах. Спостерігати розчинення осаду  $\text{PbSO}_4$  у надлишку лугів.

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

### Відкриття йону $\text{CO}_3^{2-}$

1) Мінеральні кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  і ін.), а також ацетатна кислота  $\text{CH}_3\text{COOH}$  розкладають карбонати з виділенням  $\text{CO}_2$ , наявність якого визначають за баритовою або вапняною водою.

Умови виконання реакції:

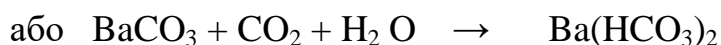
- $\text{pH} < 7$ ;
- $t^\circ \uparrow$ , нагрівання сприяє протіканню реакції;
- обмежене пропускання газу  $\text{CO}_2$  через баритову (вапняну) воду;
- відсутність аніонів  $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ .

Хід виконання реакції:

В пробірку налити 0,5-1,0 мл розчину карбонату і підкислити його розчином 2н. кислоти ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  або  $\text{HCl}$ , або  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Швидко закрити пробірку корком з газовивідною трубкою, яка занурена в іншу пробірку з розчином баритової –  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ , або вапняної води  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (мал.10). Спостерігати виділення бульбашок газу в одній пробірці і утворення білого осаду ( $\text{BaCO}_3$  або  $\text{CaCO}_3$ ).

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:



- 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  $\text{KMnO}_4$ ).

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### Відкриття йону $\text{PO}_4^{3-}$

1) Магnezіальна 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:



- рН = 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:*

- рН < 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>	
<b>ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ</b>	

2) Молибденова рідина  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3$  утворює з йоном  $\text{PO}_4^{3-}$  жовтий кристалічний осад фосфоромолибдату амонію  $(\text{NH}_4)_3\text{H}_4[\text{P}(\text{Mo}_2\text{O}_7)_6]$ .

*Умови виконання реакції:*

- рН < 7;
- $t\uparrow$ , нагрівання прискорює реакцію;
- відсутність йонів – відновників ( $\text{SO}_3^{2-}$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ ) і  $\text{HCl}$ , бо вони відновлюють  $\text{MoO}_4^{2-}$  до молибденової сині  $\text{MoO}_6^{2-}$  ;
- відсутність  $\text{SiO}_3^{2-}$ , бо утворюється кремнемолібденова кислота;
- присутність  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  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  $\text{PO}_4^{3-}$ -аніона випадає жовтий осад.

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

## II група аніонів $Cl^-$ , $Br^-$ , $I^-$

*Загальна характеристика.* Аніони II групи містяться в розчинах відповідних кислот та їх солей.

Всі хлориди розчинні у воді, за виключенням  $AgCl$ ,  $Hg_2Cl_2$ ,  $PbCl_2$ ,  $CuCl$  і основних солей вісмуту і стибію. Розчинність бромідів близька до розчинності хлоридів. Нерозчинними є  $AgBr$ ,  $Hg_2Br_2$ ,  $PbBr_2$ ,  $CuBr$ . Йодиди лужних і лужноземельних металів безбарвні, а  $AgI$ ,  $CuI$  – жовтого кольору,  $PbI_2$  – золотистого,  $HgI_2$  – яскраво червоного.

На відміну від аніонів першої групи,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  утворюють з іоном  $Ba^{2+}$  солі, розчинні у воді, і тому друга група аніонів не осаджується при дії  $BaCl_2$ .

*Дія групового реагенту.*

Груповим реагентом на другу групу аніонів є  $AgNO_3$  в присутності азотної кислоти; ці йони осаджуються груповим реагентом. Солі  $AgCl$ ,  $AgBr$ ,  $AgI$  не розчинні у азотній кислоті,  $AgCl$  і  $AgBr$  (частково) розчинні у  $NH_4OH$ .

*Хід виконання реакції.*

До 2 – 3 крапель взятих окремо розчинів солей натрію або калію ( $NaCl$ ,  $NaBr$ ,  $NaI$ ) додати по одній краплі  $AgNO_3$ . Випадають осади. Написати рівняння реакції і свої спостереження.

При відсутності  $AgNO_3$ , для визначення наявності  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$  можна скористатись розчином  $Pb(CH_3COO)_2$  або  $Pb(NO_3)_2$ , 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  $Cl^-$ .*

1) *Нітрат срібла*  $AgNO_3$  виділяє в осад хлорид-йони у вигляді  $AgCl$ . Осад легко розчиняється при дії речовин, які здатні зв'язувати  $Ag^+$  в достатньо міцні комплекси (наприклад,  $NH_4OH$ ,  $Na_2S_2O_3$ ,  $KCN$ ).

*Хід виконання реакції*

В пробірку до 2–3 крапель 2н.  $HCl$  або розчину  $NaCl$  додати 1–2 краплі нітрату срібла. До осаду додати розчин аміаку (краще концентрований) до його повного розчинення. Далі до розчину по краплям додати  $HNO_3$  (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 брому (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 бромбурий колір.

При надлишку хлорної води забарвлення змінюється на жовте.

#### *Хід виконання реакції*

До 3 – 4 крапель розчину  $\text{NaBr}$  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 $\text{I}^-$*

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  $\text{I}_2$ , який забарвлює органічні розчинники в фіалковий колір, або розчин крохмалю – в синій

При надлишку хлорної води забарвлення зникає внаслідок окиснення  $\text{I}_2$  в йодновату кислоту  $\text{HIO}_3$

Хлорною водою можна відкрити одночасно  $\text{I}^-$  та  $\text{Br}^-$

Спочатку відкривають  $\text{I}^-$  за вище зазначеними реакціями, тому що  $\text{I}^-$  більш сильніший відновник, ніж  $\text{Br}^-$ . В присутності  $\text{Br}^-$  після зникнення фіалкового забарвлення  $\text{I}_2$ , з'являється червонувато-бурий колір  $\text{Br}_2$ , який змінюється на жовтий колір  $\text{BrCl}$ .

### *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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### *III Група аніонів: $NO_3^-$ , $NO_2^-$ , $CH_3COO^-$ .*

#### *Загальна характеристика.*

Характерною особливістю аніонів цієї групи є розчинність відповідних солей барію і срібла, внаслідок чого ні  $AgNO_3$ , ні  $BaCl_2$  не осаджують аніони III групи.

Із солей срібла менше інших розчинні  $AgNO_2$  і  $AgCH_3COO$ , які можуть осаджуватися із достатньо концентрованих розчинів. Але при розбавленні водою і нагріванні вони легко розчиняються. Важко розчинні деякі основні солі, наприклад  $Fe(OH)_2CH_3COO$  і  $Al(OH)_2CH_3COO$ .

Нітрити можуть утворювати комплексні сполуки, наприклад  $Na_3[Co(NO_2)_6]$ .

Нітрат-йон і нітрит-йон визначають, в основному, за допомогою реакцій окиснення-відновлення.  $HNO_3$  та її солі в кислому середовищі добрі окисники;  $HNO_2$  та її солі в кислому середовищі мають властивості і окисника, і відновника.

Груповий реагент для цієї групи відсутній.

#### *Характерні реакції йону $NO_3^-$ .*

1) *Сульфат заліза(II)  $FeSO_4$*  в присутності концентрованої  $H_2SO_4$  відновлює нітрат - йон до оксиду азоту(II) NO, який з надлишком  $FeSO_4$  в місці зіткнення утворює нестійку комплексну сполуку  $[Fe(NO)]SO_4$  – нітрозосульфат заліза(II) темно-коричневого кольору (буре кільце):

Реакцію проводять на холоді, тому що  $[Fe(NO)]SO_4$  при нагріванні розкладається.

