

**НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ БІОРЕСУРСІВ І
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ УКРАЇНИ**

Кафедра аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води

**ОСНОВИ ТЕОРІЇ ТА МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ ДЛЯ
ВИКОНАННЯ ЛАБОРАТОРНИХ І САМОСТІЙНИХ
РОБІТ З ДИСЦИПЛІНИ «ХІМІЯ (НЕОРГАНІЧНА,
АНАЛІТИЧНА)»
для студентів спеціальності**

203 – «Садівництво, плодоовочівництво та виноградарство»



КИЇВ 2023

УДК 543 (075.8)

Рецензенти:

Солод Н.В. д.х.н., доцент кафедри органічної, фізичної і колоїдної хімії та хімії пестицидів НУБіП України.

Лаврик Р.В., к.х.н., доцент кафедри аналітичної і біонеорганічної хімії та якості води НУБіП України.

Укладачі: Копілевич Володимир Абрамович,
Кравченко Ольга Олександрівна,
Панчук Тамара Костянтинівна,

Навчальне видання

Основи теорії та методичні вказівки для виконання лабораторних і самостійних робіт з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» містять важливі базові питання, які відносяться до практичного значення для студентів освітнього рівня «Бакалавр» спеціальності 203 «Садівництво та виноградарство». Запропоновано завдання для перевірки рівня засвоєння матеріалу та приклади тестових завдань до змістових модулів.

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

Підписано до друку 14.08.2023
Ум. друк. арк. 20,0
50 пр.

Формат 60x84 1/16.
Обл. вид. арк. 19,8 Наклад
Зам. 09022

ДДП «Експо-Друк»
03680, Київ, пр. Академіка Глушкова, 1 Свідоцтво
31200617 від 30.11.2000 р.

ЗМІСТ

РОЗДІЛ 1. ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ І ЗАКОНИ ХІМІЇ.....	7
Тема 1. Вступ. Предмет і задачі неорганічної хімії. Роль хімії в сільськогосподарському виробництві Основні стехіометричні закони. Основні поняття хімії.....	7
Класи неорганічних сполук.....	21
<u>Лабораторна робота №1</u> Класифікація неорганічних сполук.....	44
Тема 2. Будова атомів хімічних елементів. Електронні формули.....	50
Тема 3. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва. Періодичність зміни будови і властивостей елементів та їх сполук.....	54
Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул.....	59
<u>Лабораторна робота №2</u> Будова атомів хімічних елементів. Періодичність зміни будови і властивостей елементів. Хімічний зв'язок і будова молекул.....	64
РОЗДІЛ 2. РОЗЧИНИ. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ. ЕЛЕМЕНТИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОНІВ.....	64
Тема 1. Хімічна кінетика і рівновага.....	64
Тема 2. Розчини та їх властивості.....	70
<u>Лабораторна робота №3</u> Розчини та їх властивості.....	75
Тема 3. Розчини електролітів та їх дисоціація.....	78
<u>Лабораторна робота №4</u> Електролітична дисоціація.....	83
Тема 4. Протолітичні процеси (гідроліз солей).....	89
<u>Лабораторна робота №5</u> Гідроліз солей.....	89
РОЗДІЛ 3. ОСНОВНІ ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ, В ТОМУ ЧИСЛІ ЗІ ЗМІНОЮ СТУПЕНЯ ОКИСНЕННЯ ЕЛЕМЕНТІВ.....	97

<u>Лабораторна робота №6</u> Окисно-відновні реакції.....	110
Тема 2. Комплексні (координаційні) сполуки.....	114
<u>Лабораторна робота №7</u> Комплексні (координаційні) сполуки.....	118
РОЗДІЛ 4. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНИХ ТА ПОБІЧНИХ ПІДГРУП НА ПРИКЛАДІ ОСНОВНИХ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ.....	
Тема 1. Елементи VII-A групи. Галогени.....	121
Тема 2. Елементи VI-A групи. Халькогени.....	126
<u>Лабораторна робота №8</u> Елементи VII-A і VI-A груп. Галогени. Халькогени.....	129
Тема 3. Елементи V-A групи. Пніктогени. Нітратна та фосфатна кислоти, фосфорні добрива.....	133
Тема 4. Хімія сполук найважливіших біогенних металів. Загальні властивості біогенних металів. Їх властивості та застосування в с.г. як елементів життя.....	136
<u>Лабораторна робота №9</u> Елементи V-A групи. Хімія сполук найважливіших біогенних металів.....	138
РОЗДІЛ 5. АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ.....	
Тема 1. Предмет, завдання і методи якісного аналізу. Аналітична класифікація катіонів.	142
I Аналітична група катіонів (NH_4^+ , K^+ , Na^+). Загальна характеристика катіонів I аналітичної групи.....	163
III Аналітична група катіонів (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}). Загальна характеристика катіонів III аналітичної групи.....	169
IV Аналітична група катіонів (Ag^+ , Pb^{2+}). Загальна характеристика IV аналітичної групи катіонів.....	175
Тема 2. II аналітична група катіонів. Якісні реакції відкриття катіонів II-ї групи: Загальна характеристика II аналітичної групи.....	180

Тема 3. Класифікація аніонів за розчинністю солей Барію та Аргентуму.....	195
Тема 4. Аналіз солей. Систематичний аналіз солі невідомого складу. Дві експериментальні контрольні задачі на аналіз хімічних сполук (розчинні у воді солі).....	209
РОЗДІЛ 6. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ. ОСНОВНІ МЕТОДИ КІЛЬКІСНОГО ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ КОМПОНЕНТІВ У РЕЧОВИНАХ.....	219
Тема 1. Основні поняття кількісного аналізу. Способи та одиниці виразу концентрації реагентів. Техніка роботи у кількісному аналізі. Гравіметричний метод аналізу. Особливості розрахунків у методі гравіметрії.....	219
<i>Лабораторна робота №10.</i> Експериментальна контрольна задача на визначення вмісту кристалізаційної і гігроскопічної води в солі гравіметричним методом.....	243
Тема 2. Основні теоретичні положення титриметрії та методу кислотноосновного титрування (методу нейтралізації).....	249
<i>Лабораторна робота №11.</i> Визначення концентрації розчину лугу та тимчасової твердості води методом нейтралізації.....	266
<i>Лабораторна робота №12.</i> Визначення кислотності дитячих фруктових пюре.....	274
Тема 3. Методи окисно-відновного титрування (редоксиметрія). Метод перманганатометрії. Метод йодометрії.....	277
<i>Лабораторна робота №13</i> Редоксиметричні методи аналізу. Перманганатометрія. Йодометрія.....	286
Тема 4. Методи комплексонометрії в хімічному аналізі.....	296
<i>Лабораторна робота №14.</i> Визначення нормальності розчину Кальцію нітрату і загальної твердості води методом комплексонометричного титрування.....	306
Додатки.....	308

Тема 1. Вступ. Предмет і задачі неорганічної хімії. Основні стехіометричні закони. Роль хімії в сільськогосподарському виробництві. Основні поняття хімії.

Неорганічна хімія – наука про хімічні елементи та прості і складні речовини, які вони утворюють.

Аналітична хімія вивчає методи якісного і кількісного аналізу речовин або їх сумішей.

Основні задачі сучасної хімії:

- вивчення будови, властивостей, хімічних реакцій простих речовин і сполук та взаємозв'язків будови з властивостями і реакційною здатністю речовин;
- розробка методів синтезу і глибокої очистки речовин, загальних методів одержання неорганічних матеріалів.

Основними завданнями вивчення дисципліни «Неорганічна та аналітична хімія» є формування у студентів наукового світогляду, засвоєння ними провідних ідей, понять і законів хімії та властивостей неорганічних речовин, набути навиків по ідентифікації речовини, а також вміння вирішувати практичні питання цієї дисципліни з орієнтацією на профіль обраної спеціальності.

Мета: вивчення курсу неорганічної та аналітичної хімії є оволодіння знаннями про властивості, способи одержання та застосування хімічних елементів та їх сполук, формування навичок виконання хімічного експерименту, вміння визначати якісний і кількісний склад речовини.

Згідно з вимогами освітньо-професійної програми студенти повинні:

Знати:

- Сучасний стан і шляхи розвитку хімії, її роль у науковому і технічному прогресі.

- Роль хімії у створенні нових матеріалів та технологій, зокрема засобів захисту рослин.

- Роль хімії в раціональному використанні багатств і охорони природи.

- Поняття, визначення та закони хімії.

- Властивості неорганічних речовин та їх практичне застосування.

Вміти:

- Спостерігати і пояснювати хімічні явища.

- Самостійно користуватися навчальною, методичною та довідковою літературою з неорганічної хімії.

- Складати формули хімічних речовин та рівняння реакцій.

- Проводити розрахунки за рівняннями хімічних реакцій.

- Розв'язувати хімічні задачі.

- Самостійно проводити хімічний експеримент, оформляти його результати у вигляді звіту в лабораторному журналі.

- Вміти проводити ідентифікацію невідомої речовини, використовуючи знання якісного і кількісного аналізу.

Мати навички:

- Поводження з хімічними сполуками.

- Користування хімічним посудом та обладнанням в лабораторії неорганічної хімії.

- Надання першої допомоги в разі нещасного випадку в хімічній лабораторії.

Найважливіші розділи неорганічної хімії – теоретична, синтетична та прикладна неорганічна хімія. За об'єктами, які вивчає неорганічна хімія, її

поділяють на хімію окремих елементів, хімію груп елементів у складі періодичної системи, хімію певних сполук тих або інших елементів, хімію елементів, що поєднанні в групи за історичними ознаками, хімію близьких за властивостями та використанню речовин. Самостійний розділ неорганічної хімії – хімія координаційних сполук.

Як і інші хімічні науки **неорганічна хімія нерозривно зв'язана** з фізичною хімією, яку можна вважати теоретичною і методологічною основою сучасної хімії, **з аналітичною хімією – однією з головних інструментів хімії.**

Неорганічна хімія дотична з органічною хімією, особливо з хімією елементорганічних сполук, біонеорганічною хімією та ін.

Теоретичні уявлення неорганічної хімії використовуються в геохімії, космохімії, хімії твердого тіла, хімії високих енергій, радіохімії, ядерній хімії, **у деяких розділах біохімії та агрохімії.**

Прикладна частина неорганічної хімії зв'язана з хімічною технологією, металургією, електронікою, видобутком корисних копалин, виробництвом кераміки, будівельних, конструкційних, а також оптичних та інших неорганічних матеріалів, з забезпеченням роботи енергетичних установок (наприклад АЕС), **з сільським господарством, зі знешкодженням промислових відходів, охороною природи та ін.**

Хімія є дуже наукомістким виробництвом. Завдяки науковим дослідженням одержують матеріали із задалегідь заданими властивостями, які за своїми якостями перевершують натуральні продукти. З одного боку, ши-рока хімізація господарства дає змогу заощаджувати природні матеріали, але з іншого, речовини, яких не існує у природі, не розкладаються.. Нині речовини, добуті хімічним шляхом, так тісно увійшли у наше життя, що уявити сучасний світ без продукції хімічної промисловості вже не можливо. Їх застосовують щоденно і практично скрізь: у сільсько-му господарстві,

енергетиці, легкій та харчовій промисловості, будівництві, медицині, виробництві космічної техніки, у сфері послуг та побуті. Освоюючи нові виробництва, хімія сприяє розвитку інших виробництв. Із застосуванням мінеральних добрив, біостимуляторів, кормових добавок, гормонів зростає продуктивність сіль-ського господарства. Сучасні технології хімічної обробки речовин мають великі переваги перед старою механічною обробкою. Це дає змогу використовувати у виробництві фактично будь-які речовини. Хімічна промисловість нині стала занадто соціально орієнтованою, оскільки її продукція безпосередньо застосовується людиною у повсякденному житті: під час прибирання квартири, прання, приготування їжі, знезаражування питної води. Таке глибоке занурення людини у світ хімічних речовин часто має зворотний бік: вражаючі масштаби забрудненого довкілля та невідомі раніше хронічні хвороби.

Для потреб сільського господарства хімічна промисловість синтезує три основні види добрив: **калійні** (забезпечують імунітет рослин від хвороб та опір проти шкідників), **фосфатні** (забезпечують раннє цвітіння і плодоно-сіння) та **азотні**, або **нітратні** (стимулюють активний ріст пагона).

Виробництво калійних добрив – дуже матеріаломістке виробництво, отже, розміщене з орієнтуванням на сировинний чинник – родовища калійних солей. Найпоширенішими калійними добривами є сильвініт та калій хлорид, основним складником яких є калійна сіль. Вони виглядають як порошок рожевого кольору. Під час спалювання органічних решток одержують інший вид калійних добрив – поташ.

Сировиною для синтезу фосфатних добрив є фосфорити та апатити. Найвідоміші фосфатні добрива – це суперфосфат та фосфоритове борошно. Для одержання суперфосфату фосфорити обробляють сірчаною (сульфатною) кислотою, яку важко перевозити. Тому підприємства із синтезу суперфосфату поєднано з центрами виробництва сірчаної (сульфатної) кислоти. Крім того,

під час розміщення заводів *фосфатних добрив* враховують чинник споживача – сільське господарство, яке культивує рослини, що потребують для нормального розвитку цих добрив.

Основні стехіометричні закони.

1. Закон збереження маси та енергії

Встановили та експериментально довели цей закон незалежно один від одного **М. Ломоносов** (1711 – 1765) та **А. Лавуазьє** (1743 – 1794).

Сучасне формулювання: **маса речовин, що вступають в хімічну реакцію (реагентів) завжди рівна масі речовин, що утворюються в результаті реакції (продуктів), загальна енергія системи при цьому не змінюється.**

З точки зору атомно-молекулярного вчення це твердження можна пояснити так: у процесі хімічної реакції атоми ні звідки не виникають і нікуди не зникають, відбувається лише їх перегрупування із розривом одних зв'язків і утворенням інших. Кількість енергії, що виділилась або поглинулась у результаті утворення нових зв'язків, компенсує енерговитрати на розрив старих зв'язків і розсіюється або поглинається у вигляді тепла і/або світла (тобто відбувається перетворення одного виду енергії в інший).

Так, якщо у реакцію $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ вступило 56 г заліза і 32 г сірки, то утворилось 88 г ферум (II) сульфїду FeS.

Відкриття цього закону мало велике значення для складання рівнянь хімічних реакцій і розрахунків за ними.

2. Закон сталості складу.

Вперше сформулював **Ж. Пруст** (1799 – 1806) на основі

експериментальних даних. У сучасному формулюванні звучить так: **будь-яка речовина молекулярної будови незалежно від способу одержання має сталий якісний і кількісний склад.**

Проілюструємо це простим прикладом: **карбон (IV) оксид** CO_2 (вуглекислий газ) можна одержати кількома способами:

- 1) спалюванням вугілля в кисні: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$;
- 2) випалюванням вапняку: $\text{CaCO}_3 = \text{CO}_2 + \text{CaO}$;
- 3) дією кислот на карбонати: $\text{HCl} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) спалюванням органічних речовин: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 5) спалюванням карбон (II) оксиду: $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$.

Проте, **незалежно від способу добування у складі** вуглекислого газу буде **36,6% Карбону** та **63,4% Оксигену**.

З розвитком хімії з'ясувалось, що деякі речовини не підлягають закону сталості складу і залежно від способу одержання можуть мати різний кількісний (але не якісний!) склад. Речовини сталого складу назвали дальтонідами (на честь англ. Дж. Дальтона), а змінного – бертолідами (на честь фр. К. Бертолле, який передбачив існування таких сполук).

Дальтоніди мають молекулярну структуру, їх склад виражають простими формулами з цілочисельними індексами: H_2SO_4 , HCl , CO_2 , PCl_5 , CH_4 тощо.

Більшість **бертолідів** – речовини кристалічної структури, їх склад описують формулами із дробовими змінними індексами. Так, у титан (IV) оксиді TiO_2 , залежно від умов одержання, на одиницю маси Титану може припадати від 0,65 до 0,67 одиниць маси Оксигену, що відповідає формулі $\text{TiO}_{1,9-2,0}$, де індекси вказують межі, у яких змінюється вміст елемента (у

нашому випадку Оксигену). Сполуки змінного складу мають не молекулярну, а атомну структуру, і тому їх формула вказує межі складу речовини, а не склад молекули.

3. Закон еквівалентів

Із закону сталості складу випливає, що **речовини взаємодіють між собою і утворюють продукти у певних, чітко визначених (еквівалентних) кількостях.** Це – формулювання **закону еквівалентів**. Вперше це положення сформулював **І. Ріхтер** (1762 – 1807).

Еквівалент речовини – умовна її частина, що в даній реакції сполучається з одним атомом Гідрогену, або заміщує його. Так, у реакції

$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + CO_2 + H_2O$, на одну молекулу Na_2CO_3 відповідає два атоми Гідрогену. Тобто, одному атому Гідрогену еквівалентна одна умовна частина, яка рівна $\frac{1}{2}$ молекули Na_2CO_3 . Це і є еквівалентом Na_2CO_3 у цій реакції. Число $\frac{1}{2}$ називають **фактором еквівалентності** і позначають символом f_e .

Молярна маса еквівалента (еквівалентна маса) або **еквівалент E** рівна добутку молярної маси речовини (частинки) на її фактор еквівалентності: $E = f_e(X) \cdot M_r(X)$

У нашому випадку $f_e(Na_2CO_3) = \frac{1}{2}$, або $E = \frac{1}{2} \cdot M_m$ (Молекулярна маса солі).

Для визначення фактора еквівалентності деяких речовин існують прості формули.

1) Фактор еквівалентності **кислоти**, загальної формули HX , рівний величині, оберненій кількості атомів **Гідрогену**, що беруть участь у даній реакції: $f_e(HX) = 1/n(H)$.

У реакції $H_2SO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + H_2O$ $f_e (H_2SO_4) = 1/2$, або $E = 1/2 \cdot M_m$ (Молекулярна маса сульфатної кислоти), а в реакції $H_2SO_4 + KOH = KHSO_4 + H_2O$, $f_e (H_2SO_4) = 1$, або $E = 1 \cdot M_m$ (Молярна маса сульфатної кислоти).

2) Фактор еквівалентності **основи**, загальної формули XOH , рівний величині, оберненій кількості OH -груп, що беруть участь у даній реакції:
 $f_e (XOH) = 1/n(OH)$ або $E = 1/n(OH) \cdot M_m$ (Молярна маса основи).

Так, у реакції $Al(OH)_3 + HCl = Al(OH)_2Cl + H_2O$,
 $f_e (Al(OH)_3) = 1$; або $E = 1 \cdot M_m (Al(OH)_3)$ у реакції
 $Al(OH)_3 + 2HCl = Al(OH)Cl_2 + 2H_2O$, $f_e (Al(OH)_3) = 1/2$;
 або $E = 1/2 \cdot M_m (Al(OH)_3)$ а в реакції $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$, $f_e (Al(OH)_3) = 1/3$, або $E = 1/3 \cdot M_m$.

3) Фактор еквівалентності **солі**, загальної формули $K_tA_nA_m$ рівний величині, оберненій добутку валентностей катіона та аніона, що утворюють дану сіль: $f_e (K_tA_nA_m) = 1/n \cdot m$, для солі Алюміній сульфату $Al_2(SO_4)_3$ фактор еквівалентності $f_e = 1/(2 \cdot 3) = 1/6$, або $E = 1/6 M_m$ солі.

Таким способом можна визначити фактор еквівалентності **оксидів** загальної формули X_2O_n .

4) Фактор еквівалентності речовин в **окисно-відновних реакціях** рівний числу, оберненому кількості електронів, які віддала або прийняла молекула відновника чи окисника відповідно.

Закон еквівалентів застосовують в аналітичній хімії для розрахунків кількісних відношень реагентів при титруванні.

4. Закон кратних відношень

Найменшою хімічно неподільною частиною речовини є атом. Очевидно, що яким би не був складним процес хімічної взаємодії двох простих речовин, у реакцію може вступити лише ціле число атомів. Звідси випливає, що **коли два елементи утворюють між собою кілька сполук, то маса одного елемента, що сполучається з певною масою іншого, відносяться між собою як невеликі цілі числа.** Це – **закон кратних відношень**, відкритий англ.

Дж. Дальтоном (1802 – 1808).

Відомо, що залізо і сірка утворюють сполуки складу FeS та FeS₂, відповідно до схем: $Fe + S = FeS$



У першу реакцію вступають 56 г заліза та 32 г сірки, маси їх відносяться як 7 : 4 (56/8 = 7; 32/8 = 4).

У другу реакцію вступають 56 г заліза і 64 г сірки і їх маси відносяться як 7 : 8 (56/8 = 7; 64/8 = 8).

Закон кратних відношень справедливий лише для молекулярних сполук сталого складу (дальтоніків).

5) Закон об'ємних відношень

Важливою характеристикою будь-якої твердої речовини є маса. Однак у хімії дуже часто доводиться мати справу з газами, для яких простіше визначати об'єм.

Ж. Гей-Люссак вивчаючи взаємодію речовин у газовій фазі (1808 – 1810, Франція) виявив, що **при сталій температурі і тиску об'єми газів, що вступають у реакцію і об'єми утворених продуктів відносяться між собою як невеликі цілі числа.**

Ця закономірність дістала назву **закону об'ємних відношень**.

У реакції $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} = 2HCl_{(g)}$ об'єми реагентів та продукту відносяться як стехіометричні коефіцієнти у рівнянні реакції:

б) Закон Авогадро та наслідки з нього

У часи встановлення закону об'ємних відношень вважалось, що молекули усіх газів одноатомні (Дж. Дальтон), а тому неможливо було пояснити чому з одного об'єму (літра) *водню* і одного об'єму (літра) *хлору* утворюється два об'єми (літри) *хлороводню* (згідно тодішніх уявлень повинен був утворитись 1 об'єм хлороводню). Для вирішення цього питання **А. Авогадро** (Італія) у 1811 р. припустив, що молекули простих газоподібних речовин двоатомні. Він же сформулював гіпотезу: **в однакових об'ємах газів за однакових умов міститься однакова кількість молекул**. З часом цю гіпотезу назвали **законом Авогадро**.

Закон Авогадро легко пояснити, виходячи з того, що у газах міжмолекулярні відстані набагато більші від розмірів молекул, тому розміри молекул на об'єм газу не чинять відчутного впливу, і при однакових температурах і тиску міжмолекулярні відстані приблизно однакові.

Справедливим є і зворотне твердження – **однакова кількість молекул будь-якого газу за однакових умов займає однаковий об'єм**. А оскільки

1 моль речовини у будь-якому агрегатному стані містить однакову кількість молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$), то один моль будь-якого газу за однакових умов займе однаковий об'єм, який називають **молярним об'ємом V_m** . Числове значення його можна розрахувати, знаючи масу одного літра газу (його густину) при нормальних умовах:

$$V_m = M/\rho = V/\nu$$

Експериментально встановлено, що для усіх газів за н.у. $V_m = 22,4$ л/моль.

Основні поняття хімії.

Основними поняттями хімії є *«атом»*, *«молекула»*, *«прості та складні речовини»*, *«атомна та молекулярна маса»*, *«моль та молярний об'єм»*, *«валентність елементу 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:

- різним числом атомів у молекулі (кисень O_2 і озон O_3) або
- 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}C . Одна дванадцята маси атома ізотопу вуглецю ^{12}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 $19,93 \cdot 10^{-27}$ кг – абсолютна маса атома вуглецю ^{12}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}C . В практичних розрахунках молекулярна маса дорівнює сумі атомних мас елементів, що входять до складу молекули.

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

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

Моль – це кількість речовини, що містить стільки структурних одиниць (молекул, атомів, іонів, електронів тощо), скільки атомів є в 0,012 кг ізотопу вуглецю ^{12}C . (старе формулювання). **Моль** — це кількість речовини, яка містить $6,02 \cdot 10^{23}$ частинок, з яких складається ця речовина. Якщо речовина складається з атомів (наприклад, цинк, алюміній та інші), то один моль цієї речовини — це $6,02 \cdot 10^{23}$ її атомів. Якщо речовина складається з молекул (наприклад, кисень, вода та інші), то один моль цієї речовини — це $6,02 \cdot 10^{23}$ її молекул. Це число називається **сталю Авогадро** (позначається N_A , має розмірність **1/моль**) і показує число структурних одиниць у молі будь-якої речовини.

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

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

Молярна маса – фізична величина, що дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини, яка їй відповідає. Її позначають літерою M (або M_m) з розмірністю кг/моль або г/моль :

$$M = m / \nu,$$

де m – маса речовини, ν – 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 (n , моль) та молярною масою (M , г/моль) існує просте співвідношення: $m = n \cdot M$.

Класи неорганічних сполук.

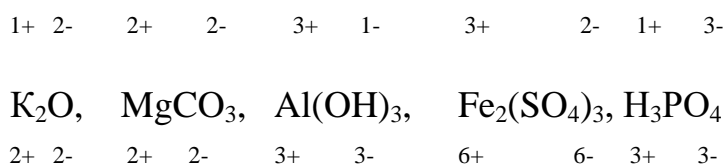


Тема «Класи неорганічних сполук» є однією з важливих тем шкільного курсу хімії. Знання основних властивостей таких неорганічних речовин як **оксиди, основи, амфотерні гідроксиди, кислоти і солі** є тим фундаментом, на якому базується вивчення властивостей хімічних елементів і їх сполук. Проте, як показує досвід, даній темі не приділяється належної уваги в середній школі і студенти I курсу погано володіють цим матеріалом.

Усі неорганічні речовини за складом поділяються на прості та складні. Серед простих речовин розрізняють метали і неметали. Складні речовини поділяють на класи сполук.

Властивості хімічних сполук визначаються їх складом, який відображують хімічні формули. Основний принцип складання формули молекули - це підбір таких співвідношень атомів чи груп атомів, що забезпечують електронейтральність молекули, тобто кількість позитивних і негативних зарядів має бути однаковою, а їх сума дорівнювати нулю. Основний принцип складання формули молекули - це підбір таких співвідношень атомів чи груп атомів, що забезпечують електронейтральність молекули, тобто кількість позитивних і негативних зарядів має бути однаковою, а їх сума дорівнювати нулю.

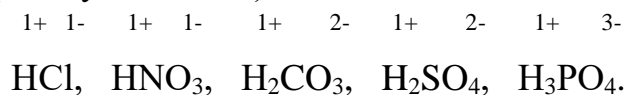
Наприклад:



Під час складання формул враховують, що:

- метали утворюють тільки позитивно заряджені йони;
- ступінь окиснення Гідрогену в більшості сполук 1+ (у гідрідах металів

- Гідроген має ступінь окиснення 1-);
- *Оксиген* у сполуках, як правило, має ступінь окиснення 2- (у пероксидах ступінь окиснення Оксигену 1- – H_2O_2 , Na_2O_2 , у фториді OF_2 – 2+);
 - гідроксильна група – OH^- – має сумарний заряд 1-;
 - кислотні залишки мають заряд, який дорівнює основності кислоти (кількості атомів Гідрогену в кислоті):



Неорганічні сполуки поділяються на декілька класів за подібністю властивостей та хімічної будови. Цей поділ заснований на подібності хімічних властивостей. **Найважливішими класами** неорганічних сполук є **оксиди, кислоти, основи та солі.**

Оксиди

Оксидами називаються складні речовини, до яких входять два елементи, одним з яких є Оксиген зі ступенем окиснення – 2. Майже всі хімічні елементи утворюють оксиди; поки що не добуто оксиди інертних газів – гелію, неону, аргону.

В оксидах атоми Оксигену сполучаються з атомами інших елементів і не зв'язані між собою. Тому до оксидів не відносять пероксид водню H_2O_2 (графічна формула H-O-O-H) та пероксиди металів. Останні належать до класу солей, пероксид водню виявляє слабкі кислотні властивості.

Назви оксидів. Згідно з міжнародною номенклатурою назви оксидів утворюються з латинського кореня назви елемента – O (з більшою відносною електронегативністю) із закінченням *-ид* та української назви елемента з меншою відносною електронегативністю у називному відмінку. Назву елемента пишуть на першому місці. Якщо ж елемент утворює кілька оксидів, то в їх назвах зазначається ступінь окиснення елемента римською цифрою в дужках відразу після назви. Наприклад, H_2O – гідроген оксид (вода), N_2O_3 – Нітроген (III) оксид, FeO – Ферум (II) оксид, MnO_2 – Манган (IV) оксид.

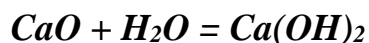
Класифікація оксидів. Усі оксиди поділяються на *солетвірні* та *несолетвірні*. Солетвірні оксиди можуть реагувати або з кислотами, або з основами (деякі), утворюючи солі. Несолетвірні оксиди в такі реакції при звичайних умовах не вступають. До несолетвірних оксидів відносяться N_2O , NO , CO , SiO .

Солетвірних оксидів надзвичайно багато. За властивостями їх поділяють на основні, кислотні та амфотерні.

Оксиди	/	основні	→	K_2O, BaO, CaO, MgO, FeO ін.
	\	амфотерні	→	$BeO, Al_2O_3, ZnO, PbO, Cr_2O_3$ ін.
		кислотні	→	$CO_2, SO_3, N_2O_3, N_2O_5, P_2O_5$ ін.

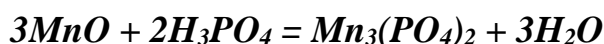
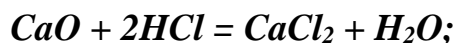
Хімічні властивості основних оксидів

- Оксиди лужних і лужноземельних металів взаємодіють з водою.** Це реакції *сполучення*, а їх продуктами є розчинні у воді основи (луги):



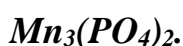
Формула основи складається з атома металічного елемента та гідроксильних груп - OH, кількість яких дорівнює значенню валентності елемента. Гідроксильна група є одновалентною: Оксиген одну “одиницю” валентності використовує на зв’язок з Гідрогеном, а другу – на зв’язок з металічним елементом: М-О-Н. Група OH⁻ має заряд «мінус» (ступінь окиснення Оксигену -2, Гідрогену +1, їх сума -2+1=-1). Зверніть увагу: якщо мова йде про заряд, то спочатку записують його числове значення (індекс 1 не вказують), а потім – знаки зарядів. При запису ступеня окиснення спочатку вказують знак «+» або «-», а потім число.

- Основні оксиди взаємодіють з кислотами з утворенням солі і води за реакцією нейтралізації:**

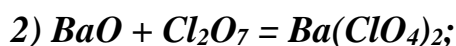


Отже, *основний оксид + кислота = сіль + вода*

На прикладі останньої реакції розглянемо, як складається формула солі. Манган в оксиді MnO є двовалентним, залишок PO_4^{3-} є тривалентним (**він зв'язаний з трьома одновалентними атомами Гідрогену**). Вкажемо над металом та кислотним залишком значення валентності: $\text{Mn}^{\text{II}}\text{PO}_4^{\text{III}}$. Найменше спільне кратне чисел 2 і 3 є число 6. Розділивши його на значення валентності Mn (2) та кислотного залишку PO_4 (3), дістанемо індекси у формулі:



3. **Основні оксиди взаємодіють з кислотними та амфотерними оксидами з утворенням солей за реакцією сполучення:**



калій метафосфат*

калій ортофосфат*



натрій метахроміт*

натрій ортохроміт*

*Якщо елемент з одним і тим самим ступенем окиснення утворює кілька оксигеновмісних кислот, то для назви кислоти з меншим вмістом кисневих атомів додають префікс *мета-*, при більшому їх числі - *орто-*.

Розглянемо, як складаються формули солей для даного типу реакцій. Насамперед, треба визначити яка кислота (чи кислоти) відповідає оксиду з кислотними властивостями. Розглянемо перше рівняння. Карбон (IV) оксид CO_2 є ангідридом карбонатної H_2CO_3 кислоти, кислотний залишок цієї кислоти CO_3^{2-} , він двовалентний (молекула кислоти втратила два одновалентні атоми Гідрогену). Відповідно заряд цього залишку 2-. Це значення можна одержати, склавши ступені окиснення атомів Карбону та Оксигену: $+4 + (-2) \cdot 3 = -2$. Кальцій має ступінь окиснення +2, отже формула солі – CaCO_3 .

Формулу кислоти, яка відповідає оксиду, можна також вивести, записавши всі атоми наявних у формулах оксиду та води елементів разом, причому за порядком, прийнятим для кислоти (першим атом Н, останнім О):
 $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$.

Інколи одержану формулу спрощують. Розглянемо друге рівняння:



Оксиду Cl_2O_7 відповідає кислота $HClO_4$, кислотний залишок ClO_4^- одновалентний (заряд 1-). Формула солі з Барієм, у якого ступінь окиснення +2, $Ba(ClO_4)_2$.

Деяким кислотним оксидам відповідають кілька кислот. Цей випадок розглянуто в третьому рівнянні:



метафосфатна кислота



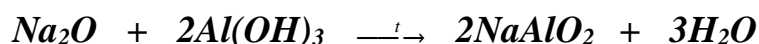
ортофосфатна кислота

Відповідні формули солей з кислотним залишком PO_3^- (одновалентний, заряд 1-) та PO_4^{3-} (тривалентний, заряд 3-) будуть KPO_3 і K_3PO_4 .

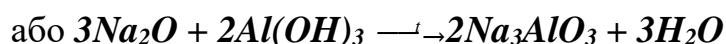
В четвертому із запропонованих рівнянь амфотерний оксид Cr_2O_3 проявляє кислотні властивості. Цей оксид не взаємодіє з водою, проте запропонованим вище прийомом, додавши молекулу води, дістанемо формулу $H_2Cr_2O_4$ або $HCrO_2$ (кислотний залишок CrO_2^- , формула солі $NaCrO_2$). Але Хром може входити до складу іншого кислотного залишку, з трьома атомами Оксигену (згадаємо амфотерний гідроксид $Cr(OH)_3$, який можна представити як кислоту H_3CrO_3). Валентність кислотного залишку CrO_3^{3-} дорівнює трьом (заряд 3-), формула солі Na_3CrO_3 .

Амфотерному оксиду Al_2O_3 також відповідають дві кислотні форми: $HAIO_2$ і H_3AlO_3 .

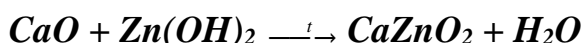
4. Оксиди лужних і лужноземельних металів під час сплавлення взаємодіють з амфотерними гідроксидами з утворенням солі і води:



натрій метаалюмінат



натрій ортоалюмінат



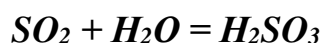
кальцій цинкат

Кислотні оксиди

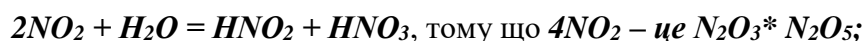
Кислотними називаються **оксиди**, яким відповідають *кислоти*. Тому кислотні оксиди ще називають *ангідридами кислот*. До них належать оксиди неметалів, а також металів з вищим ступенем окиснення: Cl_2O , Cl_2O_7 , SO_2 , SO_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , CO_2 , SiO_2 , B_2O_3 , CrO_3 , Mn_2O_7 . Типом хімічного зв'язку кислотних оксидів, що містять неметали, є ковалентний полярний. Різні кислотні оксиди за звичайних умов мають неоднаковий агрегатний стан. Є тверді речовини (P_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7), рідини (N_2O_3 , SO_3) і газоподібні (CO_2 , SO_2).