#### *Хід виконання реакції*

До 4-5 крапель  $NaNO_3$  ( $KNO_3$ ) додати 4-5 крапель насиченого розчину  $FeSO_4$ , 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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

*Характерні реакції йону  $NO_2^-$ .*

1) *Йодистий калій KI* в оцтовокисному 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  $CH_3COOH$  і 1 краплю 0,1н. розчину KI. На мокру пляму нанести 1-2 краплі розчину  $NaNO_2$  ( $KNO_2$ ). Зафіксувати забарвлення плями паперу і пояснити його суть.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

*Характерні реакції на  $CH_3COO^-$ .*

1) *Сірчана кислота  $H_2SO_4$*  при дії на ацетати витісняє з них вільну  $CH_3COOH$ , 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.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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  $FeCl_3$ , звернути увагу на колір розчину, далі розбавити розчин водою (добавити 1,5-2мл.  $H_2O$ ) і нагріти. Випадає осад бурого кольору

Визначенню  $CH_3COO^-$  заважає наявність  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ , I.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

### *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 9.4 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 розведений і концентрований 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 10. 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.

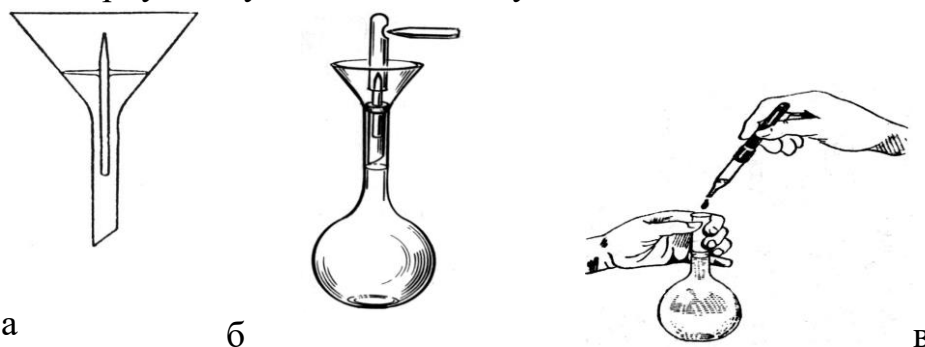


Рис. 29. Пристосування для приготування титрованого розчину із фіксаналу: а – воронка із скляним пробійником; б – розбивання ампул з реактивом; в – остаточне доведення рідини в мірній колбі до мітки.

*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*.

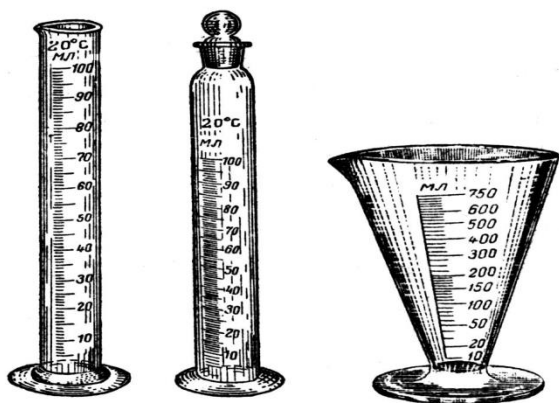
В титриметричному аналізі може бути використана не будь-яка хімічна реакція, а лише така, що відповідає наступним вимогам:

- 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).

#### *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 в бюретці око спостерігача повинно знаходитися чітко на рівні 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;

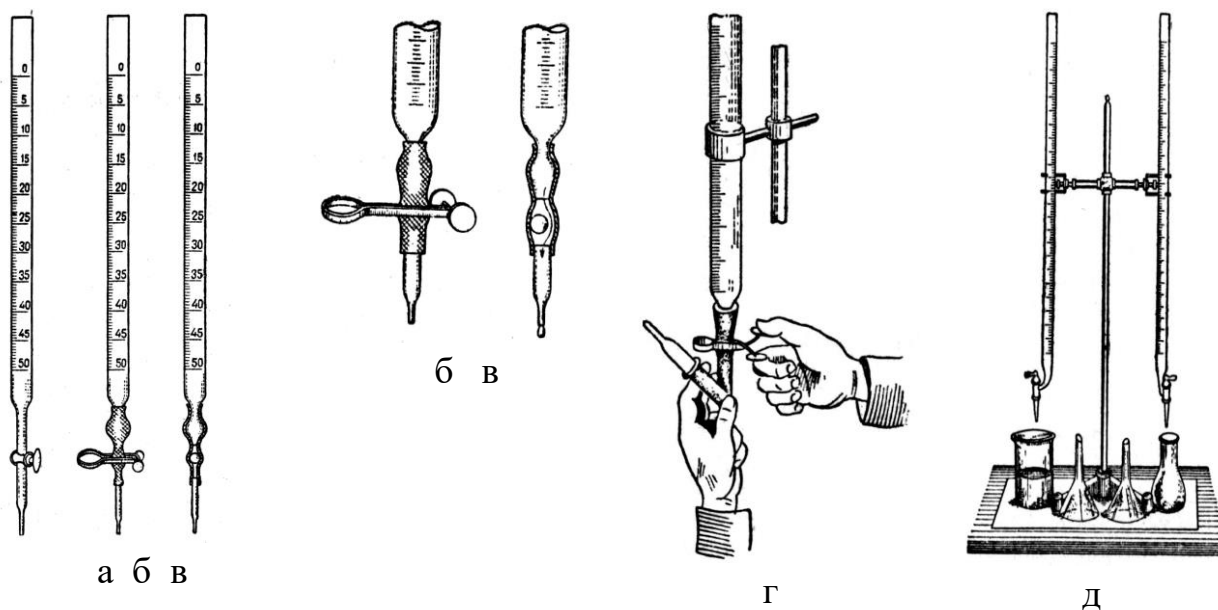


Рис. 31. Бюретки об'ємні для титрування: а – з прямим скляним краном; б – з пружинним металевим затискачем; в – із затискачем у вигляді скляної кульки; г - видалення повітря із кінчика бюретки; д – набір посуду для титрування.

- 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;

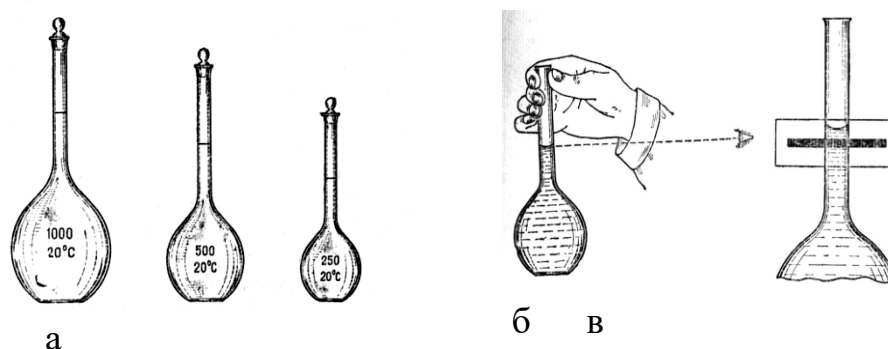


Рис. 32. Мірні колби різного об'єму (а) та встановлення меніску рідини в колбі на рівні ока (б) і спостереження за ним на фоні чорного екрану (в)

- 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 ризкою 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) Тримаючи 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);

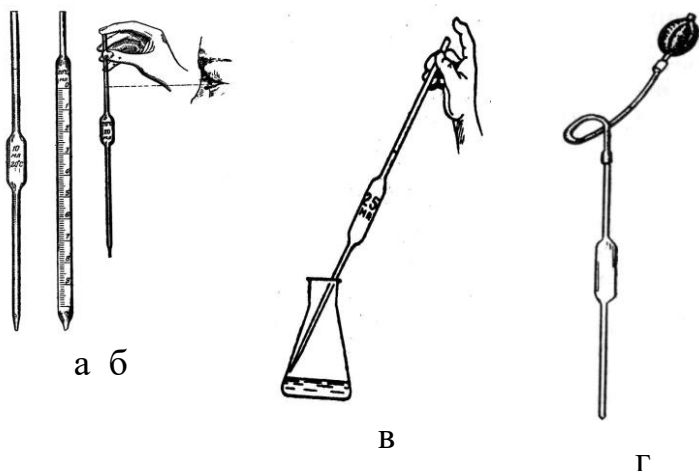


Рис. 33. Мірні піпетки (а): б - положення піпетки для встановлення меніска рідини на рівні риски; в – виливання рідини із піпетки; г – піпетка з гумовою грушею для набирання хімічних реагентів.

- 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).

$N \approx 0,1$ г-екв/л;	1) $m_{\text{HCl}} = N \cdot V \cdot E$ , де E – еквівалентна маса HCl, г/г-екв. E <sub>HCl</sub> = $\frac{M_{\text{HCl}}}{1} = 36,5$ г/г-екв. 3) $m_{\text{HCl}} = 0,1$ г-екв/л · 0,5 л · 36,5 г/г-екв = 1,82 г.
$V = 0,5$ л	
$P_{\text{вихідної конц. HCl}} = 36\%$	
$V_{\text{вихідної конц. HCl}} = ?$	

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.

Тоді:  $V_{\text{вихідної конц. HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{C} = \frac{5,06}{1,179} = 4,29 \text{ мл.}$

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 цій поділці 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 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 називають її властивість, зумовлену наявністю в ній розчинних солей кальцію та магнію. Насправді, всі двовалентні метали в тій чи іншій мірі впливають на твердість. Вони взаємодіють з аніонами, утворюючи сполуки (солі твердості), здатні випадати у осад. Одновалентні йони (наприклад, Na<sup>+</sup>), зрозуміло, нерозчинних солей не утворюють і на твердість не впливають.

В табл. 15 наведено основні катіони металів, що зумовлюють твердість, і головні аніони, які з ними асоціюються.

Таблиця 15. Характеристика основних йонів твердості

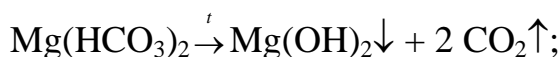
Катіони	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Sr <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup> , Fe <sup>3+</sup>	Mn <sup>2+</sup>
Аніони	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>

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;

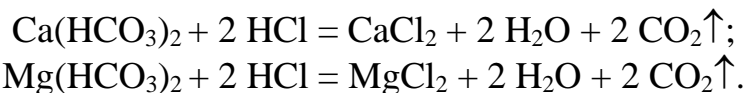
*карбонатна (тимчасова) твердість* – зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів та карбонатів (при pH > 8,3) кальцію і магнію. Даний тип твердості майже повністю усувається при кип'ятінні води і тому називається тимчасовою твердістю. При нагріванні води гідрокарбонати розкладаються з утворенням вугільної 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  $\text{HCl}$  ?
37. Скільки мілілітрів 2н. розчину  $\text{NaOH}$  потрібно взяти, щоб приготувати 500 мл 0,1 н. розчину  $\text{NaOH}$  ?
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  $\text{pH}$  і  $\text{pOH}$  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  $22^\circ\text{C}$ ?
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  $\text{cm}^3$ .
50. Визначте  $\text{pH}$  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  $\text{pH}$  1.

53. Розрахувати титр розчину, у 1 л якого міститься 0,1 г-моль  $\text{NaOH}$ , і вказати яка його реакція?

1)	0,1	кисла	2)	0,1	лужна
3)	0,4	кисла	4)	0,04	лужна

## Тема лабораторної роботи 11. 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:*

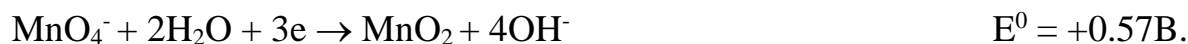
- 3) виконувати розрахунки для приготування робочих і титрованих розчинів для методів перманганатометрії і йодометрії.;
- 4) виконувати експериментальні задачі методом нейтралізації.

*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 слабокислих, 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:  $4MnO_4^- + 2H_2O = 4MnO_2 + 3O_2 + 4OH^-$ .

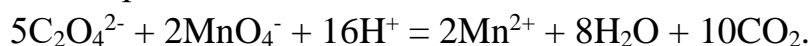
Ця реакція проходить дуже повільно і тому майже не заважає визначенням. Але сліди  $MnO_2$  прискорюють розкладання  $KMnO_4$ ; розклад йонів перманганату прискорюється на світлі, при введенні в розчин кислот та основ, при нагріванні, а також при введенні йонів  $Mn^{2+}$ . Диоксид марганцю утворюється 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:  $0,05 \cdot 67,0 \cdot 0,25 \approx 0,83\text{ г Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$  або  $0,05 \cdot 63,03 \cdot 0,25 \approx 0,79\text{ г H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , 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.

$$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}{63,03 \cdot V_{\text{відмір}}}$$

*Порядок титрування:*

- 1) Поміщають в колбу для титрування 15-20 мл 2н. розчину сірчаної кислоти і нагрівають до 80-85 °С.
- 2) Аліквотну частину розчину вихідної речовини вносять в нагрітий розчин сірчаної кислоти (нагрівати і кип'ятити кислі розчини щавлевої кислоти не можна, тому що вона розкладається).
- 3) Розчин перманганату поміщають в бюретку і встановлюють рівень рідини на нуль. Якщо нижній край меніску в бюретці погано видно, можна всі вимірювання робити по верхньому меніску.
- 4) Далі розчин  $\text{KMnO}_4$  по краплям додають до гарячого розчину вихідної речовини. Кожну наступну краплю додають лише після того, як зникне забарвлення від попередньої краплі. Перші краплі розчину  $\text{KMnO}_4$  знебарвлюються досить повільно. Як тільки утворюється незначна кількість  $\text{Mn}^{2+}$ , який є каталізатором для даної реакції, подальше знебарвлення відбувається практично миттєво. Необхідно вловити момент, коли одна крапля перманганату забарвить розчин в блідо-рожевий колір, який не зникне протягом 30 сек.