Хімічні властивості кислотних оксидів

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



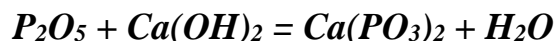
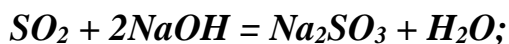
Деякі кислотні оксиди (так звані змішані) утворюють з водою дві кислоти:



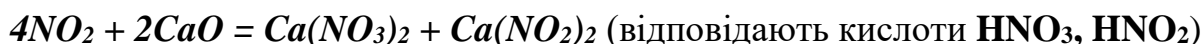
Деякі кислотні оксиди не взаємодіють з водою, наприклад, SiO_2 .

Оксидам B_2O_3 , P_2O_3 , P_2O_5 , As_2O_3 , SiO_2 відповідають *мета-* і *ортокислоти*: HBO_2 і H_3BO_3 ; HPO_2 і H_3PO_4 ; HPO_3 і H_3PO_4 ; H_2SiO_3 і H_4SiO_4 ; HAsO_2 і H_3AsO_3 .

2. Кислотні оксиди взаємодіють з лугами. Внаслідок цього утворюється сіль і вода:



3. Кислотні оксиди взаємодіють з основними та амфотерними оксидами з утворенням солей:



Амфотерні оксиди

Амфотерними називаються **оксиди**, які в залежності від умов виявляють властивості основних і кислотних оксидів.

До амфотерних належать оксиди деяких металів головних підгруп (*BeO, Al₂O₃, SnO, PbO*), а також оксиди багатьох металів побічних підгруп (*CuO, ZnO, MnO₂, Cr₂O₃, Fe₂O₃*). Тип їх хімічного зв'язку – іонноковалентний. Всі амфотерні оксиди є твердими речовинами.

Хімічні властивості амфотерних оксидів

1. **Амфотерні оксиди з водою не взаємодіють.**

Їх гідроксиди одержують непрямим (обхідним) шляхом.

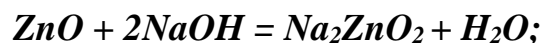
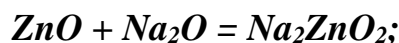
2. **Амфотерні оксиди, як і основи, взаємодіють з кислотами з утворенням солей:**



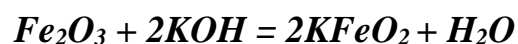
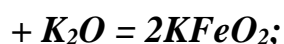
В цих реакціях ZnO і Al₂O₃ проявляють **основні властивості**.

3. **Амфотерні оксиди, як і кислотні, взаємодіють з основними оксидами та лугами.**

Ці реакції відбуваються при сплавленні:

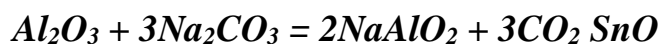


ZnO проявляє тут кислотні властивості, відповідає кислота **H₂ZnO₂**. **Fe₂O₃**



Fe₂O₃ проявляє кислотні властивості, відповідає кислота **HFeO₂**

4. Амфотерні оксиди під час сплавлення з деякими солями лужних металів (наприклад, содою) утворюють солі:



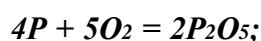
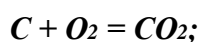
Як уже відмічалось, амфотерні оксиди **Al₂O₃** і **Cr₂O₃**, проявляючи кислотні властивості, можуть утворювати солі *мета-* і *орто-*кислот, наприклад, **NaAlO₂**, **Na₃AlO₃**, **KCrO₂**, **K₃CrO₃**.

Добування оксидів

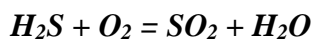
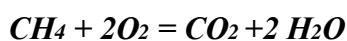
Способи добування оксидів різноманітні. Основними є три способи.

1. Безпосереднє сполучення речовини з киснем (за різних умов).

Наприклад:

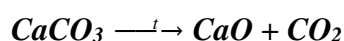


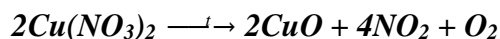
речовин:



3. Розклад під час нагрівання оксигеновмісних сполук: гідроксидів, кислот, карбонатів, нітратів та ін.

Наприклад:





Основи

Основами називаються гідрати основних оксидів. Наприклад, NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{La}(\text{OH})_3$ є основами. Слід згадати, що OH^- - це гідроксидіон, заряд його дорівнює -1 . Число гідроксид-іонів в основі визначається ступенем окиснення металу.

Назви основ. Згідно з міжнародною номенклатурою назви основ складаються із назви металу і слова *гідроксид*. Наприклад, NaOH – натрій гідроксид, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – кальцій гідроксид. Якщо елемент утворює кілька основ, то в назві зазначається ступінь його окиснення римською цифрою в дужках:

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – ферум (II) гідроксид, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – ферум (III) гідроксид.

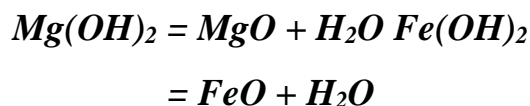
Крім цих назв, для деяких найважливіших основ застосовуються й інші, переважно традиційні назви. Наприклад, NaOH називають їдким натром, KOH – їдким калі, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гашеним вапном.

Кислотність основи. Число гідроксогруп, зв'язаних з атомом металу визначає кислотність основи. Наприклад, NaOH , KOH , LiOH – однокислотні, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – двокислотні, $\text{Bi}(\text{OH})_3$; $\text{La}(\text{OH})_3$ – трикислотні.

Багатокислотні основи (дві і більше гідроксогруп) можуть утворювати **основні солі**.

Основи є твердими речовинами, за виключенням амоній гідроксиду. За розчинністю у воді вони **поділяються на дві групи: розчинні (луги) та нерозчинні**.

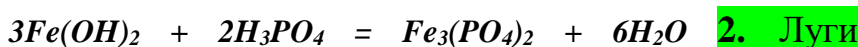
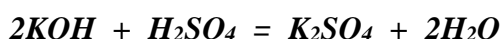
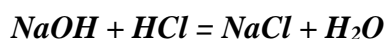
Лугами є гідроксиди лужних та лужноземельних металів. Луги NaOH і KOH дуже стійкі до нагрівання. Наприклад, NaOH кипить за температури 1400°C без розкладу. Однак, більшість основ під час нагрівання розкладаються. Наприклад,



Хімічні властивості основ

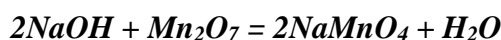
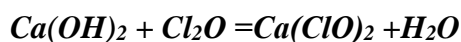
Найважливіші хімічні властивості основ зумовлені їх відношенням до кислот, кислотних оксидів, кислих, основних і середніх солей.

1. Взаємодія основ з кислотами приводить до утворення солі і води (*реакція нейтралізації*):

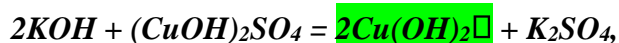
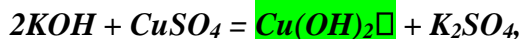


2. Луги

взаємодіють з кислотними оксидами:



3. Луги взаємодіють з розчинами різних солей з утворенням *нерозчинних основ*:



або *нерозчинних солей*

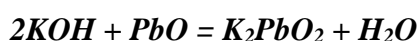


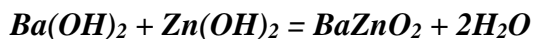
Перші дві реакції є *реакціями обміну*, остання – *реакція нейтралізації*.

Зазначимо, що *реакція обміну* відбувається, якщо:

- 1) хоча б один з її продуктів є легкою сполукою (газом);
- 2) хоча б один із продуктів реакції є малорозчинним у воді й осаджується із розчину;
- 3) хоча б один з продуктів реакції, що здійснюється у водному розчині є більш слабким електролітом, ніж речовини, які вступають в реакцію.

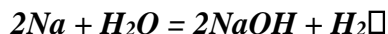
4. Луги взаємодіють з амфотерними оксидами та амфотерними гідроксидами:





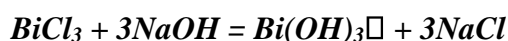
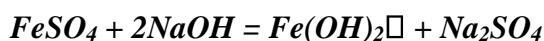
Добування основ

1. **Луги** добувають під час взаємодії металів або їх оксидів з водою:



Промисловий спосіб одержання лугів – електроліз водних розчинів відповідних солей : $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{KOH}$

2. **Малорозчинні у воді основи** добувають непрямим шляхом, а саме: **дією лугів на водні розчини відповідних солей**:



Амфотерні гідроксиди

Амфотерні гідроксиди – це гідрати амфотерних оксидів. До амфотерних гідроксидів належать гідроксиди деяких металів головних підгруп (Берилію, Алюмінію, Стануму, Плюмбуму), а також багатьох металів побічних підгруп: $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Амфотерні гідроксиди мають таку ж номенклатуру, як основи. Вони є тверді речовини, **малорозчинні у воді**. Амфотерні гідроксиди здатні реагувати з речовинами як основної, так і кислотної природи з утворенням солей.

Хімічні властивості амфотерних гідроксидів

1. **Під дією кислот амфотерні гідроксиди проявляють основні властивості**; при еквівалентних співвідношеннях утворюються середні солі:



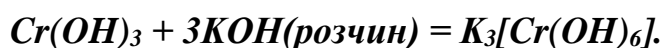
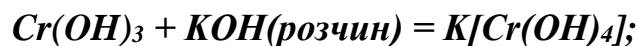
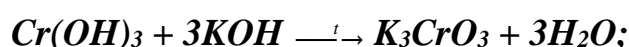
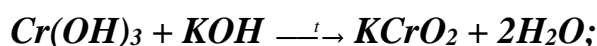
2. **Під дією сильних основ-(лугів) амфотерні гідроксиди виявляють кислотні властивості**:



Склад продуктів реакції амфотерних гідроксидів із лугами залежить від умов проведення реакції. Так, наведена реакція відбувається при нагріванні (сплавленні) суміші твердих речовин. Під час взаємодії Zn(OH)_2 із водним розчином Ba(OH)_2 утворюється координаційна сполука, гідроксоцинкат, що містить у кислотному залишку гідроксильні групи замість атомів Оксигену. Формулу цієї солі складаємо шляхом заміни кожного атома Оксигену (двовалентного) в залишку ZnO_2^{2-} кислоти H_2ZnO_2 ($\text{Zn(OH)}_2 \leftrightarrow \text{H}_2\text{ZnO}_2$) на дві гідроксильні групи (одновалентні) $\text{O}^{2-} \rightarrow 2\text{OH}^-$ та дістанемо залишок $[\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$ і формулу солі $\text{Ba}[\text{Zn(OH)}_4]$:



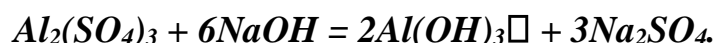
В залежності від умов проведення реакції між гідроксидом хрому (III) та лугом можна одержати чотири різні продукти:



Добування амфотерних гідроксидів

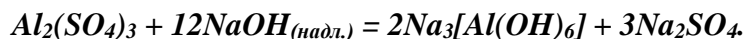
Амфотерні гідроксиди одержують, як і нерозчинні у воді основи, під час взаємодії солей з лугами.

Щоб запобігти розчиненню гідроксидів у надлишку лугів, необхідно дотримуватись молярних співвідношень. Наведемо приклади: $\text{Zn(NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Zn(OH)}_2\downarrow + \text{KNO}_3$



При дії надлишку лугу одержані амфотерні гідроксиди розчиняються з утворенням розчинних солей або у вигляді гідроксокомплексів:





Кислоти

Кислотами називають сполуки, до складу яких входять атоми Гідрогену, які сполучені з кислотним залишком.

Кислоти класифікують за різними ознаками (наявність Оксигену у складі, основністю, силою кислоти, окисними властивостями). За наявністю Оксигену розрізняють оксигеновмісні та безоксигенові кислоти.

Назви кислот. Назви оксигеновмісних кислот утворюються з назви неметалу додаванням у дужках ступеня окиснення

Назви безоксигенових кислот утворюються від назви неметалу та суфіксу –ид, або –ід: *HCl* – хлоридна, *H₂S* –сульфідна, тощо. Для деяких кислот використовують традиційні назви: *HCl*- соляна, *HF*- плавикова, *H₂CO₃* – вугільна тощо.

<i>HCl⁺¹O</i> – хлоратна (I) кислота (гіпохлоритна)	<i>HN⁺³O₂</i> – нітритна кислота (нітратна (III) кислота)
<i>HCl⁺³O₂</i> – хлоратна (III) кислота (хлоритна)	<i>HN⁺⁵O₃</i> – нітратна кислота (нітратна (V) кислота)
<i>HCl⁺⁵O₃</i> – хлоратна (V) кислота (хлоратна)	<i>H₂S⁺⁴O₃</i> – сульфідна кислота (сульфатна (IV) кислота)
<i>HCl⁺⁷O₄</i> – хлоратна (VII) кислота (перхлоратна)	<i>H₂S⁺⁶O₄</i> – сульфатна кислота (сульфатна (VI) кислота)
<i>H₂C⁺⁴O₃</i> – карбонатна кислота	<i>H₃As⁺⁵O₄</i> – арсенатна кислота (тригідрогенарсенатна (V) кислота)
<i>HB⁺³O₂</i> – метаборатна кислота (гідрогенборатна кислота)	<i>HMn⁺⁷O₄</i> – манганатна (VII) кислота

$H_3B^{+3}O_3$ – ортоборатна кислота (тригідрогенборатна кислота)	$HP^{+5}O_3$ – метафосфатна кислота (гідрогенфосфатна кислота)
H_2SiO_3 – метасилікатна кислота	$H_3P^{+5}O_4$ – ортофосфатна кислота (тригідрогенфосфатна (V) кислота)
$H_4Si^{+4}O_4$ – ортосилікатна кислота (тетрогідрогенсилікатна кислота)	

Основність кислот. Число атомів Гідрогену кислоти, здатних заміщуватися атомами металу з утворенням солі, визначає **основність** кислоти.

Так HCl , HNO_3 – одноосновні кислоти, H_2S , H_2SO_4 – двоосновні, H_3PO_4 – триосновна. Багатоосновні кислоти можуть утворювати кислі солі (їх кількість на одну менша від числа атомів Гідрогену).

Кислотні залишки. Негативні іони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох атомів Гідрогену, називаються **кислотними залишками (аніонами)**.

Одноосновні кислоти утворюють тільки однозарядні кислотні залишки (Cl^- , F^- , NO_3^-), а багатоосновні – кілька. Так відщепленням катіонів H^+ від молекули H_2SO_4 дістанемо залишки HSO_4^- і SO_4^{2-} ; ортофосфатна кислота H_3PO_4 утворює три кислотні залишки: PO_4^{3-} і два кислих залишки HPO_4^{2-} і $H_2PO_4^-$.

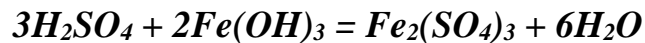
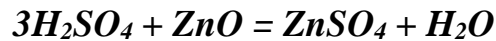
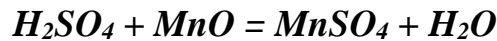
Хімічні властивості кислот

1. Кислоти взаємодіють з металами.

Наприклад,
$$2HCl + Fe = FeCl_2 + H_2$$

При цьому атоми металів окиснюються, а катіони гідрогену відновлюються. Метали, розміщені в ряду стандартних електродних потенціалів праворуч від водню, з кислот його не витісняють. Не виділяється водень і при взаємодії металів із нітратною – HNO_3 та концентрованою сульфатною кислотами – H_2SO_4 .

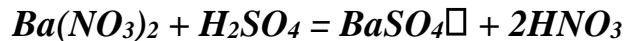
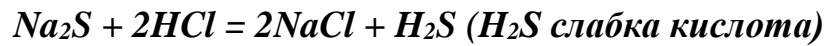
2. Кислоти взаємодіють з основними і амфотерними оксидами та основами, амфотерними гідроксидами:



У даних реакціях можуть утворюватись і інші солі (кислі чи основні).

3. Кислоти взаємодіють з солями.

Приклади реакцій:



або $(Zn(OH)_2 \downarrow)$

Якщо в останньому випадку взяти надлишок HNO_3 , то одержаний осад амфотерного гідроксиду буде розчиняється – відбувається реакція нейтралізації.



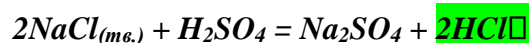
Ці реакції можуть відбуватись як у водному розчині, так і за відсутності води.

Реакція між сіллю і кислотою можлива, якщо:

- 1) кислота-продукт слабкіша за вихідну кислоту реагент або є нестійкою; 2) сіль-продукт менш розчинна у воді сполука, ніж вихідна сіль реагент.

Якщо на сіль у твердому стані подіяти кислотою, то реакція буде відбуватись, якщо кислота-продукт є леткою або розкладається.

Реакція між натрій хлоридом і сульфатною кислотою можлива тільки тоді, коли сіль у твердому стані:

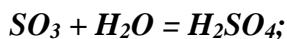


У водному розчині газ гідрогенхлорид не буде виділятися, бо має високу розчинність у воді (утворена кислота також сильна кислота).

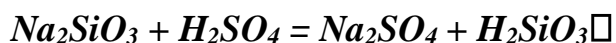
Добування кислот

1. Більшість оксигеновмісних кислот добувають під час взаємодії оксидів неметалів з водою.