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 КМnO <sub>4</sub> , мл	Нормальність розчину Н <sub>2</sub> С <sub>2</sub> О <sub>4</sub> , г-екв/л	Об'єм Н <sub>2</sub> С <sub>2</sub> О <sub>4</sub> , витрачений на титрування, мл	Нормальність КМnO <sub>4</sub> , мг-екв/л
1				
2				
3				

*Визначення нормальності контрольної задачі солі Мора.*

Сіль Мора – подвійна сіль складу: (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>·FeSO<sub>4</sub>·6H<sub>2</sub>O. Реакція титрування солі Мора перманганатом відбувається за наступним рівнянням:



*Порядок титрування.* 20 мл розчину задачі перенести в колбу для титрування. Додати 20 мл 2н. Н<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (розчин задачі не нагрівати, тому що при t↑ залізо(II) переходить в залізо(III)). Титрувати до появи блідо-рожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хвилини. 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 КМnO <sub>4</sub> , г-екв/л	Об'єм КМnO <sub>4</sub> , витрачений на титрування, мл	Нормальність солі Мора, мг-екв/л
1				
2				
3				

*Загальна характеристика методу йодометрії.*

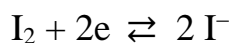
Йодометрією називається метод титриметричного аналізу, в якому про кількість речовини, що визначають, роблять висновок за кількістю затраченого або виділеного йоду.

Вільний йод, як і інші галогени, здатний забирати електрони у речовин-відновників і в реакціях веде себе як окисник:  $\text{I}_2 + 2\text{e} \rightarrow 2\text{I}^-$  (I<sub>2</sub> -окисник).

Іони I<sup>-</sup> 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:

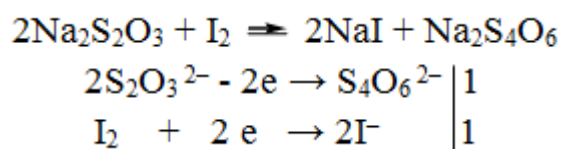


Стандартний окисний потенціал системи:  $E_{I_2/2I^-}^0 = +0,54V$ . Значення стандартного окисного потенціалу цієї системи займає проміжне положення між значеннями потенціалу для типових сильних окисників та сильних відновників. Тому йодометричний метод використовують як для визначення відновників, так 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  $S_4O_6^{2-}$ .

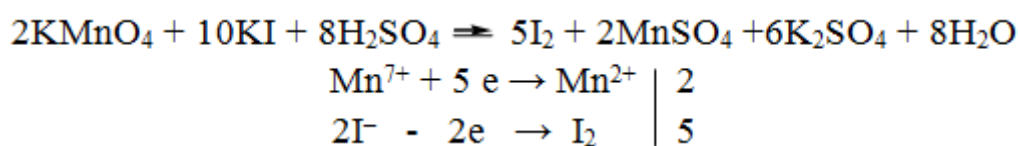
Знаючи нормальність розчину йоду і об'єми розчинів, використаних на титрування, обчислюють концентрацію  $Na_2S_2O_3$  в досліджуваному розчині.

#### *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  $I^-$ , виділяючи еквівалентну кількість йоду  $I_2$ . Йод відтитрують тіосульфатом натрію  $Na_2S_2O_3$  і розраховують нормальність розчину  $KMnO_4$ .



Таким чином, при йодометричних визначеннях використовують робочі розчини  $I_2$  та  $Na_2S_2O_3$ : робочий розчин йоду  $I_2$  для прямого титрування відновників і робочий розчин натрію тіосульфату  $Na_2S_2O_3$  для визначення окисників і для оберненого визначення відновників.

Нормальність робочого розчину  $Na_2S_2O_3$  встановлюють за  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$  та іншим окисникам.

Нормальність робочого розчину  $I_2$  встановлюють за титрованим розчином  $Na_2S_2O_3$ .

Маючи в своєму розпорядженні стандартизований розчин  $KMnO_4$ , 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  $KMnO_4$ . Потім готують розчин  $I_2$  і встановлюють його нормальність по тіосульфату натрію  $Na_2S_2O_3$ .

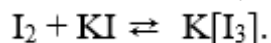
Перевага методу йодометрії перед іншими полягає в більшій точності встановлення точки еквівалентності, що обумовлено високою чутливістю індикатора - розчину крохмалю. Але метод має і певні особливості, які обмежують його використання.

*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:

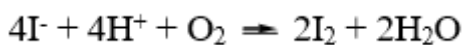


Утворення цієї сполуки не заважає титруванню йоду тіосульфатом натрію. В процесі титрування рівновага реакції зміщується вліво, полійодид поступово розкладається, посилаючи в розчин все нові й нові кількості йоду. Крім того, надлишок  $KI$  прискорює реакцію окислення іонів  $I^-$ .

- 4) Деякі реакції в йодометрії оборотні (не проходять до кінця). Збільшення концентрації іонів  $I^-$  часто збільшує швидкість окислення  $I^-$  до  $I_2$ .
- 5) Швидкість реакції окислення  $I^-$  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.

- б) Реагуючу суміш залишають стояти (7-10 хв.) в темному місці, бо світло прискорює реакцію окислення іонів  $I^-$  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:

$$m = 0,05 \cdot 248,21 \cdot 0,1 = 1,24 \text{ г } Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O.$$

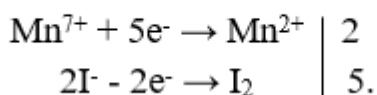
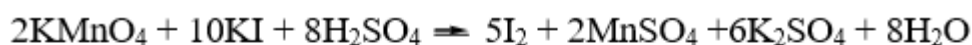
На технохімічних терезах беруть наважку тіосульфату натрію приблизно 1,2-1,3 г, переносять її в мірну колбу на 100 мл. Наважку розчиняють в

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,  $\text{CO}_2$  та сонячних променів:



*Встановлення нормальності розчину  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  за перманганатом калію.*

В конічну колбу для титрування переносять мірним циліндром (чи дозатором) 10 мл 10% розчину KI, потім 30-40 мл 2 н.  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (циліндром або дозатором) і ще додають 20 мл (піпеткою) титрованого розчину  $\text{KMnO}_4$ . Колбу закривають годинниковим склом и ставлять в темне місце для завершення реакції:



Після цього додають 50-60 мл  $\text{H}_2\text{O}$  і титрують (без крохмалю) розчином  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  з бюретки, повільно, при перемішуванні розчину, до переходу темnobурого 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  $\text{KMnO}_4$  безпосередньо з  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  не взаємодіє, але число затрачених грам-еквівалентів  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  дорівнює числу грам-еквівалентів  $\text{I}_2$ , що виділяється в реакції, а останнє дорівнює числу еквівалентів  $\text{KMnO}_4$ . Тобто, 1 грам-еквівалент  $\text{KMnO}_4$  виділяє під час реакції 1 грам-еквівалент  $\text{I}_2$ , на титрування якого витрачається також 1 грам-еквівалент  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Таким чином, кількості  $\text{KMnO}_4$  і  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  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:

$$N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4}}{V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}$$

$$T_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = \frac{N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot \varepsilon_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{1000}$$

*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:

$$2\text{Cu}^{2+} + 4\Gamma^- \rightleftharpoons 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2$$

$$\text{або } 2\text{CuSO}_4 + 4\text{KI} \rightleftharpoons 2\text{CuI} \downarrow + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$$

При цьому іони  $\text{Cu}^{2+}$  відновлюються до  $\text{Cu}^+$  і виділяється еквівалентна кількість  $\text{I}_2$ . Йод, що виділяється, відтитрують 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:

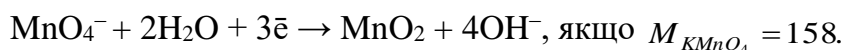
$$\% \text{Cu} = \frac{N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} E_{\text{Cu}} V_k}{10gV_{\text{п}}},$$

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:  
$$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CO}_2 + \dots$$
$$\text{KMnO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$$
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:  
$$\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
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 :



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 12. 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.

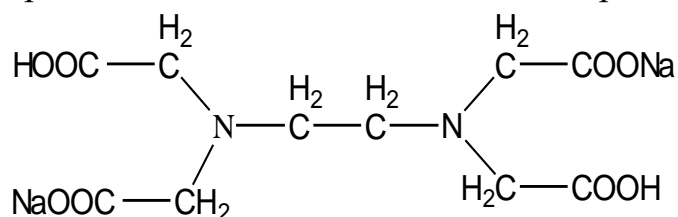
### Загальні положення комплексометрії (хелатометрії).

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.

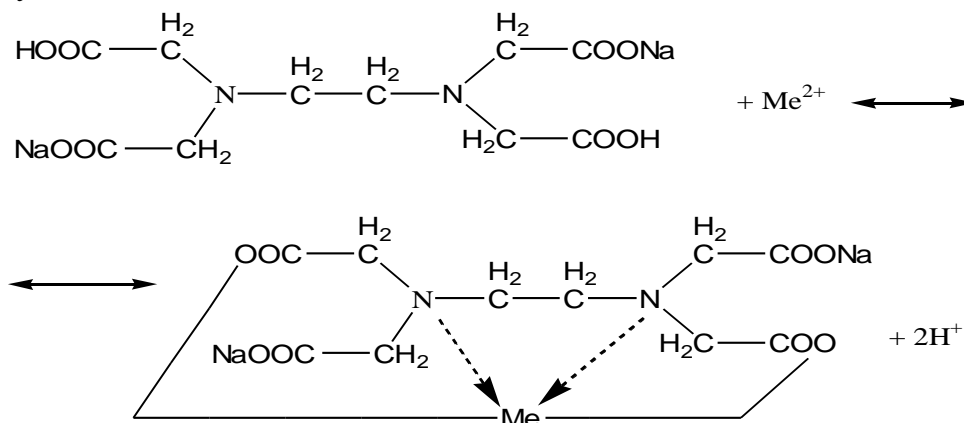
Комплексометричне титрування сьогодні часто узагальнюють як метод титриметричного аналізу, що базується на використанні реакцій йонів металів з комплексоном III, тобто з етилендіамінтетраоцтовою кислотою (ЕДТА) або її динатрієвою сіллю, відомою під назвою трилон Б:



- 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 :

- заміщення атомів водню функціональних груп оцтової кислоти;
- утворення координаційних зв'язків між атомами азоту та атомами металу, що визначається:



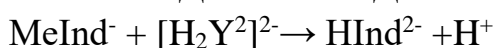
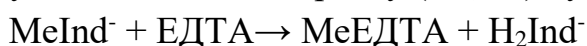
Метод комплексометричного титрування має ряд переваг у порівнянні з іншими методами визначення концентрації металів у розчині:

- 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 комплексометричному 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 стійки, 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.

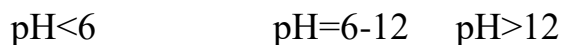
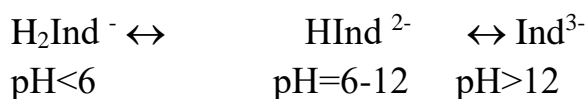
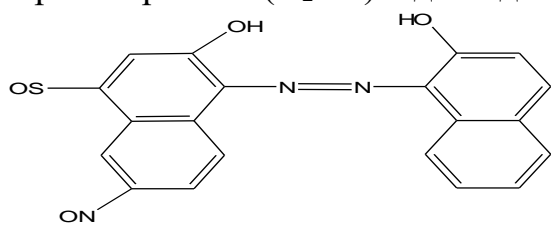
Індикатори повинні відповідати таким вимогам:



- ✓ 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:



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 комплексометричного аналізу.*

Виконання досліджень методом комплексометричного 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  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  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°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:  $E = \frac{M_{\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}}}{2}$ .

Для приготування 0,100 М розчину трилону Б наважку 37,216 г  $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  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  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Mg}(\text{IO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ , 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 НСl,  $\text{C}(\text{НСl}) = 2$  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:*

$$T_{\text{взаг.}} = \frac{N_{\text{трилона Б}} \cdot V_{\text{трилона Б}} \cdot 1000}{V_{\text{H}_2\text{O}}},$$

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)	0 <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>	Сульфіт Гідросульфіт
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
$\text{HAsO}_2$	Метामीш'яковиста	$\text{AsO}_2^-$	Метаарсеніт
$\text{HClO}$	Хлорнуватиста	$\text{ClO}^-$	Гіпохлорит
$\text{HClO}_2$	Хлориста	$\text{ClO}_2^-$	Хлорит
$\text{HClO}_3$	Хлорнувата	$\text{ClO}_3^-$	Хлорат
$\text{HClO}_4$	Хлорна	$\text{ClO}_4^-$	Перхлорат
$\text{HMnO}_4$	Марганцева	$\text{MnO}_4^-$	Перманганат
$\text{H}_2\text{MnO}_4$	Марганцевиста	$\text{MnO}_4^{2-}$ $\text{HMnO}_4^-$	Манганат Гідроманганат
$\text{HVO}_3$	Ванадієва	$\text{VO}_3^-$	Ванадат
$\text{H}_2\text{MoO}_4$	Молібденова	$\text{MoO}_4^{2-}$ $\text{HMoO}_4^-$	Молібдат Гідромолібдат
$\text{H}_2\text{WO}_4$	Вольфрамова	$\text{WO}_4^{2-}$ $\text{HWO}_4^-$	Вольфрамат Гідровольфрамат
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромова	$\text{CrO}_4^{2-}$ $\text{HCrO}_4^-$	Хромат Гідрохромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихромова	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ $\text{HCr}_2\text{O}_7^-$	Дихромат Гідродихромат
<b>Кислоти, що відповідають амфотерним гідроксидам</b>			
$\text{HAlO}_2$	Метаалюмінієва	$\text{AlO}_2^-$	Метаалюмінат
$\text{H}_3\text{AlO}_3$	Ортоалюмінієва	$\text{AlO}_3^{3-}$ $\text{HAlO}_3^{2-}$ $\text{H}_2\text{AlO}_3^-$	Ортоалюмінат Гідроалюмінат Дигідроалюмінат
$\text{H}_2\text{PbO}_2$	Свинцева	$\text{PbO}_2^{2-}$ $\text{HPbO}_2^-$	Плюмбіт Гідроплюмбіт
$\text{H}_2\text{ZnO}_2$	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)	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
1	2
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	$KNaC_4H_4O_6$