Наприклад,



2. Якщо кислотні оксиди не взаємодіють з водою, то відповідні їм кислоти добувають непрямим шляхом, а саме: дією іншої кислоти на відповідну сіль:



3. Безоксигенні кислоти добувають розчиненням у воді відповідних газоподібних водневих сполук неметалів (HF, HCl, HBr, HI, H₂S).

Солі

Солі – це продукти заміщення Гідрогену кислоти металом або продукти обміну гідроксильної групи у гідроксидів металів на кислотні залишки кислот. Залежно від складу розрізняють такі типи солей: середні, кислі, основні, подвійні і комплексні.

Середні солі

Середні солі – це продукт повного заміщення Гідрогену кислоти металом або повного обміну гідроксогруп основи на кислотні залишки.

Переважає більшість солей, які зустрічались в шкільному курсі хімії, відносяться до середніх. Наведемо приклади: *NaCl*, *K₂S*, *Na₂CO₃*, *Ca(NO₃)₂*, *Al₂(SO₄)₃* та ін.

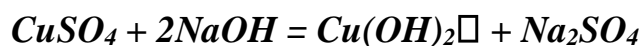
Назви солей. Вони складаються з двох слів: назви катіона в називному відмінку і назви аніона. Число аніонів і катіонів, як правило, не зазначається. Але якщо один і той самий метал виявляє різні ступені окиснення, то його валентність зазначають у дужках римською цифрою. Наприклад, NaCl – натрій хлорид, Ca(NO₃)₂ – кальцій нітрат, FeSO₄ – ферум(II) сульфат, Fe₂(SO₄)₃ – ферум (III) сульфат.

Майже всі солі це тверді кристалічні речовини. Вони мають різний колір і характеризуються розчинністю у воді.

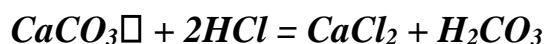
Хімічні властивості середніх солей

Для середніх солей характерні перш за все реакції обміну **1.**

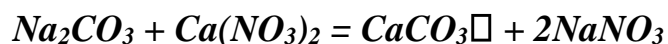
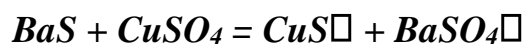
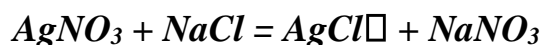
Взаємодія з лугами:



2. Взаємодія з кислотами:



3. Реакція між двома солями:



4. Солі взаємодіють з металами, якщо метал в ряду стандартних електродних потенціалів знаходиться перед металом, що утворює сіль. Наприклад, $Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu$

Добування середніх солей.

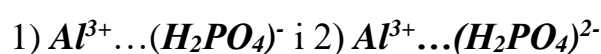
Солі добувають під час хімічної взаємодії сполук різних класів і простих речовин. У даному розділі зустрічались майже всі основні реакції, за якими одержують солі. Повторіть їх!

Кислі солі

Кислі солі – це продукти неповного заміщення атомів Гідрогену кислоти на метал, що можливе для двоосновних (H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2S тощо), трьохосновних (H_3PO_4) кислот, але неможливе для одноосновних кислот (HCl ,

HNO_3). Тому одноосновні кислоти не утворюють кислих солей. Приклади кислих солей: NaH_2PO_4 , Na_2HPO_4 , KHS , $Ca(HCO_3)_2$.

Розглянемо як складаються формули кислих солей на прикладі кислих ортофосфатів алюмінію. Як відмічалось раніше, H_3PO_4 може утворювати два “кислих” кислотних залишки: $H_2PO_4^-$ (кислотний залишок завжди має негативний заряд, так як від молекули H_3PO_4 відщеплено один катіон H^+ , заряд залишку буде 1- та HPO_4^{2-} (молекула H_3PO_4 втратила два катіони H^+ , тому заряд кислотного залишку HPO_4 буде 2-). Ступінь окиснення $Al +3$. Запишемо складові іони солі, вказавши їхні заряди:

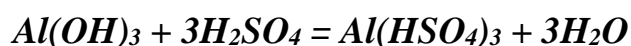
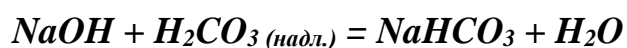
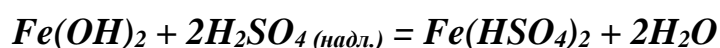


Використаємо правило електронейтральності речовини. Зробимо це так само, як і при складанні формули за валентностями елементів. Числа 3 і 1 – це заряди іонів у першій солі. Їх спільне кратне (3) розділимо на заряди та дістанемо індекси. Одержимо формулу $Al(H_2PO_4)_3$; для другої солі спільне кратне чисел 3 і 2 – дорівнює 6 – ділимо на 3 (дістанемо 2 – кількість іонів Al) і на 2 (дістанемо 3 – кількість груп HPO_4^{2-}). Одержуємо формулу $Al_2(HPO_4)_3$.

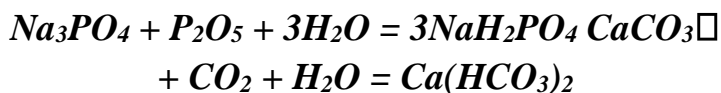
Назви кислих солей утворюються з назви катіона з додаванням назви аніона з префіксом гідроген- $Al(HPO_4)_3$ – алюміній гідроген фосфат, а якщо $Al(H_2PO_4)_3$ – алюміній дигідрогенфосфат;

Одержання та хімічні властивості кислих солей

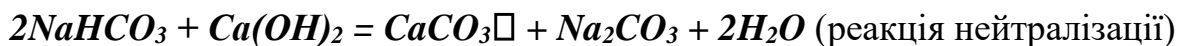
Кисла сіль може утворюватись при взаємодії багатоосновної кислоти, взятої у надлишку з основою або амфотерним гідроксидом:



Також кислу сіль можна одержати при взаємодії середньої солі багатоосновної кислоти з цією ж кислотою чи її ангідридом – кислотним оксидом (за наявністю води):



Кислі солі можуть вступати в реакції обміну та нейтралізації:



Більшість кислих солей добре розчинні у воді.

Основні солі

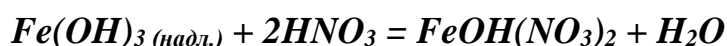
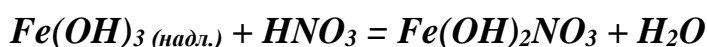
Основні солі – це продукт неповного обміну гідроксогруп основи або амфотерного гідроксиду на кислотні залишки. Основних солей не утворюють однокислотні гідроксиди: *NaOH*, *KOH* тощо. Приклади основних солей: *MgOHCl*, *(CuOH)₂SO₄*, *FeOHCl₂*, *Fe(OH)₂Cl*.

Розглянемо як складаються формули основних солей. Для прикладу складемо формули основних ферум(III) сульфатів. Залишків гідроксиду *Fe(OH)₃*, які місять гідроксогрупи, два: *Fe(OH)₂⁺* і *FeOH²⁺*. Разом з іоном *SO₄²⁻* вони входитимуть до складу основних солей: *(Fe(OH)₂)₂SO₄* і *FeOHSO₄*.

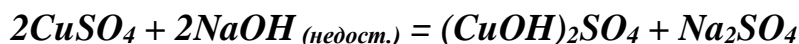
Назви основних солей утворюють, додаючи до найменування аніона відповідної середньої солі префікс *гідроксо-*: *(Fe(OH)₂)₂SO₄* – ферум(III) дигідроксосульфат, *FeOHSO₄* – ферум(III) гідроксосульфат.

Одержання та хімічні властивості основних солей

Основні солі утворюються при взаємодії основи або амфотерного гідроксиду, взятого у надлишку, з кислотою. Наприклад,

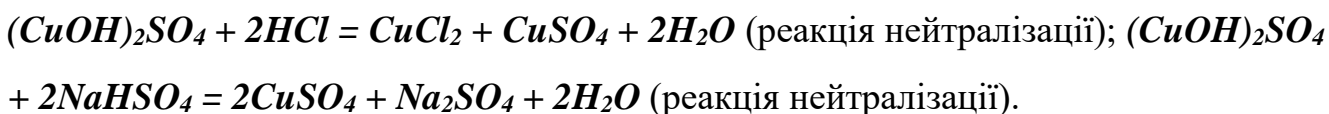


Основні солі можна одержати також при взаємодії середньої солі з недостатком лугу (реакція неповного обміну) або в результаті реакції між основою та середньою сіллю:



Властивості основних солей

Для основних солей, як і для кислих, характерні реакції обміну та нейтралізації:



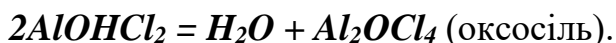
Майже всі основні солі, малорозчинні у воді.

Термічна стійкість солей

При нагріванні більшість солей розкладається. В залежності від природи солі утворюють різні продукти розкладу. Наведемо приклади: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$;



Na_2CO_3 – не розкладається; $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ не розкладається;



Подвійні та комплексні солі

Подвійні солі складаються з іонів двох різних металів і кислотного залишку.

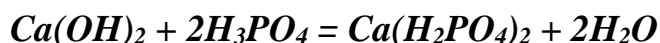
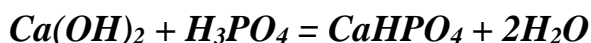
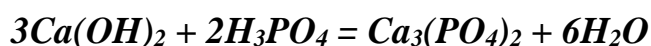
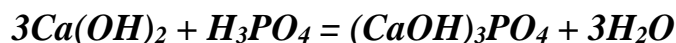
Наприклад, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$.

Комплексні солі – це такі до складу яких входять комплексні іони.

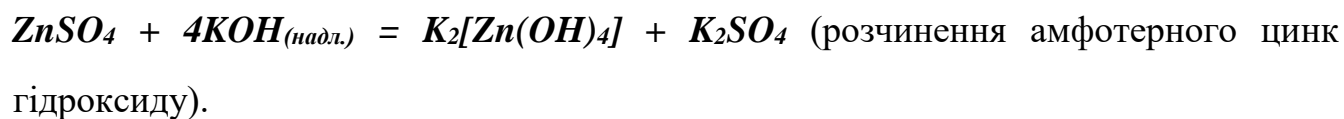
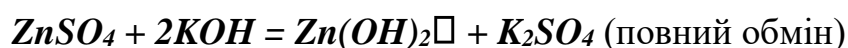
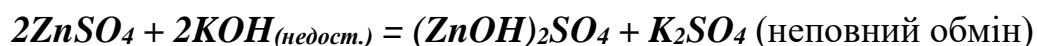
Наприклад, солі $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ – комплексні, оскільки містять комплексні іони $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

Багатоваріантні реакції.

Таким чином під час взаємодії багатокислотних основ і багатоосновних кислот залежно від молярних співвідношень можуть утворюватись середні, кислі та основні солі. Покажемо це на прикладі взаємодії кальцій гідроксиду та ортофосфатної кислоти:



Відповідно при взаємодії солі з лугом (кислотою) в залежності від відносної кількості реагентів можуть відбуватись різні реакції. Розглянемо це на прикладі взаємодії цинк сульфату з лугом:



Тому, виконуючи ту чи іншу реакцію між неорганічними речовинами, завжди слід врахувати молярні співвідношення реагентів.

Застосування неорганічних сполук

Хімія вивчає не лише речовини, їхні властивості, будову і перетворення, а й відіграє важливу роль у виробничій діяльності людини. Напевне немає такої галузі виробництва, де б не використовувались хімічні речовини.

Зазвичай застосування хімічних сполук розглядають при вивченні властивостей хімічних елементів. В даних методичних вказівках виокремлено застосування неорганічних сполук у двох важливих галузях: харчовій промисловості і сільському господарстві.

Застосування неорганічних сполук в харчовій промисловості В харчовій промисловості застосовують досить велику групу речовин, об'єднану

загальним терміном *харчові добавки*. Сюди відносять речовини природного або штучного походження, використання яких необхідно для покращення технології, збереження потрібних або надання нових властивостей, підвищення стабільності та покращення органолептичних властивостей харчових продуктів. Харчові добавки поділяють на кілька груп: речовини, які покращують зовнішній вигляд продуктів; речовини, які змінюють консистенцію; ароматизатори; підсоложуючі речовини; речовини, які підвищують термін зберігання харчових продуктів. Переважна більшість харчових добавок – це органічні речовини, проте і серед неорганічних речовин є сполуки, які займають важливе місце серед харчових добавок. Перш за все це консерванти та речовини, які регулюють колір харчових продуктів.

Одним із найбільш поширених консервантів є сульфур(IV) оксид. Застосовуються і солі сульфїтної кислоти: натрій сульфїт Na_2SO_3 і натрій гідрогенсульфїт $NaHSO_3$. Сульфур(IV) оксид добре розчиняється у воді і з водою взаємодіє, в результаті чого утворюється сульфїтна кислота H_2SO_3 . Солі сульфїтної кислоти і SO_2 пригнічують ріст плісняви, деяких бактерій. Тому їх використовують для зберігання виноматеріалів (сульфїтування вина), соків, плодовоовочевих пюре, повидла і т. д.

До неорганічних консервантів можна віднести і ортофосфатну кислоту H_3PO_4 , яка окрім того ще й надає приємний, різкуватий смак газованим напоям типу «Кока-кола», «Спрайт», «Фанта».

До речовин, які змінюють забарвлення продуктів, відносяться калій нітрит KNO_2 і калій нітрат KNO_3 . Ці солі застосовують при обробці м'яса і м'ясних продуктів для збереження червоного кольору. Міоглобін – червоний барвник – при взаємодії з нітритами утворює нітрузо-міоглобін, який має червоне забарвлення, яке не зникає при термічній обробці м'яса.

Аналогічно діє і KNO_3 , який під дією ферментів, що виділяються мікроорганізмами, переводиться в нітрит.

Калій бромат $KBrO_3$ і калій йодат KJO_3 використовують для відбілювання борошна, правда, їх застосування може призвести до руйнування вітамінів B_1 і PP .

До харчових добавок можна віднести і таку поширену неорганічну сполуку як натрій хлорид (кухонна сіль), яку використовують в дуже багатьох харчових виробництвах для надання смаку продуктам і як консервант. А випікання хлібобулочних виробів не можна уявити без таких розпушувачів тіста як натрій гідрогенкарбонат, харчова сода - $NaHCO_3$, амоній гідрогенкарбонат - NH_4HCO_3 , натрій дифосфат - $Na_4P_2O_7$. Натрій гідрогенкарбонат використовується також у виробництві безалкогольних напоїв.

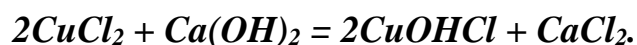


Застосування неорганічних сполук в сільському господарстві.

В сільському господарстві сформулювались важливі напрямки хімізації виробництва: 1) удобрення, хімічна меліорація і структурування ґрунтів; 2) хімічний захист рослин та тварин від шкідників і хвороб; 3) регулювання росту та продуктивності рослин і тварин; 4) консервування і антисептування кормових і харчових продуктів; 5) опріснення та очистка води; 6) переробка і утилізація відходів сільського господарства; 7) агроекологічний контроль стану ґрунтів, якості продукції рослинництва та об'єктів довкілля.

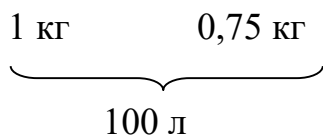
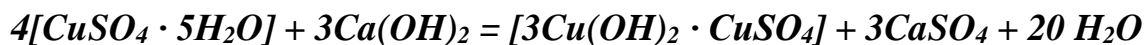
Близько 80% захворювань рослин викликають грибки. Одним із способів захисту рослин є застосування **фунгіцидів**.

До поширених фунгіцидів можна віднести: 1) купрум гідроксохлорид - $CuOHCl$ (хлорокис міді):



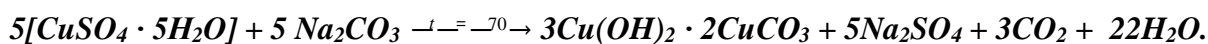
Хлорокис міді має переваги перед бордоською сумішшю тому, що не змивається дощем з рослин.

2) купрум гідроксосульфат - $(CuOH)_2SO_4$ (бордоська суміш):



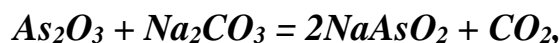
У спрощеному вигляді: $2\text{CuSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{CaSO}_4$.

3) купрум гідроксокарбонат - $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ (бургундська рідина) – використовується для захисту винограду від ураження грибками.



У спрощеному вигляді: $2\text{CuSO}_4 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} = (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2$.

4) купрум арсеніт - $\text{Cu}(\text{AsO}_2)_2$ (паризька зелень – сполуки арсену і міді):



надлишок соди нейтралізують ацетатною (оцтовою) кислотою - $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{CH}_3\text{COOH} = 2\text{NaCH}_3\text{COO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$, і до гарячого розчину натрій арсеніту NaAsO_2 додають мідний купорос $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



Питання для самоперевірки

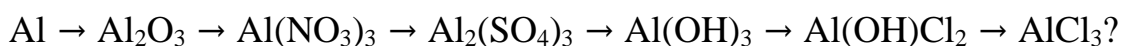
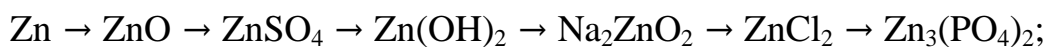
1. Визначити ступені окислення елементів у сполуках: Fe_2O_3 , H_2S , HNO_3 ,

H_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ba}_2\text{P}_2\text{O}_7$, Na_3AlO_3 , $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, K_3AsO_4 , MnSO_4 , Na_2O_2 .