Назва	Склад
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	$\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$
Хромова суміш	Розчин $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в концентрований $\text{H}_2\text{SO}_4$
Хромпik 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 окиснення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
<b>H</b>			H <sup>-</sup> гідриди	H <sub>2</sub>	H <sup>+</sup>						
<b>F</b>			F <sup>-</sup>	F <sub>2</sub>							
<b>Cl</b>			HCl Cl <sup>-</sup>	Cl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub> O HClO ClO <sup>-</sup>		HClO <sub>2</sub> ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	ClO <sub>2</sub>	HClO <sub>3</sub> ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Cl <sub>2</sub> O <sub>6</sub> (ClO <sub>3</sub> )	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub> HClO <sub>4</sub> ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
<b>Br</b>			HBr Br <sup>-</sup>	Br <sub>2</sub>	Br <sub>2</sub> O HBrO BrO <sup>-</sup>		HBrO <sub>2</sub> BrO <sub>2</sub> <sup>-</sup>		HBrO <sub>3</sub> BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		HBrO <sub>4</sub> BrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
<b>I</b>			HI I <sup>-</sup>	I <sub>2</sub>	HIО IO <sup>-</sup>				I <sub>2</sub> O <sub>5</sub> HIO <sub>3</sub> IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>		HIО <sub>4</sub> ·2H <sub>2</sub> O або H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub>
<b>O</b>		H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> 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> 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>				
Лужні метали				Me <sup>0</sup>	Me <sup>+</sup>						

## Продовження таблиці додатку 5

Еле- мент	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
I <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>Моляльна</b> – кількість молів розчиненої речовини в 1000 г розчинника	$C_{mol}$ , 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 °С у г/см<sup>3</sup>*

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

## ДОДАТОК 8

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

%	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl	%	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HNO <sub>3</sub>	HCl
<b>4</b>	1,027	1,020	1,018	<b>52</b>	1,415	1,322	-
<b>6</b>	1,038	1,031	1,028	<b>54</b>	1,435	1,334	-
<b>8</b>	1,052	1,043	1,038	<b>56</b>	1,456	1,345	-
<b>10</b>	1,066	1,054	1,047	<b>58</b>	1,477	1,356	-
<b>12</b>	1,080	1,066	1,057	<b>60</b>	1,498	1,367	-
<b>14</b>	1,095	1,078	1,068	<b>62</b>	1,520	1,377	-
<b>16</b>	1,109	1,090	1,078	<b>64</b>	1,542	1,387	-
<b>18</b>	1,124	1,103	1,088	<b>66</b>	1,565	1,396	-
<b>20</b>	1,139	1,115	1,098	<b>68</b>	1,587	1,405	-
<b>22</b>	1,155	1,128	1,108	<b>70</b>	1,611	1,413	-
<b>24</b>	1,170	1,140	1,119	<b>72</b>	1,634	1,422	-
<b>26</b>	1,176	1,153	1,129	<b>74</b>	1,657	1,430	-
<b>28</b>	1,202	1,167	1,139	<b>76</b>	1,681	1,438	-
<b>30</b>	1,219	1,180	1,149	<b>78</b>	1,704	1,445	-
<b>32</b>	1,235	1,193	1,159	<b>80</b>	1,727	1,452	-
<b>34</b>	1,252	1,207	1,169	<b>82</b>	1,749	1,459	-
<b>36</b>	1,268	1,221	1,179	<b>84</b>	1,769	1,466	-
<b>38</b>	1,286	1,234	1,189	<b>86</b>	1,787	1,372	-
<b>40</b>	1,303	1,246	1,198	<b>88</b>	1,802	1,477	-
<b>42</b>	1,321	1,259	-	<b>90</b>	1,814	1,483	-
<b>44</b>	1,338	1,272	-	<b>92</b>	1,824	1,487	-
<b>46</b>	1,357	1,285	-	<b>94</b>	1,8312	1,491	-
<b>48</b>	1,376	1,298	-	<b>96</b>	1,8355	1,495	-
<b>50</b>	1,395	1,310	-	<b>98</b>	1,8395	1,501	-
				<b>100</b>	1,8305	1,513	-

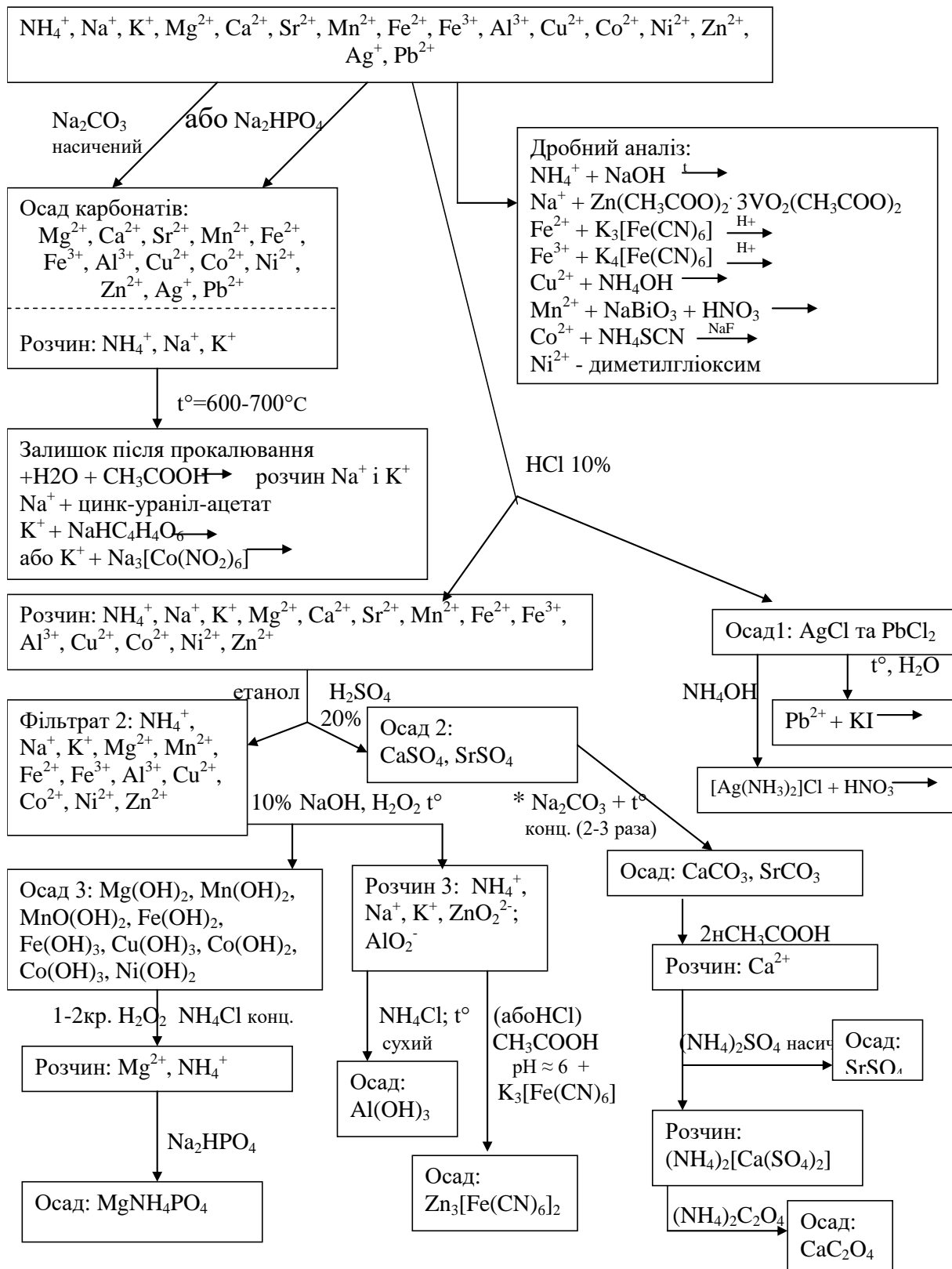
**Ступінь дисоціації кислот, основ та солей у водних розчинах при 18°C**