2. Які з наведених оксидів можуть реагувати з водою безпосередньо: CaO , CuO , SiO_2 , P_2O_5 , Fe_2O_3 , BaO , SO_3 , CoO , MnO_2 , N_2O_5 , Cl_2O_7 , ZnO , NO_2 ?

3. Які оксиди відповідають таким сполукам: H_2SO_3 ; NaOH ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; H_2CO_3 ; $\text{Cu}(\text{OH})_2$; HPO_3 ; $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; H_3AlO_3 ; H_2SiO_3 ; $\text{Al}(\text{OH})_3$; CaBeO_2 ; HMnO_4 ; H_2CrO_4 ?

4. Написати рівняння реакцій, які відповідають наступним перетворенням:



5. Скласти молекулярні та структурно-графічні формули гідроксидів барію та заліза (III), дифосфорної та сірчаної кислот, сульфату натрію, нітрату заліза (II), хлориду алюмінію.

6. Написати чотири рівняння реакцій взаємодії гідроксиду міді (II) з ортофосфорною кислотою з врахуванням можливості утворення середньої, двох кислих та основної солі.

7. Скласти рівняння реакцій, що підтверджують амфотерність ZnO , Cr_2O_3 , $Al(OH)_3$, $Be(OH)_2$.

8. За допомогою яких реакцій можна одержати ортофосфат кальцію п'ятьма способами?

9. Які з наведених оксидів будуть попарно реагувати між собою: Na_2O , CaO , SO_2 , Fe_2O_3 , ZnO , SiO_2 ? Написати відповідні рівняння реакцій.

10. Як перетворити основні та кислі солі в середні? Скласти рівняння реакцій перетворення дигідроксихлориду заліза (III) та дигідрофосфату кальцію в середні солі.

11. Які речовини можуть попарно реагувати між собою: $Va(OH)_2$, BeO , H_3PO_4 (з врахуванням можливостей утворення середніх, кислих та основних солей)? Скласти рівняння відповідних реакцій.

Лабораторна робота №1. Класифікація неорганічних сполук.

Мета роботи: Вивчити хімічні властивості основних класів неорганічної хімії.

Матеріали та обладнання: Розчини солей, кислот та лугів.
Лабораторний посуд - пробірки, штатив.

Хід виконання роботи:

1. Провести експериментальні дослідження, що підтверджують хімічні властивості основних класів неорганічних сполук.

2. Записати рівняння реакцій. Відмітити спостереження (зовнішній ефект реакцій).

3. Заповнити таблиці з результатами дослідів.

Дослід 1. Взаємодія оксидів з водою. Внести в три пробірки по декілька крупинок (кількістю близько об'єму однієї сірникової голівки) CaO, CuO, ZnO. Додати в кожен пробірку 5-10 крапель дистильованої води та перемішати вміст пробірок. Які оксиди безпосередньо взаємодіють з водою? Написати відповідні рівняння реакцій.

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

Дослід 2. Одержання нерозчинних у воді гідроксидів і їх розчинення в кислотах. Внести у пробірки № 1, 2, 3, 4, 5 по 1-4 краплі розчинів солей Феруму (III) (FeCl_3 чи $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$), Купрум (II) (CuSO_4 або $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ або CuCl_2), Мангану (II) (MnSO_4 або $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ або MnCl_2), Ніколу (II) (NiSO_4 або $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ або NiCl_2), Кобальту (II) (CoSO_4 або $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ або CoCl_2).

Додати в кожен пробірку по 1-2 краплі розчину будь-якого лугу. Що при цьому спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій та відмітити колір осаду в кожній пробірці. Пояснити, чому змінюється колір осаду Манган (II) гідроксиду.

До осаду, що утворився в 4 і 5 пробірках додати кислоту (H_2SO_4 , або HNO_3). Написати рівняння розчинення осадів.

РІВНЯННЯ	$\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{MnCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{NiSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$\text{CoCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ \text{HNO}_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Одержання амфотерних гідроксидів. У три пробірки помістити по 1 краплі розчину лугу. У першу по краплям додати розчину солі Алюмінію (AlCl_3 чи $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$) до утворення осаду, в другу – солі Цинку (ZnCl_2 чи 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 HNO_3 , до другої частини – розчин лугу – $NaOH$ або KOH .

Що при цьому спостерігається? Написати відповідні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$Al_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$ZnSO_4 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Cr_2(SO_4)_3 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	_____ + $HNO_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	_____ + $HNO_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	_____ + $HNO_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	_____ + $NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	_____ + $NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	_____ + $NaOH \rightarrow$

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

Дослід 4. Взаємодія солі з сіллю (реакції обміну). У пробірку № 1 помістити 2-3 краплі розчину $BaCl_2$, додати стільки ж розчину Na_2SO_4 ; в пробірку № 2 – 2-3 краплі розчину $Pb(NO_3)_2$, додати 1-2 краплі розчину KI ; в пробірку № 3 – 2-3 краплі розчину $CoSO_4$, додати 2-3 краплі розчину Na_2HPO_4 . Що спостерігається? Написати рівняння відповідних реакцій, вказати забарвлення осадів.

РІВНЯННЯ	$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Pb(NO_3)_2 + KI \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$CoSO_4 + Na_2HPO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Взаємодія основних оксидів з кислотами. У пробірку помістити 1—2 крихти CuO , додати 3—4 краплі розчину HCl і підігріти. Що відбувається? Написати рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Одержання кислої солі. До 3—4 крапель розчину $Ca(OH)_2$ додавати по краплям ортофосфатну кислоту. Що відбувається? В одержаний осад продовжувати додавати кислоту в надлишку до розчинення осаду. Що відбулося?

Написати рівняння реакцій. Як гідрофосфат кальцію можна перетворити у дигідрофосфат кальцію?

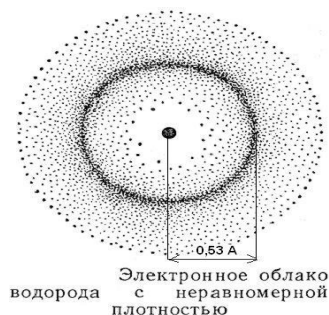
РІВНЯННЯ	$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4$ (по краплям) \rightarrow
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	_____ + H_3PO_4 (надлишок) \rightarrow
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

За результатами дослідів зробити *загальний висновок* з лабораторної роботи, в якому відмітити:

- * хімічні властивості оксидів;
- * способи одержання та хімічні властивості лугів, нерозчинних у воді гідроксидів, амфотерних гідроксидів;
- * способи одержання та хімічні властивості кислот, солей.

Тема 2. Будова атомів хімічних елементів. Електронні формули.

Згідно планетарної моделі атома (модель Резерфорда) атом складається із позитивно зарядженого ядра і електронів, що рухаються навколо нього по орбітах. На основі сучасних уявлень електрон розглядають як частинку і як хвилю. Для математичного опису хвильового руху електрона у просторі використовується хвильова функція (фізичний зміст має квадрат хвильової функції, що визначає ймовірність знаходження електрона в тій чи іншій частині атомного простору). Така хвильова функція називається орбіталлю.



Орбіталі знаходяться на певних відстанях від ядра, мають певну форму і орієнтацію в просторі. У 3-х мірному просторі стан електрона описується 4-ма квантовими числами: головне (n), побічне (l), магнітне (m_l) та спінове (m_s).

Головне квантове число (n) - характеризує віддаленість електрона від ядра і визначає його енергію, (визначає радіус квантового рівня). Чим більше n , тим більше енергія електрона і тим менше енергія зв'язку з ядром. n приймає цілочисельні значення від 1 до ∞ (практично $n = 1-7$). Стан електрона який характеризується певним значенням головного квантового числа (n) – називається енергетичним рівнем електрона.

Ці рівні позначаються цифрами 1 2 3 4 5 6 7 або

відповідно літерами K L M N O P Q

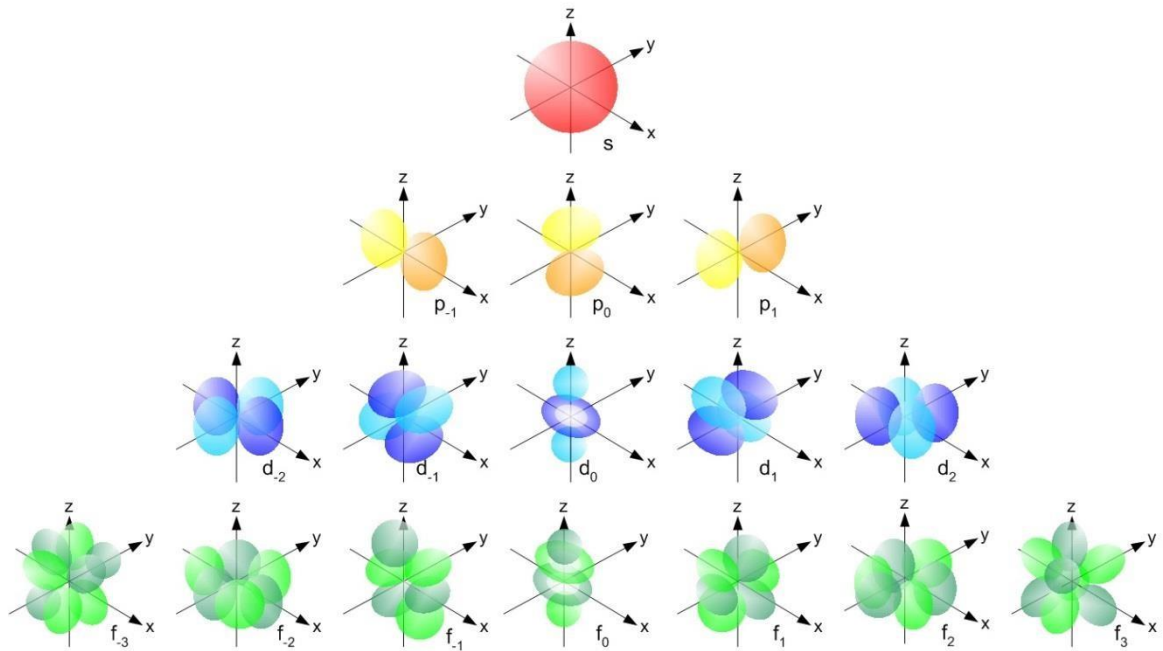
Максимально можливе число електронів (N) на енергетичному рівні визначається формулою:

$$N = 2n^2, n - \text{номер рівня}$$

Орбітальне квантове число (l) – характеризує значення енергії електрона на підрівні (або форму електронних орбіталей). Може приймати значення від 0 до $(n-1)$.

Орбітальне квантове число 0 1 2 3

Енергетичний рівень s p d f s- орбіталі мають форму шару, p- орбіталі мають форму гантелі, f-, і d-орбіталі - більш складні форми:



Магнітне квантове число (m_l) – характеризує просторове розміщення електронних орбіталей відносно напрямленості магнітного поля. Магнітне квантове число може мати значення від $+l$ до $-l$.

s-електрон $l=0$, то $m_l=0$ p-електрон

$l=1$, то $m_l=+1; 0; -1$ d-електрон $l=2$

то $m_l=+2; +1; 0; -1; -2$

Тобто один енергетичний рівень на одному s-підрівні містить одну s-орбіталь.


Другий енергетичний рівень $n=2$ має два підрівні.

Спінове квантове число (m_s) – характеризує рух електрона навколо своєї осі і може мати тільки два значення $-1/2$; $+1/2$.

Таблиця 1. Будова електронної оболонки атома

Енергетичні рівні (значення n)	I (K) $n=1$	II (L) $n=2$		III (M) $n=3$			★ IV (N) $n=4$				
Кількість підрівнів на енергетичному рівні (дорівнює значенню n)	1	2		3			4				
Позначення підрівня ($l = 0 \square n-1$)	0 1s	0 2s	1 2p	0 3s	1 3p	2 3d	0 4s	1 4p	2 4d	3 4f	

Число орбіталей на:				
• на підрівні : ($2l + 1$)	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7
• на рівні	1	4	9	16
Максимальне число електронів на:				
• підрівні $N = 2(2l+1)$	2	2 6	2 6 10	2 6 10 14
• на рівні $N = 2n^2$	$\square 2$	$\square 8$	$\square 18$	$\square 32$

 *Електронні формули (конфігурації) атомів* – це умовне позначення розподілу електронів по орбіталях на електронних рівнях і підрівнях.

При заповненні рівнів і підрівнів електронами дотримуються правила принципу Паулі, В.М.Клечковського, правила Гунда.

Принцип Паулі:

в атомі не існує двох електронів з однаковим набором квантових чисел.

Слідство:

на кожній орбіталі може знаходитись не більше 2-х електронів ($\downarrow\uparrow$).

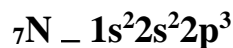
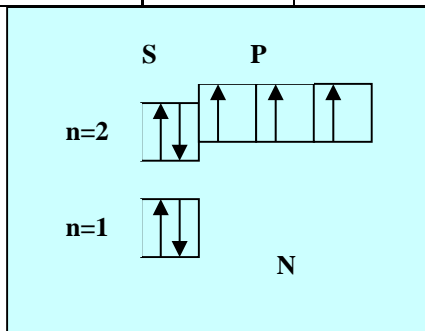
Правила Клечковського:

- 1) Із зростанням заряду ядра атома послідовне заповнення електронних орбіталей відбувається від орбіталей з меншим значенням суми головного і побічного квантових чисел ($n+l$) до орбіталей з більшим значенням цієї суми:

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s < 6d < 5f < 7p$$

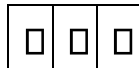
- 2) При однакових значеннях суми ($n+l$) заповнення орбіталей відбувається послідовно в напрямку зростання значення головного квантового числа n :

Орбіталі	2p→3s	3p→4s	3d→4p→5s	4d→5p→6	4f→5d→6p→7s
(n+l)	3 3	4 4	5 5 5	6 6 6	7 7 7 7



Правило Гунда сумарне спінове число електронів не повністю заповненого підрівня має бути максимальним.

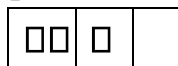
Наприклад, три електрони атом на p – підрівні розміщуватимуться так:



Сумарний спін трьох неспарених електронів дорівнює:

$$+ \frac{1}{2} + \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = +1\frac{1}{2}.$$

У разі іншого розміщення електронів:



значення сумарного спінового числа менше, ніж у першому варіанті:

$$+ \frac{1}{2} - \frac{1}{2} + \frac{1}{2} = +\frac{1}{2}.$$

Отже, під час заповнення орбіталей одного підрівня електрони спочатку посідають різні орбіталі. Спіни цих електронів паралельні. Потім електрони спарюються.

Тема 3. Періодичний закон та періодична система Д.І. Менделєєва. Періодичність зміни будови і властивостей елементів та їх сполук.

Воно є більш відповідним до змісту закону: *хімічні властивості, а також інші властивості змінюються періодично по мірі зростання заряду ядра атома.*

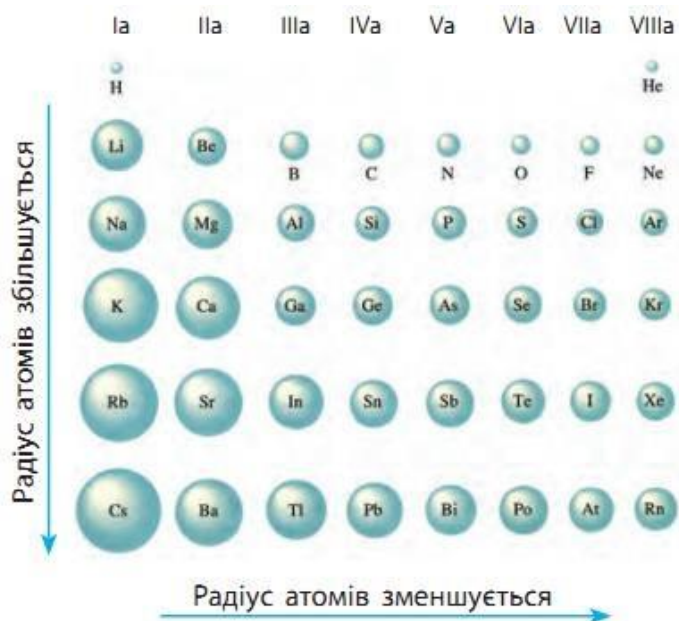
Відповідно до цього формулювання заряд ядра Ar 18, K 19, Co 27, Ni 28. Проте дане формулювання містить недоліки: цей закон відкрили фізикиядерники і ядро атома безпосередньо не впливає на хімічні властивості.

III. Формулювання – сучасне:

Властивості елементів, особливо хімічні, змінюються періодично по мірі зростання порядкового номера. Це пояснюється тим, що по мірі зростання порядкового номера періодично змінюється електронна будова (за квантово-механічними властивостями). *Порядковий номер* – це є величина, яка визначає місце хімічного елемента в періодичній системі. Таким чином *порядковий номер визначає хімічні властивості елемента.*

Частіше *періодичний закон* має таке формулювання: *Властивості елементів, а також властивості їхніх сполук перебувають в періодичній залежності від заряду ядер їх атомів.*

Зміна хімічних властивостей елементів зі збільшенням їх атомної маси має періодичний характер.



Графічним відображенням періодичного закону є періодична система елементів.

Періодична система елементів Д.І.Менделєєва складається з 7 періодів (є малі та великі), 8 груп (головні та побічні).

Основні структурні одиниці таблиці Д.І.Менделєєва – *періоди і групи* елементів.

Період	Ряд	Група елементів II		} Підгрупи	
		головна	побічна		
Малі періоди	2	2	Be		
	3	3	Mg		
	4	4	Ca		
5			Zn		
Великі періоди	5	6	Sr		
		7		Cd	
	6	8	Ba		
		9		Hg	
7	10	Ra			

Група – це вертикальний ряд, що містить елементи, властивості яких подібні. Кожна група поділяється на головну (А) та побічну (В) підгрупу, елементи яких відрізняються між собою за будовою зовнішнього енергетичного рівня та властивостями.