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
Калімагnezія	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:  $[CO(NH_3)_6]^{3+}$ ,  
 $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ ,  $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$

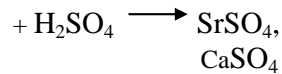
KBr

Осад:  
 $[Ni(NH_3)_6]Br_2$

$C_4H_8N_2O_2$   
 аміловий спирт

Осад:  
 $Ni(C_4H_7N_2O_2)_2$

\* Розчин 1:



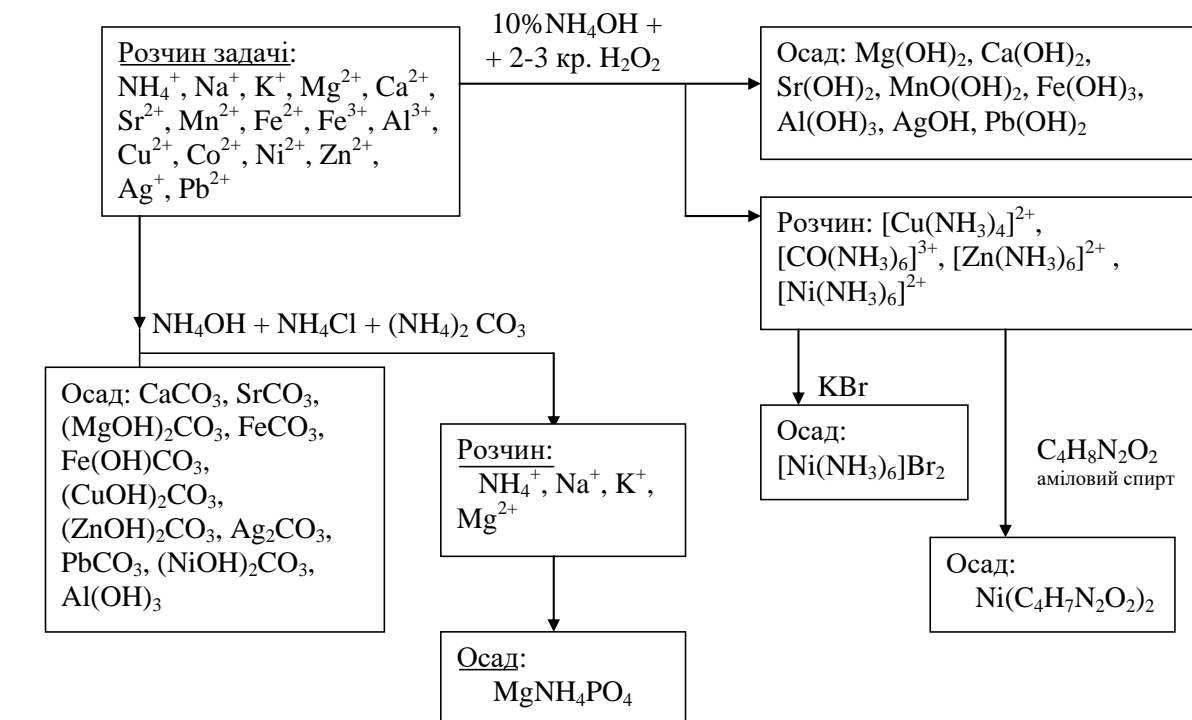
якщо осад, то: (потім)

Розчин 1 +  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $t^\circ$   
 насич