Номер групи показує кількість **валентних електронів**, а, отже, максимум Для елементів головних підгруп характерне заповнення **s-підрівня** (s-елементи) або **p-підрівня** (p-елементи) зовнішнього енергетичного рівня. Для елементів побічних підгруп відбувається заповнення **d-підрівня** передостаннього рівня (d- елементи), у лантаноїдів та актиноїдів заповнюються відповідно **4f- і 5f- підрівні** (f- елементи). У елементів головних підгруп валентні електрони розташовані на зовнішньому енергетичному рівні, у елементів побічних підгруп – на зовнішньому (останньому) рівні та на підрівні передостаннього рівня. альну валентність елемента (є винятки).

Хімічні властивості елементів змінюються так:

У головних підгрупах із збільшенням порядкового номера елемента посилюються металічні властивості і послаблюються неметалічні. У періодах із збільшенням порядкового номера елемента металічні властивості зменшуються, а неметалічні – зростають.

Головні підгрупи
Побічні підгрупи

Група	Ia	IIa	IIIb	IVb											
Період															
1	H													He	
2	Li	Be						B	C	N	O	F		Ne	
3	Na	Mg						Al	Si	P	S	Cl		Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti				Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

а

Головні підгрупи

Група	a I b	a II b	a III b	a IV b		
Період						
1	H					
2	Li	Be	B	C		
3	Na	Mg	Al	Si		
4	K	Ca	Sc	Ti		
			Cu	Zn	Ga	Ge
5	Rb	Sr	Y	Zr		
			Ag	Cd	In	Sn
6	Cs	Ba	La	Hf		
			Au	Hg	Tl	Pb
7	Fr	Ra	Ac	Rf		
			Rg	Cn		Fl

Побічні підгрупи

б

Період – горизонтальний ряд, в якому елементи розміщені в порядку зростання їх атомних мас. Періоди поділяються на малі (I, II, III) та великі (IV, V, VI, VII). Малий період складається з одного ряду, а великий – з двох (парного та непарного).

Кожний період починається лужним металом і закінчується інертним газом. **II і III періоди** – **типові**, оскільки властивості елементів цих періодів закономірно змінюються від *типового металу до інертного газу*.

У великих періодах такий перехід відбувається повільніше (спостерігається подвійна періодичність).

Періодичний закон відіграв велику роль у створенні сучасної теорії будови атома, яка в свою чергу стала підтвердженням його положень.

Знаючи положення елемента в періодичній системі елементів, можна передбачити його властивості та властивості його сполук.

1. Явище періодичності у зміні властивостей хімічних елементів було пояснено електронними структурами атомів.

2. Зростання числа хімічних елементів у періодах (2 - 8 - 18 - 32) призвело вчених до думки про заповнення енергетичних рівнів відповідним числом електронів.

3. На основі періодичного закону вдалося передбачити про відкрити зауранові елементи.

4. Періодичний закон і система хімічних елементів мали велике значення для відкриття радіоактивних ізотопів і областей їх застосування.

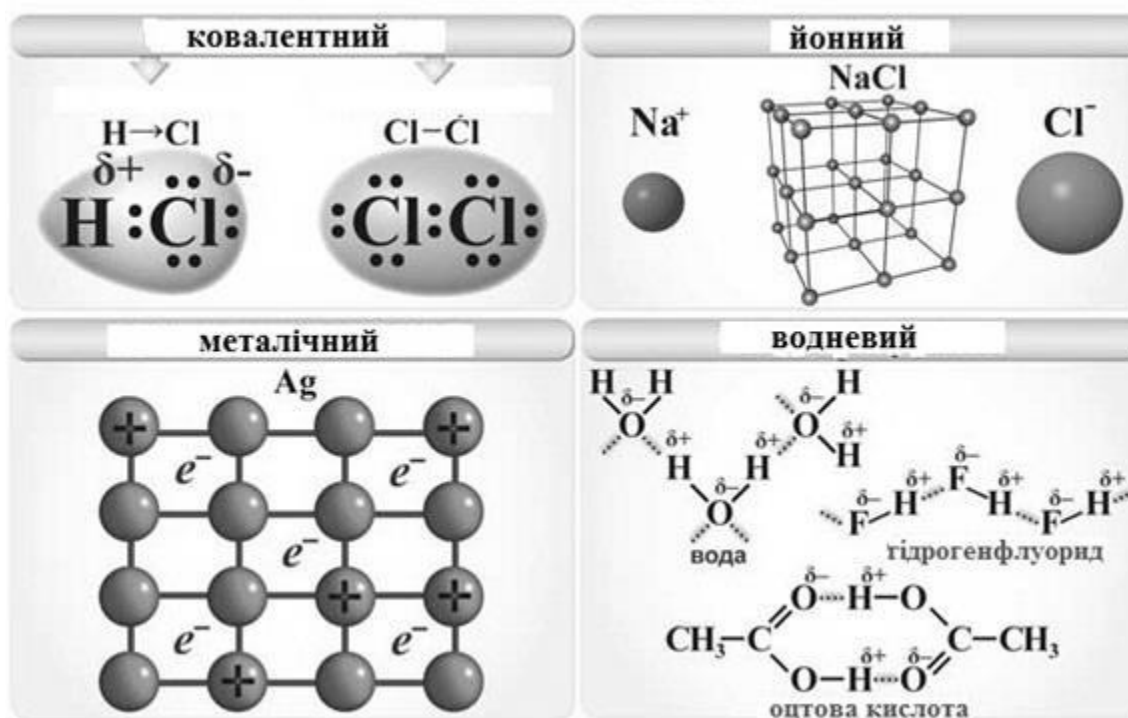
Як відомо, радіоактивні ізотопи широкий використовуються в сучасній техніці, медицині та сільському господарстві. У наш час на основі періодичного закону відбувається відкриття і дослідження властивостей трансуранових елементів.

5. У періодичному законі і в періодичній системі хімічних елементів яскраво проявляються загальні закони розвитку природи

Тема 4. Хімічний зв'язок і будова молекул.

Згідно з сучасними уявленнями про будову атомів хімічний зв'язок виникає як результат взаємодії електричних полів, які створюють електрони і ядра. Основні типи хімічного зв'язку: **іонний, ковалентний, металічний.**

ХІМІЧНИЙ ЗВ'ЯЗОК



Іонний зв'язок

Зв'язок, який здійснюється за рахунок електростатичного притягання протилежно заряджених іонів, називається **іонним**. Іонний зв'язок характерний для молекул, атоми яких сильно відрізняються значеннями потенціалів іонізації та спорідненості до електронів, наприклад для NaCl. **Особливість** іонного зв'язку - ненаправленість і ненасиченість.

Ковалентний зв'язок

Ковалентний зв'язок – це зв'язок утворений при сполученні двох атомів близької чи однакової електронегативності за рахунок спільної електронної пари, що рухається у полі ядер обох атомів. Коли атоми, що сполучаються між собою мають різну електронегативність, то спільна електронна хмара буде відтягнута в бік більш електронегативного атома. Такий зв'язок буде полярним (H^+Cl^-). При симетричному розподілі електричних зарядів між ядрами всіх атомів утворюється неполярний ковалентний зв'язок (H_2 , O_2). Переважна більшість молекул побудована за ковалентним типом зв'язку: молекула води, аміаку, сполуки карбону.

Основними характеристиками ковалентного зв'язку є направленість і насиченість. Ковалентний зв'язок, що виникає у напрямку максимального перекривання електронних хмар, має орієнтацію у просторі і обумовлює розміщення атомів у молекулі. В залежності від способу перекривання і симетрії хмар розрізняють σ -, π -, δ - зв'язки.

В основному зв'язки формуються за рахунок електронів різних енергетичних рівнів. Не дивлячись на це зв'язки, які утворюються – рівноцінні. Пояснення цьому дає теорія гібридизації. Відповідно до цієї теорії зв'язки утворюються за рахунок змішування (гібридизації) орбіталей. Для s- і p- електронів можливі такі типи гібридизації: sp -, sp^2 -, sp^3 -гібридизація.

Донорно-акцепторний механізм утворення ковалентного зв'язку.

Зв'язок, що утворюється за рахунок пари електронів, що віддає один атом, і вільної орбіталі іншого атома, називається донорно-акцепторним. Атом, що надає пару електронів називається донором, а атом, який має вільну орбіталь – акцептором. Прикладом такого типу зв'язку є утворення катіону амонію.

Металічний зв'язок

Найпростіша модель, що дозволяє пояснити хімічний зв'язок у металах оснований на уявленні про перекривання атомних орбіталей і їх заселенні делокалізованими електронами («вільні електрони»). При цьому електрони можуть переходити з орбіталі на орбіталь таким чином, щоб міцність зв'язку кожного атома з усіма оточуючими його атомами була однаковою. **Водневий**

зв'язок

Водневий зв'язок характерний для молекул, у складі яких міститься водень, сполучений з атомами дуже електронегативних елементів (O, F, N). У таких молекул зв'язуюча електронна пара сильно зміщена в бік електронегативного елемента, який набуває від'ємного заряду. Водневий зв'язок утворюється між молекулами води.

Лабораторна робота № 2 Будова атомів хімічних елементів. Періодичність зміни будови і властивостей елементів. Хімічний зв'язок і

будова молекул.

Мета роботи: На прикладах елементів з головної і побічної підгруп навчитись характеризувати будову атому.

Матеріали та обладнання: Періодична система елементів Д.І. Менделєєва (Таблиця); Шкала електронегативності за Полінгом; роздатковий матеріал.

Завдання по варіантам:

Варіант 1 – завдання 1, 3, 5, 7, 9, 11.

Варіант 2 – завдання 2, 4, 6, 8, 12, 14.

Варіант 3 – завдання 13, 15, 17, 19, 1, 3.

Варіант 4 – завдання 16, 18, 20, 10, 4, 6.

Варіант 5 – завдання 11, 18, 9, 5, 2, 13.

1. Чим відрізняється електронна будова атомів головних та побічних підгруп? Продемонструйте на прикладі елементів II та V груп періодичної системи.
2. На прикладі галогенів покажіть, як змінюються окиснювальні властивості від фтору до йоду та відновні властивості галогеноводнів (від HF до HI).
3. Визначити відповідність :

1. іонізаційний потенціал	А. Енергія, яка виділяється внаслідок приєднання електрона до атома
2. електронегативність	Б. Умовний заряд атома або йону елементу, виходячи із припущення, що всі зв'язки в молекулі є ідеально йонними
3. спорідненість до електрона	В. Здатність атомів до приєднання електронів
4. ступінь окиснення	Г. Енергія, яка необхідна для повного видалення електрона із атома

4. У групі лужних металів цезій є найменш електронегативним тому, що він має:

1	Найбільше число нейтронів у ядрі
2	Найбільше число валентних електронів
3	Найбільшу атомну масу
4	Валентні електрони найбільше віддалені від ядра атома

5. Найвище значення валентності нітрогену у сполуках:

1.	III
2.	IV
3.	V
4.	VI

6. Як змінюється радіус атомів елементів у малих періодах?

1.	Збільшується
2.	Зменшується
3.	Проходить через максимум
4.	Не змінюється

7. Чим визначається кількість елементів у періоді?

1.	Головним квантовим числом
2.	Валентністю елементів
3.	Числом атомних орбіталей, що заповнюються
4.	Структурою зовнішнього квантового рівня
5.	Числом енергетичних рівнів, що заповнюються

8. Чим відрізняється ковалентний зв'язок від донорно-акцепторного? Знайти вірну відповідь.

А. Механізмом утворення. *Б.* Полярністю. *В.* Енергією. *Г.* Напрявленістю.
Д. Насиченістю.

9. У чому суть напрямленості ковалентного зв'язку, який визначає просторову структуру молекул? Які фактори її обумовлюють? Як пояснити будову молекул BF_3 , SiH_4 , H_2S ?

10. Дайте визначення понять, спільна електронна пара, неподілена електронна пара, кратність зв'язку, замкнута і незамкнута електронна оболонка. Наведіть приклади.

11. Поняття про σ - і π - зв'язки. Порівняйте їх міцність. Скільки σ - і π - зв'язків у молекулах H_2O , CO_2 , NO , HF ?

12. Дайте характеристику іонному зв'язку. Що означає ненасиченість і ненапрявленість іонного зв'язку?

13.3 точки зору методу валентних зв'язків поясніть, як утворюються молекули N_2 і Cl_2 . Які орбіталі перекриваються при утворенні молекул?

Кратність зв'язку у цих молекулах.

14. Поясніть утворення sp -, sp^2 -, sp^3 - гібридних орбіталей. Яка форма кожної з цих орбіталей?

15. У чому суть донорно- акцепторного механізму утворення ковалентного зв'язку?

16. До якого елемента зміщені спільні електронні пари у сполуці H_2O ?

1	не зміщені ні до якого
2	зміщені до О
3	зміщені до Н
4	не утворюють спільних електронних пар

17. Який тип зв'язку у сполуці CO_2 ?

1	Йонний
2	Ковалентний неполярний
3	Ковалентний полярний
4	Металічний

18.. Встановити відповідність «сполука- тип зв'язку»:

1. NaCl	А. Ковалентний
2. CO_2	Б. Йонний
3. NH_3	В. Металічний
4. Mg	Г. Водневий

19.. Скільки електронів приймає участь в утворення зв'язку між атомами нітрогену в молекулі азоту?

1	2
2	4
3	6
4	8

20. Знайти відповідність «сполука – тип зв'язку»:

1. Сплави	А. Ковалентний
2. Zn	Б. Йонний
3. CsCl	В. Металічний

РОЗДІЛ 2. РОЗЧИНИ. ВЛАСТИВОСТІ РОЗЧИНІВ. ЕЛЕМЕНТИ ХІМІЧНОЇ КІНЕТИКИ. РІВНОВАГА В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ.

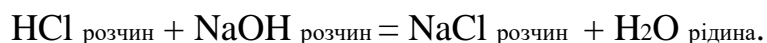
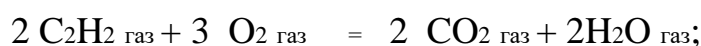
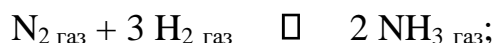
Тема 1. Хімічна кінетика і рівновага.

Розділ хімічної науки, який вивчає швидкість хімічної реакції та вплив на неї різних факторів (концентрації реагуючих речовин, температури, наявності каталізатора, тиску, хімічної природи реагуючих речовин), має назву **хімічної кінетики**.

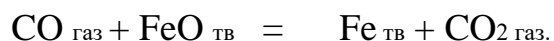
Вплив різноманітних факторів на швидкість хімічної взаємодії значною мірою залежить від того, який склад системи, де протікає реакція.

Системою називають суміш речовин у певному обмеженому об'ємі. Складові частини системи, що мають однакові хімічні та фізичні властивості та відділені від інших складових поверхнями розподілу, мають назву **фази**.

Розрізняють **гомогенні** та **гетерогенні** системи. **Гомогенна** система – це однорідна система, що складається з однієї фази. Прикладом гомогенної реакції може бути реакція, що відбувається у суміші газів або між розчиненими речовинами:



Гетерогенна система складається із декількох фаз різного агрегатного стану. Наприклад:



На відміну від гомогенних систем, де взаємодія відбувається у всьому об'ємі реагуючих речовин, гетерогенна реакція може протікати лише на поверхні розділу фаз, де стикаються реагуючі речовини.

Швидкість **гомогенної хімічної реакції** вимірюється кількістю речовини, що вступила в реакцію або тієї, яка утворилася в результаті реакції, за одиницю часу у одиниці об'єму системи. При цьому концентрацію звичайно виражають через кількість моль речовини в одиниці об'єму реакційної суміші (звичайно 1 л), час – в секундах (с). Щоб вирахувати швидкість реакції, необхідно знати, наскільки змінилася концентрація однієї з реагуючих речовин за одиницю часу. Наприклад, за деякий проміжок часу $\Delta t = t_2 - t_1$

концентрація реагуючих речовин зменшилася на $\Delta C = C_2 - C_1$. Тоді середня швидкість реакції за проміжок часу Δt рівна:

$$V_{\text{середнє}} = - \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Знак мінус у правій частині означає, що концентрація реагуючих речовин, а, значить, і швидкість хімічної реакції зменшується у часі.

Середня швидкість не відображає істинної швидкості у кожний момент часу, тому математично істинну швидкість V реакції в даний момент часу прийнято виражати через відношення безкінечно малої зміни концентрації dC до безкінечно малого відрізка часу dt , на протязі якого відбулася зміна концентрації:

$$V_{\text{істинна}} = \frac{dC}{dt}$$

Якщо вивчається зміна концентрації одного із вихідних речовин, то величина V має від'ємне значення, коли ж одного з продуктів реакції – позитивне.

Швидкість гетерогенної хімічної реакції вимірюється через кількість речовини, що вступила в реакцію або утворилася в її результаті, в одиницю часу на одиниці поверхні розділу фаз.

Вплив концентрації та тиску на швидкість реакції.

Закон діючих мас. Енергія активації

Хімічна взаємодія речовин виникає лише при зіткненні молекул, тому чим більша концентрації реагуючих речовин, а, таким чином, і кількості молекул у одиниці об'єму, тим вища швидкість хімічної реакції. Якщо рівняння реакції в загальному вигляді виразити схемою:

$aA + bB = cC + dD$; то швидкість такої реакції можна представити в такому вигляді:

$V_{\text{прямої реакції}} = k [A]^a [B]^b$, де V – швидкість реакції, моль/л/с;

k – коефіцієнт пропорційності, називається константою швидкості, чисельно рівний швидкості реакції, при якому концентрації реагуючих речовин рівні 1 моль/л/с; a, b – стехіометричні коефіцієнти в рівнянні реакції; $[A], [B]$ – концентрації реагуючих речовин А та В.

Рівняння являє собою математичний вираз закону діючих мас, встановленого дослідним шляхом Бекетовим, Гульдбергом і Вааге:

Швидкість реакції прямо пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, піднесених до ступенів, рівних стехіометричним коефіцієнтам в рівнянні реакції.

Необхідно відмітити, що, точно кажучи, не будь-яке співударання молекул призводить до їх хімічної взаємодії. Насправді хімічний процес відбувається тоді, коли молекули, що зіткнулися, є активними, тобто мають деякий надлишок енергії у порівнянні із середнім її значенням. Цей надлишок має назву енергії активації, і вона має різне значення для різних хімічних реакцій. Енергія активації використовується для розриву або послаблення хімічних зв'язків у вихідних речовинах.

Константа швидкості хімічної реакції не залежить від концентрації реагуючих речовин, а лише від їх хімічної природи (під нею, як правило, розуміють характер хімічного зв'язку у молекулах реагуючих речовин), температури та наявності каталізатора.

До гетерогенних систем також можна застосувати закон діючих мас. При цьому враховують, що концентрація твердих речовин змінюється дуже мало, тому їх можна включити у вираз константи швидкості. Наприклад, для реакції



швидкості реакції матиме вигляд: $V = k$

$$k[\text{CO}][\text{FeO}].$$

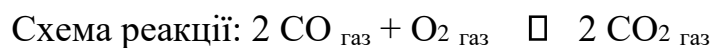
Але так як $[\text{FeO}] = \text{const}$, то $V =$

$$= k[\text{CO}][\text{const}] = k_1[\text{CO}].$$

Крім того, на швидкість гетерогенної реакції буде впливати швидкість процесів підводу реагуючих речовин та видалення продуктів реакції від поверхні розділу фаз.

Вплив тиску на швидкість проявляється також через зміну концентрації та характерний для реакцій, що відбуваються у газовій фазі.

Наприклад:



Зміна умов протікання реакції - підвищення тиску в 3 рази.

Згідно **закону діючих мас** вираз для швидкості прямої реакції має вигляд: $V_{\text{прямої реакції}} = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$.

Підвищення тиску для реакції, яка протікає у газовій фазі, фактично означає збільшення концентрації реагуючих речовин та продуктів реакції. Тому підвищення тиску в 3 рази означає, що концентрація CO та O₂ збільшується в 3 рази. Таким чином, після зміни зовнішніх умов вираз для швидкості реакції має вигляд:

$$V_{\text{прямої реакції}} = k [3 \text{ CO}]^2 [3 \text{ O}_2] = 3^2 \cdot 3 k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2] = 27 k [\text{CO}]^2 [\text{O}_2];$$

або

$$\frac{V_{\text{прямої реакції}}}{V_{\text{прямої реакції}}} = \frac{27k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]}{k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]} = 27 \text{ разів}$$

$$V_{\text{прямої реакції}} = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$$

Отже, швидкість прямої реакції зростає в 27 разів.

Вплив температури на швидкість реакції. Правило Вант-Гоффа

Дослідним шляхом Вант-Гофф встановив, що при підвищенні температури на кожні десять градусів швидкість більшості хімічних реакцій зростає в 2-4 рази. Математично це можна записати таким чином:

$$t_2 - t_1$$

—

$$V(t_2) = V(t_1) \cdot Q^{10}$$

де $V(t_2)$ - швидкість хімічної реакції при температурі t_2 ;

$V(t_1)$ - швидкість хімічної реакції при температурі t_1 ;

Q - температурний коефіцієнт реакції; для більшості реакцій рівний 2-4.

Наприклад:

Розрахувати швидкість хімічної реакції при температурі $t_2 = 130^\circ\text{C}$, якщо її швидкість при температурі $t_1 = 150^\circ\text{C}$ рівна $V(t_1) = 0,02$ моль/л·с.

Температурний коефіцієнт реакції Q рівний 2.

Розрахунок проводиться згідно виразу правила Вант-Гоффа:

$$V(t_2) = V(t_1) \cdot Q^{10-t} = 0,02 \cdot 2_{130.C}^{10-150.C} = 0,02 \cdot 2_{10}^{-20} = 0,02 \cdot 2^{-2} = 0,02 \cdot 0,25 = 0,005 \text{ моль/л}$$

4 Вплив каталізатора на швидкість реакції

Каталізаторами називають речовини, що впливають на швидкість реакції, але самі залишаються незмінними. За звичай каталізатором називають речовину, яка прискорює реакцію. Інколи зустрічається твердження, що існують каталізатори з протилежним знаком – **інгібітори**, які сповільнюють протікання реакції. Але це невірне твердження, так як насправді інгібітори не впливають на швидкість основної реакції, а змінюють швидкість побічних процесів. Також інгібітори можна розглядати як каталітичні отруювачі, які

сповільнюють або повністю придушують дію каталізатору, зв'язуючи останній у певні сполуки.

Розрізняють **гомогенний каталіз**, коли каталізатор та реагуючі речовини знаходяться у однаковому агрегатному стані, та **гетерогенний**, коли реагуючі речовини та каталізатор знаходяться у різних фазах.

Оборотні та необоротні реакції. Хімічна рівновага
Речовини, що утворюються в результаті реакції, можуть реагувати між собою з утворенням вихідних речовин. Умовно такий процес можна зобразити у вигляді рівняння:



яке складається з **прямої реакції**, в якій речовини А та В утворюють продукти С та D та **зворотної**, в якій продукти С та D реагують між собою з утворенням речовин А та В.

Якщо реакція протікає тільки в одному напрямку, її називають необоротною. Наприклад: $\text{HCl}_{\text{розчин}} + \text{NaOH}_{\text{розчин}} = \text{NaCl}_{\text{розчин}} + \text{H}_2\text{O}_{\text{рідина}}$. Такі реакції протікають до кінця, тобто до повного використання вихідних речовин.

Оборотними називають реакції, що можуть протікати в протилежних напрямках. Наприклад: $\text{N}_2_{\text{газ}} + 3 \text{H}_2_{\text{газ}} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3_{\text{газ}}$. Згідно закону діючих мас, швидкість прямої реакції для наведеної вище реакції має вигляд: $V_1 = k_1 \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3$, а швидкість зворотної реакції $V_2 = k_2 \cdot [\text{NH}_3]^2$.

Якщо розглядати протікання цієї реакції у часі, то швидкість прямої реакції поступово буде зменшуватися по мірі використання вихідних речовин, а зворотної – збільшуватися. В деякий момент часу ці швидкості зрівняються, тобто $V_1 = V_2$, або $k_1 \cdot [\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3 = k_2 \cdot [\text{NH}_3]^2$.

Стан системи, в якій швидкості прямої та зворотної реакцій рівні між собою, називають **хімічною рівновагою**. Із останнього рівняння слідує, що

$$\frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3} = k_1 = K$$

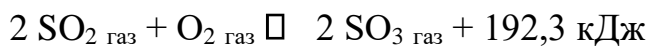
тобто при хімічній рівновазі відношення добутку концентрацій речовин, що утворилися в результаті реакції, до добутку концентрацій речовин, які вступили в реакцію, є величина постійна для даної реакції при даній температурі та називається **константою рівноваги К**. Чисельне значення константи рівноваги характеризує вихід реакції, тобто показує, у скільки разів швидкість прямої реакції відрізняється від швидкості зворотної.

Хімічна рівновага зберігається як завгодно довго при незмінних зовнішніх умовах. Зміна останніх призводить до зміни швидкості хімічних реакцій. Однак через певний проміжок часу знову досягається зрівнювання швидкостей прямої та зворотної реакцій, тобто встановлюється новий стан рівноваги. Перехід системи із одного стану рівноваги до іншого носить назву зміщення хімічної рівноваги. Напрямок, в якому відбувається це зміщення, визначається **принципом Ле-Шательє**:

Зміна зовнішніх умов (температура, тиск, концентрація реагуючих речовин чи продуктів реакції) викликає зміщення рівноваги у напрямку реакції, що протидіє зміні зовнішніх умов.

Наприклад:

Визначити, в якому напрямі відбудеться зміщення положення рівноваги в реакції



при: підвищенні тиску в 3 рази;

підвищенні температури; застосуванні каталізатора.

Згідно принципу Ле-Шательє, зміщення положення рівноваги відбувається в такому напрямку, який протидіє зміні зовнішніх умов її протікання. Для процесу, вказаного в прикладі, пряма реакція протікає із зменшенням об'єму системи від 3 об'ємів (2 об'єми $\text{SO}_2_{\text{газ}}$ + 1 об'єм $\text{O}_{2\text{газ}}$) до 2 об'ємів ($2 \text{SO}_3_{\text{газ}}$). Тому підвищення тиску буде зміщувати положення рівноваги **вправо**, в сторону процесу, який відбувається із зменшенням об'єму системи. При підвищенні температури в системі кількість $\text{SO}_2_{\text{газ}}$ збільшиться, так як пряма реакція окислення SO_2 відбувається з виділенням тепла (+ 192,3 кДж), тобто рівновага зміститься **вліво**.

Каталізатор не впливає на зміщення положення хімічної рівноваги, так як однаково впливає як на швидкість прямої, так і зворотної реакції.

Тема 2. Розчини та їх властивості.

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 іонів Na^+ і 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, повітря; 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 при тих же умовах розчиняються 0,01 - 1 г, то речовина вважається малорозчинною. А якщо при тих же умовах в розчин переходить менш ніж 0,01 г речовини, то її відносять до практично нерозчинних.

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:

Тверда $\xrightarrow{\text{розчинення}}$ Речовина у

речовина $\xleftarrow{\text{кристалізація}}$ розчині

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 **пересиченим**.

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.

Важливою характеристикою розчину є його склад. Існують різні способи кількісного виразу складу розчинів: масова частка речовини, молярна та моляльна концентрація речовини, молярна концентрації еквіваленту речовини, титр розчину тощо.

Масова частка розчиненої речовини – безрозмірна фізична величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до загальної маси розчину:

$$\square = \frac{m}{m+m_s},$$
$$\square (P, \%) = \frac{m^{p.p.}}{m_{\text{розч.}-\text{ну}}} \cdot 100\%$$

де $\square (P\%)$ – масова частка розчиненої речовини, (в % або частки від одиниці);

m – маса розчиненої речовини, г; m_s – маса розчинника, г;

$$m_{\text{розч.}-\text{ну}} = m + m_s$$

Масову частку розчиненої речовини \square виражають в частках від одиниці або у відсотках. Наприклад, масова частка оцтової кислоти у воді дорівнює 0,07 або 7 %. Це означає, що в розчині оцтової кислоти масою 100 г міститься кислота масою 7 г (m) і вода масою 93 г (m_s).

Приклад 1. Розрахувати процентний вміст KOH, якщо у 50 г розчину міститься 2,5 г KOH.

$$\begin{array}{l|l} \text{у 50 г розчину} & - \quad 2,5 \text{ г KOH} \\ \text{у 100 г розчину} & - \quad x \text{ г KOH} \end{array} \quad \left| \quad x = P\% = \frac{2,5 \cdot 100}{50} = 5\%.$$

Приклад 2. Розрахувати маси $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ та H_2O , які необхідно змішати для одержання 200 кг 1%-го розчину.

$$\begin{array}{l|l} \text{у 100 кг розчину} & - \quad 1 \text{ кг } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \\ \text{200 кг розчину} & - \quad x \text{ кг } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \end{array} \quad \left| \quad \begin{array}{l} x = 2 \text{ кг } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ у} \\ m_{\text{води}} = 200 - 2 = 198 \text{ кг.} \end{array} \right.$$

Молярна концентрація розчиненої речовини – це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини (n) до об'єму розчину (V):

$$c = \frac{n}{V}$$

де c – молярна концентрація речовини, моль/м³ або моль/л;

n – кількість речовини, що міститься в розчині, моль; V –

об'єм розчину, м³ або л.

Основною одиницею молярної концентрації є моль/м³ або моль/л (скорочена форма запису одиниці молярної концентрації «М»). Молярна концентрація записується таким чином: $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 0,1$ моль/л (0,1 М); $c(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,5$ моль/л (0,5 М); $c(\text{NH}_4^+) = 10$ моль/л (10 М); $c(\text{H}^+) = 1 \times 10^{-5}$ моль/л (1×10^{-5} М).

Розчин, в 1 л якого міститься 1 моль розчиненої речовини, називається молярним. Якщо в 1 л розчину міститься 0,1 моль речовини, то такий розчин називається децимолярним; якщо 0,01 моль – сантимольним; якщо 0,001 моль – мілімолярним.

Наприклад, 1 М розчин NaOH (читаємо молярний розчин натрій гідроксиду), означає, що 1 л такого розчину містить 1 моль речовини або 1 моль \times 40 г/моль = 40 г NaOH (молярна маса NaOH дорівнює 40 г/моль); 0,01 М розчин NaOH (читаємо сантимольний розчин натрій гідроксиду) означає, що в 1 л розчину міститься 0,01 моль NaOH, тобто 0,01 моль \times 40 г/моль = 0,4 г.

Приклад 3 : Розрахувати скільки потрібно грамів NaOH для приготування 0,5 л 2М розчину?

- $M_{\text{NaOH}} = 40$ г/моль;

- 1 л 1М розчину NaOH містить 40 г NaOH

1 л 2М розчину NaOH містить 80 г NaOH

0,5 л —" — x $x =$ | 40 г.

Для розрахунку наважки (m) в грамах, необхідної для приготування певного об'єму (V) розчину з певною молярною концентрацією (M) можна використати таку математичну залежність: $m = M_r \cdot M \cdot V$, де V – об'єм розчину в л; M – значення молярної концентрації розчину.

Молярна концентрація еквівалентів розчиненої речовини – це величина, що дорівнює відношенню кількості еквівалентів речовини до об'єму розчину:

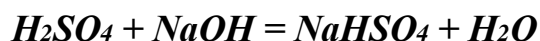
$$C_N (N) = \frac{n}{V}$$

де $C_N(N)$ – молярна концентрація еквівалентів речовини, моль/м³ або моль/л;

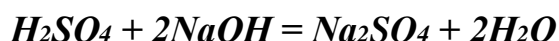
n – кількість еквівалентів речовини, що міститься в розчині; V – об'єм розчину, м³ або л.

Одиницею молярної концентрації еквівалентів речовини є моль/м³ або моль/л, (скорочене позначення «н»). Позначення $C_N(N) = 1n$ відповідає концентрації розчину, в 1 л якого міститься один еквівалент молярної маси розчиненої речовини. **Еквіваленти** – це умовні частки речовини, які в f разів менші, ніж відповідні їм формульні одиниці. Число f називають *еквівалентним числом* або *числом еквівалентності*. Значення f визначають за хімічною реакцією, в якій приймає участь дана речовина. *Еквівалентне число* (а отже, і молярна маса еквіваленту) не є постійною величиною для даної речовини, а залежить від типу реакції, в яку вступає речовина.

Наприклад, у реакції нейтралізації:



один *моль* натрій гідроксиду еквівалентний одному *моль* сульфатної кислоти, тому в даній реакції $f = 1$, молярна маса еквіваленту (M_r) сульфатної кислоти дорівнює її молярній масі, тобто 98 г. У реакції:



два *моль* натрій гідроксиду еквівалентні одному *моль* сульфатної кислоти. Тому в даній реакції еквівалент кислоти дорівнює $\frac{1}{2}$ формульної одиниці (*еквівалентне число* дорівнює 2), а звідси молярна маса еквіваленту (M_r)

дорівнює $\frac{M_r}{2}$ її молярній масі $\frac{98}{2}$ г. сульфатної кислоти

Для більшості сполук їх *еквівалент* не є постійною величиною і залежить від реакцій, в яких вони приймають участь.