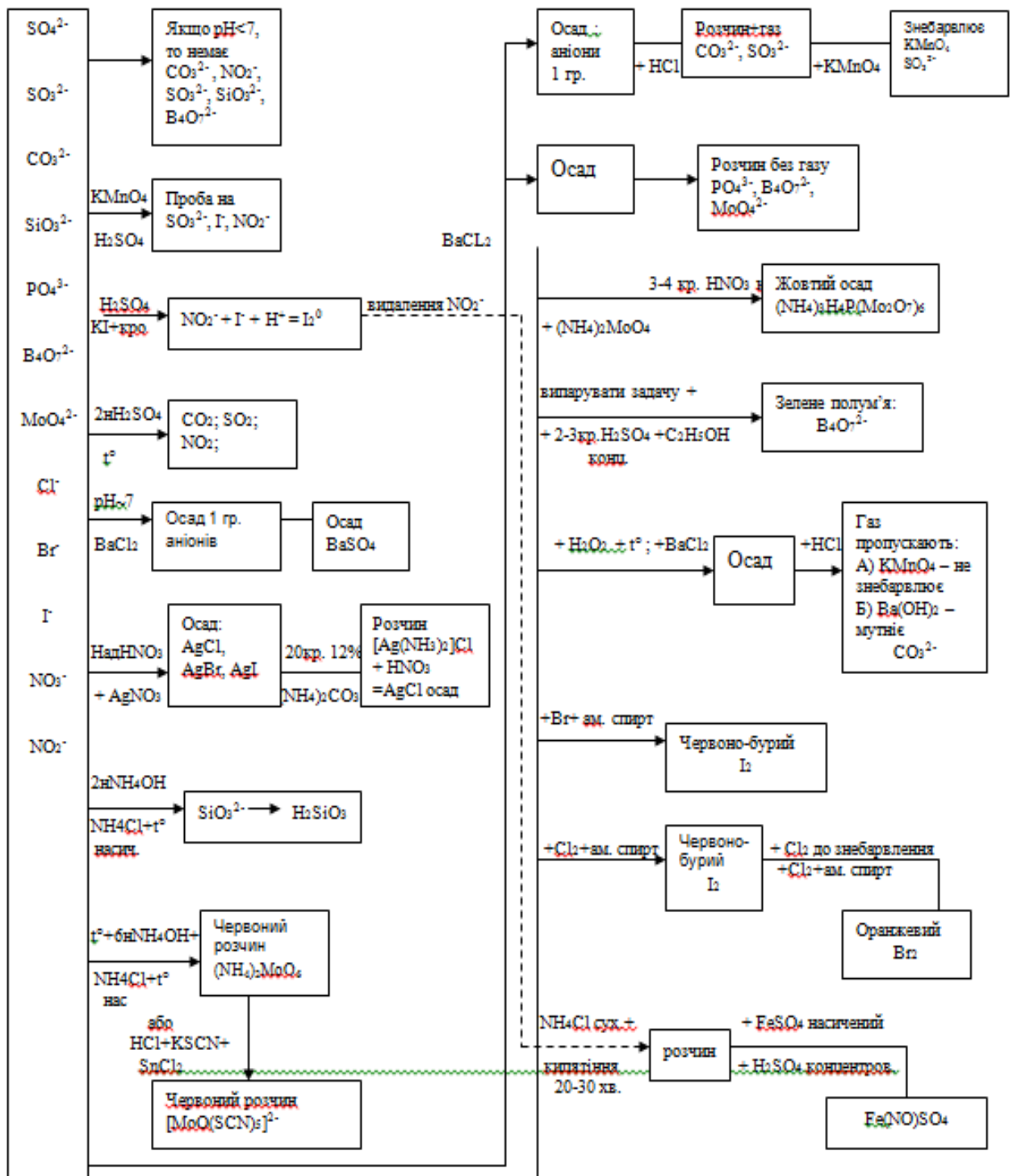
осад  $SrSO_4$

розчин  $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$

+  $(NH_4)_2C_2O_4$   
 осад  $CaC_2O_4$



АНАЛІЗ СУМІШІ АНІОНІВ



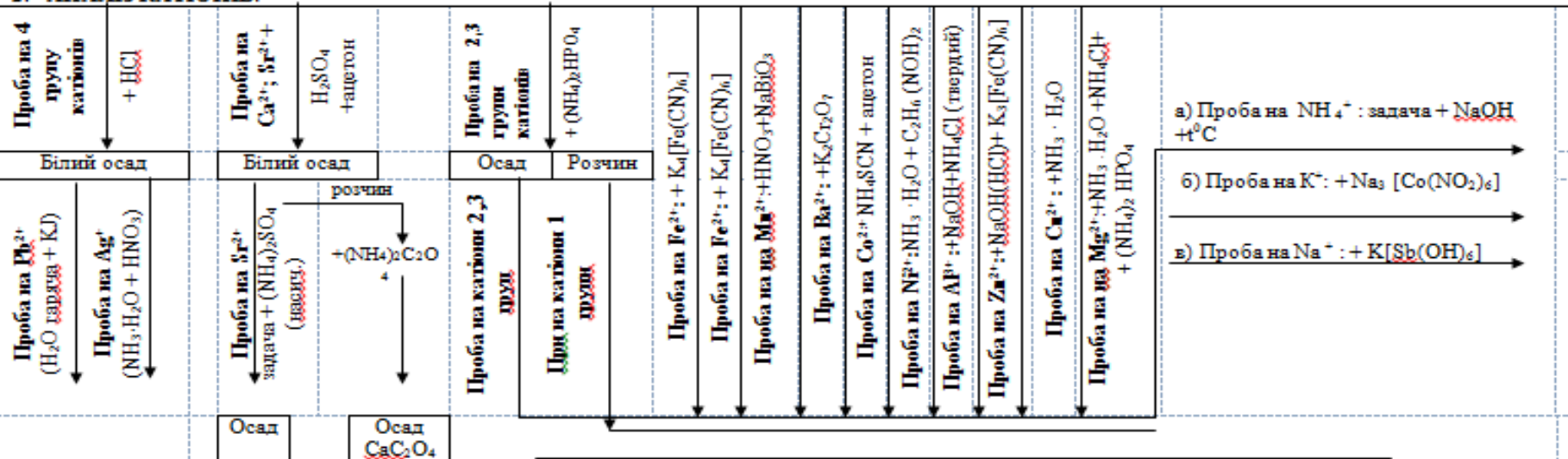


**Схема аналізу невідомої речовини**

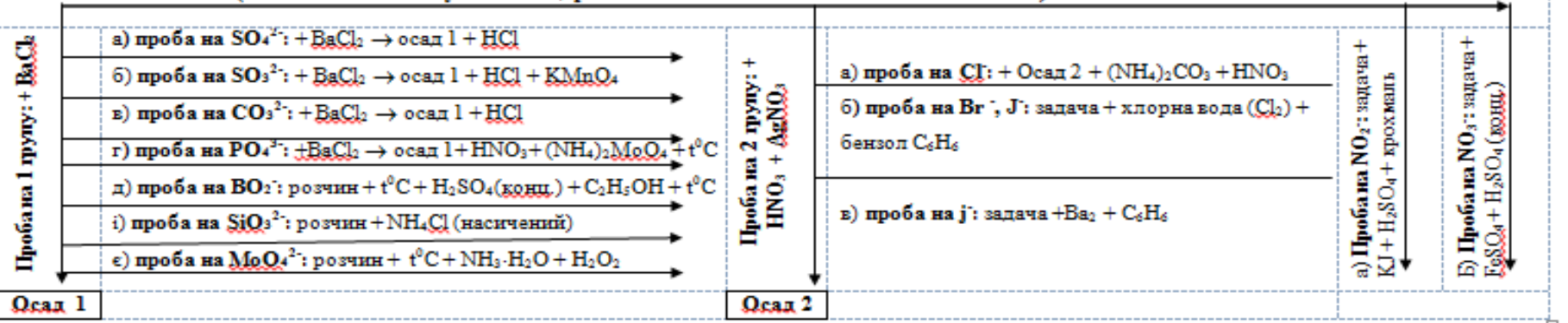
**1. ВИВЧЕННЯ РОЗЧИННОСТІ СПОЛУКИ В: 1) H<sub>2</sub>O (холодній, гарячий); CH<sub>3</sub>COOH, HCl, HNO<sub>3</sub>, NaOH (зробити висновок)**

а) добре розчинна сполука, рН її розчину; б) погано розчинна сполука, рН її розчину; в) сполука, розчинна в HNO<sub>3</sub> (оксид, карбонат тощо); г) колір розчину.

**2. АНАЛІЗ КАТІОНІВ:**



**3. АНАЛІЗ АНІОНІВ (по наявності катіону та таблиці розчинності солей визначити можливі аніони):**



## 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. 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. 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.
4. В.В. Григор'єва, В.М. Самійленко, А.М. Сич. Загальна хімія – К.: Вища школа, 1991. – 432с.
5. Копілевич В.А. Загальна хімія: Вибрані розділи курсу для навчання за напрямом «Біотехнологія». – К.: НУБіП, 2015. – 276 с.
6. Копілевич В.А. Неорганічна хімія: Вибрані розділи курсу для навчання за спеціальністю «Біотехнології та біоінженерія». – К.: НУБіП України, 2016. – 368 с.
7. Жаровський Ф.Г., Пилипенко А.Т., П'ятницький І.В. Аналітична хімія. – К.: Вища шк., 1982. – 544 с.
8. 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.
9. 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.
10. 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.
11. 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>8</b>
Тема лабораторної роботи 1. Періодичний закон і будова атома.....	<b>13</b>
Тема лабораторної роботи 2. Принципи номенклатури неорганічних сполук та їх класифікації. Вивчення хімічних властивостей різних типів сполук.	<b>17</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>61</b>
Тема лабораторної роботи 6. Вивчення правил складання рівнянь реакцій гідролізу та визначення рН.....	<b>80</b>
Тема лабораторної роботи 7. Вивчення типів окисно-відновних процесів і правил складання рівнянь окисно-відновних реакцій.....	<b>92</b>
Тема лабораторної роботи 8. Правила складання формул координаційних сполук, рівнянь з їх участю та вивчення властивостей.....	<b>108</b>
Тема лабораторної роботи 9.1 Техніка виконання якісних аналітичних реакцій біогенних катіонів і аніонів.....	<b>115</b>
Тема лабораторної роботи 9.2 Вивчення якісних реакцій відкриття відкриття катіонів I-IV груп і їх розділення за аміачно-фосфатною класифікацією.....	<b>131</b>
Тема лабораторної роботи 9.3 Вивчення якісних реакцій визначення аніонів.....	<b>149</b>
Тема лабораторної роботи 9.4 Якісний аналіз невідомої речовини (оксиду, гідроксиду, солі) на склад за катіоном та аніоном.....	<b>159</b>
Тема лабораторної роботи 10. Техніка роботи у кількісному аналізі. Об'ємний аналіз на прикладі методу нейтралізації.....	<b>163</b>
Тема лабораторної роботи 11. Техніка вимірювань методом перманганатометрії.....	<b>180</b>
Тема лабораторної роботи 12. Техніка вимірювань методом комплексонометрії.....	<b>191</b>
Додатки.....	<b>199</b>
Рекомендована література для самопідготовки.....	<b>218</b>
Зміст.....	<b>219</b>