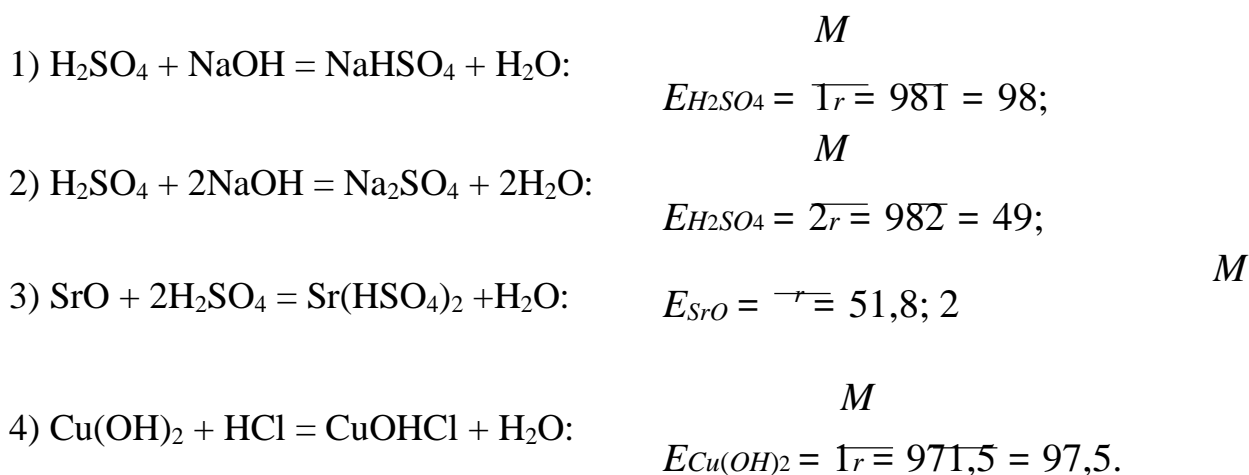
При розрахунку еквіваленту окремої, ізольованої молекули речовини

M^r , де O – основність кислоти чи користуються співвідношенням: $E = \frac{M}{O}$

кислотність гідроксиду або кількість валентних зв'язків катіонів в солі, кількість електронів, які можуть перерозподілятися сполукою в окисновідновному процесі: $E_{H_2SO_4} = \frac{M}{2r} = \frac{982}{2} = 49$; $E_{Fe(OH)_3} = \frac{M}{3r} = \frac{1063,8}{3} = 35,6$;

$$E_{Al_2(SO_4)_3} = \frac{2M}{3r} = \frac{3426}{3} = 57; E_{SrO} = \frac{M}{2r} = \frac{1032,6}{2} = 51,8.$$

Більш реальним є розрахунок еквіваленту речовини відповідно до стехіометрії хімічної реакції, де вона є реагентом. Наприклад,



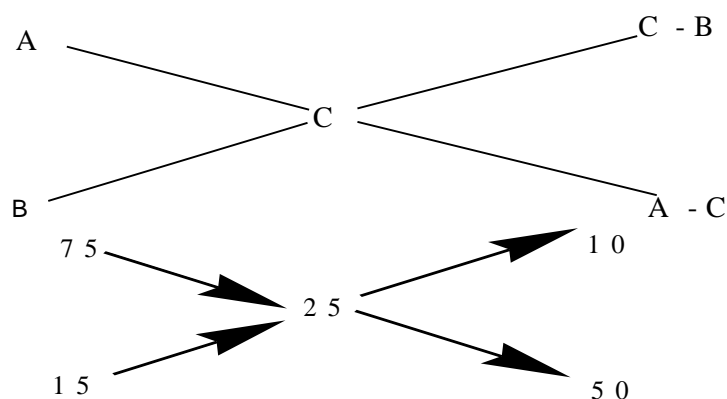
Титром розчину розчиненої речовини (T) називають масу речовини в грамах в 1 мл розчину. $m.p.p. \text{ г}$

$$T = \frac{\text{—}}{V \text{ мл}}$$

Наприклад, якщо 1 л розчину містить 5,843 г сульфатної кислоти, то титр розчину дорівнює 0,005843 г/мл.

Для перерахунку концентрацій можна використовувати формули наведені у **додатку**. На практиці необхідно вміти готувати розчини заданої концентрації шляхом змішування розчинів різної концентрації. В цьому випадку можна скористатися діагональною схемою розрахунків (правило хреста), суть якої полягає в наступному: в лівому верхньому куту умовного квадрата пишуть концентрацію більш концентрованого вихідного розчину (А), а в лівому

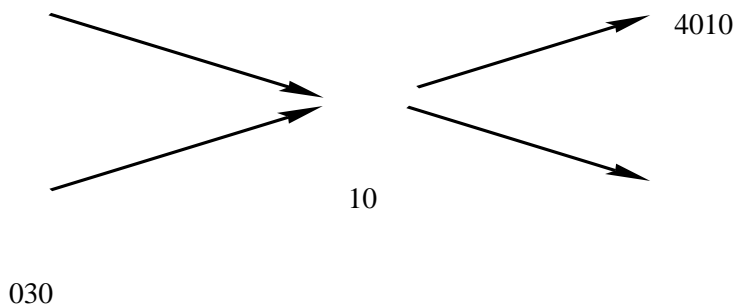
нижньому куту – менш концентрованого (В). В центрі умовного квадрата записується концентрація розчину, яку потрібно одержати (С). Потім віднімають по діагоналі із більшого числа менше. Відповідь одержують у вигляді чисел на протилежних кінцях діагоналей.



Приклад 4. 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 5. 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.

Лабораторна робота №3 Розчини та їх властивості.

Мета роботи: вивчити кількісні властивості розчинів на прикладах застосування різних способів вираження концентрацій вмісту речовин у розчині у розрахунках, які використовуються для приготування розчинів.

Матеріали та обладнання: Періодична система елементів Д.І. Менделєєва, калькулятор, розчини солей, лабораторний посуд - мірні колби.

Завдання по варіантам:

Варіант 1 – завдання 1, 3, 5, 7, 9, 11, 13, 15, 17, 19.

Варіант 2 – завдання 2, 4, 6, 8, 12, 14, 18, 20, 3, 13.

Варіант 3 – завдання 1, 6, 9, 4, 16, 19, 2, 8, 12, 17.

Варіант 4 – завдання 3, 8, 11, 18, 4, 20, 16, 5, 9, 10.

Варіант 5 – завдання 11, 18, 9, 5, 2, 13, 17, 6, 8, 16.

1. В 200 мл H_2O розчинили 40 г солі. Визначити масову частку та процентну концентрацію солі в одержаному розчині. ($\rho = 1$ г/мл).
2. Приготувати 270 г 30% - ного розчину цукру, маючи в своєму розпорядженні 45% та 18% розчини цукру.
3. Розрахувати молярність (M) 25% - ного розчину HNO_3 .
4. Розрахувати нормальність (N) розчину соляної кислоти ($\rho = 1,18$ г/мл), що містить 36,5% HCl .
5. Яку кількість $NaNO_3$ треба взяти для приготування 300 мл 0,2M розчину?
6. Скільки грамів Na_2CO_3 міститься в 500 мл 0,1N розчину?
7. Скільки треба взяти 98% розчину H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/мл) для одержання 500 мл 1N розчину?
8. Яка буде молярна концентрація розчину, якщо для приготування 500 мл його витрачено 10 мл 33% -го розчину KOH ($d = 1,32$ г/мл).
9. Яка молярна концентрація розчину, якщо в 0,5 л розчинено 40 г $NaOH$?
10. Чому дорівнює нормальність, титр та молярність 15 % розчину $NaOH$?
11. Молярна концентрація розчину, що містить 0,106 г натрій карбонату в 1000 мл розчину дорівнює:

1	0,001 моль/л
2	0,01 моль/л

3	0,1 моль/л
4	1 моль/л

12. Чому дорівнює нормальність розчину сульфату феруму(II), який містить 7,6 г солі у 1000 мл розчину.

1	1 моль/л
2	0,5 моль/л
3	0,25 моль/л
4	0,1 моль/л

13. Нормальність розчину, що містить 8,0 г сульфату купрум(II) в 500 мл розчину дорівнює:

14. 1	15. 0,1 моль/л
16. 2	17. 0,2 моль/л
18. 3	19. 0,3 моль/л
20. 4	21. 0,4 моль/л

14. Для приготування 500 мл розчину хлориду феруму(II) з концентрацією 0,2 моль/л треба взяти наважку солі масою:

1	162,50 г
2	1,63 г
3	8,18 г
4	16,25 г

15. Для приготування 500 мл 0,2 н. розчину купрум(II) сульфату треба взяти наважку солі:

1	160 г
2	80 г
3	8,0 г
4	0,8 г

16. У якому випадку утворюється насичений розчин?

1	Коли встановлюється рівновага між осадом і розчиненою речовиною
2	Коли розчин містить розчиненої речовини менше, ніж потрібно для насичення
3	Коли швидкість процесу кристалізації перевищує швидкість розчинення речовини
4	Коли концентрація розчину при даній температурі не змінюється

17. Якому з приведених нижче чисел дорівнює нормальність сульфатної кислоти з титром 0,005562 г/мл? (підтвердити розрахунками): а) 0,0567;

б) 0,0980;

в) 0,2120;

г) 0,1000;

д) 0,1135.

18. Визначити нормальність, полярність і титр розчину, якщо в 200 мл розчинено 2 г бури.
19. Який об'єм води треба додати до 300 мл 40% розчину H_2SO_4 ($\rho=1,303$ г/мл) для одержання розчину, в якому масова частка H_2SO_4 становить 10%.
20. Розрахувати масову (процентну) концентрацію розчину, якщо 21 г HCl міститься в 200 мл розчину ($d = 1,05$ г/мл).

Тема 3. Розчини електролітів та їх дисоціація.

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

Електролітична дисоціація – процес розпаду на іони речовини під час розчинення у воді або іншому полярному розчиннику.

Основні положення теорії електролітичної дисоціації Арреніуса:

1. під час розчинення електролітів у воді або іншому полярному розчиннику, чи в процесі розплавлення електроліту відбувається електролітична дисоціація - утворюються іони двох типів: позитивно і негативно заряджені;
2. при пропусканні електричного струму через розчин (розплав) до негативного полюсу переміщуються позитивно заряджені іони- катіони, а до позитивного полюсу – від'ємні іони – аніони;
3. іони у водних розчинах оточені гідратною оболонкою, тобто існують у гідратованому стані;
4. дисоціація – процес оборотній. У розчинах встановлюється динамічна рівновага між числом молекул, що розпалися на іони і знову утворилися.

Ступінь електролітичної дисоціації (α , %) – це відношення числа молекул електроліту, що розпались на йони (n) до загального числа молекул у розчині (N):

$$\alpha = n/N,$$

Ступінь електролітичної дисоціації - залежить від природи розчиненого електроліту і розчинника, концентрації розчину та температури. Ступінь електролітичної дисоціації може змінюватись від 0 до 1 і виражається в частках, або у відсотках. В залежності від величини ступеня дисоціації розрізняють сильні, середньої сили і слабкі електроліти. Слабкими вважають електроліти, які в 0,1М розчині мають $\alpha < 3\%$. Від 3 до 30% - електроліти середньої сили. Якщо ступінь дисоціації в 0,1 М розчині перевищує 30%, то такий електроліт називають сильним.

До **сильних електролітів** відносяться всі розчинні солі; гідроксиди лужних та лужноземельних металів: від $LiOH$ до $CsOH$, від $Ca(OH)_2$ до $Ba(OH)_2$; деякі кислоти: $HClO_4$, HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI , H_2CrO_4 , $HMnO_4$, $HClO_3$, $HClO_4$. До слабких електролітів відносяться - $HClO$, H_2S , HCN , H_2CO_3 , CH_3COOH , $HClO_2$, H_2SiO_3 , $NH_3 \cdot H_2O$. Електроліти середньої сили : H_2SO_3 , H_3PO_4 , HNO_2 , $Mg(OH)_2$.

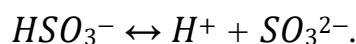
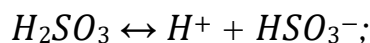
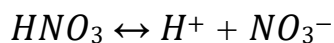
Сильні електроліти дисоціюють практично повністю не тільки в розведених розчинах, а також і в концентрованих. При розчиненні слабого електроліту в розчині встановлюється рівновага між недисоційованими молекулами і продуктами їхньої дисоціації – іонами. Тому в рівняннях дисоціації слабого електроліту ставлять знак оберненості (\leftrightarrow):



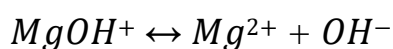
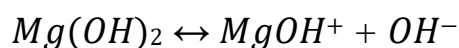
З погляду теорії електролітичної дисоціації електролітами називають:

Кислоти – це електроліти, які дисоціюють у водних розчинах з утворенням катіонів гідрогену H^+ (протонів) та аніонів кислотного залишку.

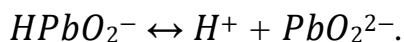
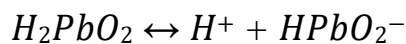
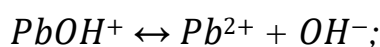
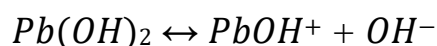
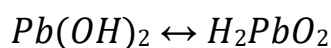
Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчасто.



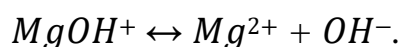
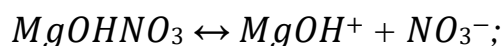
Основи – це електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на катіони металів і аніони гідроксогрупи OH^- . Багатокислотні основи дисоціюють ступінчасто.



Амфотерні гідроксиди – це електроліти, які у водних розчинах можуть дисоціювати як кислоти або основи, в залежності від умов середовища:



Солі – це електроліти, які дисоціюють у водних розчинах на катіони металів (або угруповання NH_4^+) та аніони кислотних залишків. Середні солі дисоціюють в одну стадію, кислі та основні солі дисоціюють ступінчасто.



Для характеристики слабких електролітів вводиться поняття константи рівноваги процесу дисоціації. Константа рівноваги процесу дисоціації

електроліту – це фізична величина, рівна відношенню добутку рівноважних концентрації іонів, на які дисоціює електроліт, до рівноважної концентрації недисоційованих молекул електроліту. Наприклад, для дисоціації оцтової кислоти:



константа дисоціації оцтової кислоти описується рівнянням:

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

Між константою та ступенем електролітичної дисоціації є зв'язок, відомий під назвою **закону розбавлення Оствальда**:

$$K_{\text{дис}} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}, \quad \text{коли } \alpha < 1 \rightarrow K_{\text{дис}} = C\alpha$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C}}$$

Іонний добуток води. Водневий показник.

Чиста вода є слабкий електроліт, що дисоціює в дві стадії:



(H_3O^+ -іон

гідроксонію) або



Константу рівноваги

цього процесу:

$$K_p = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = K_p [\text{H}_2\text{O}]$$

Оскільки ступінь дисоціації води дуже малий, то практично $[H_2O] = \text{const}$. Тоді $[H^+][OH^-] = K_{H_2O}$ і називається іонний добуток води. При 22°C $K_{H_2O} = 10^{-14}$, а концентрації $[H^+]$ і $[OH^-]$ дорівнюють $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Це дає змогу обчислювати $[H^+]$ або $[OH^-]$, якщо відома одна з цих величин:

$$[H^+] = 10^{-14 - \overline{pOH}} \quad \text{або} \quad [OH^-] = 10^{-\overline{pH} + 14}$$

$$[OH^-] \quad \quad \quad [H^+]$$

Записувати концентрації іонів $[H^+]$ або $[OH^-]$ через від'ємний ступінь незручно і тому ввели поняття pH розчину – водневого показника, який дорівнює:

$$pH = -\lg [H^+] \quad \text{По аналогії з}$$

pH введено поняття гідроксильний показник – pOH : $pOH = -\lg [OH^-]$

Оскільки концентрація іонів $[H^+]$ може змінюватись в межах іонного добутку: $pH + pOH = 14$,

то pH змінюється в інтервалі від 0 – 14:

$pH = 1 - 7$ кисле середовище; $pH < 7$

7 нейтральне середовище; $pH = 7$

– 14 лужне середовище.

Іонні реакції в розчинах електролітів

Для відображення суті процесів, що відбуваються у розчинах електролітів, користуються **іонними рівняннями**. При написанні іонних рівнянь дотримуються таких правил: сильні електроліти записують у дисоційованому вигляді (у вигляді іонів), слабкі електроліти (малорозчинні речовини, газоподібні речовини, воду) і електроліти середньої сили – у вигляді молекул.

При взаємодії розчинів електролітів відбуваються реакції, які не пов'язані зі зміною зарядів іонів. Вони називаються реакціями іонного обміну або просто обмінними. Напрямок їх визначають можливістю утворення малорозчинних, малодисоційованих йонів або молекул, а також газоподібних речовин, що видаляються із сфери реакції під час її протікання.

Розглянемо чотири типових варіанти. Реакції практично необоротні, якщо:

1) – утворюється осад (↓), наприклад:

молекулярне рівняння $BaCl_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl$ повне іонне

рівняння $Ba^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^-$

скорочене іонне рівняння $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow$

2) – виділяються газоподібні речовини, наприклад:

$Na_2S + 2HCl = H_2S\uparrow + 2NaCl$

$2Na^+ + S^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = H_2S\uparrow + 2Na^+ + 2Cl^-$
 $2H^+ + S^{2-} = H_2S\uparrow$

3) – утворюється слабкий електроліт, наприклад:

$2CH_3COOK + H_2SO_4 = 2CH_3COOH + K_2SO_4$

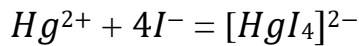
$2CH_3COO^- + 2K^+ + 2H^+ + SO_4^{2-} = 2CH_3COOH + 2K^+ + SO_4^{2-}$

$CH_3COO^- + H^+ = CH_3COOH$

4) – утворюються комплексні сполуки:

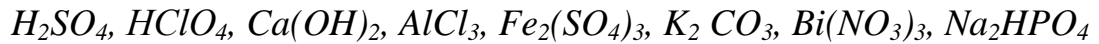
$Hg(NO_3)_2 + 4KI = K_2[HgI_4] + 2KNO_3$

$Hg^{2+} + 2NO_3^- + 4K^+ + 4I^- = 2K^+ + [HgI_4]^{2-} + 2K^+ + 2NO_3^-$

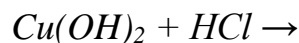
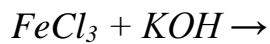
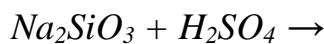
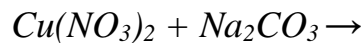
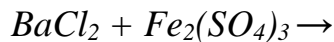


Питання для самоперевірки.

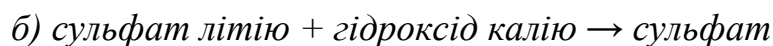
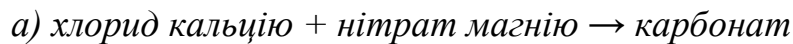
1. Написати рівняння дисоціації на іони наступних сполук:



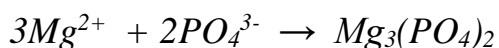
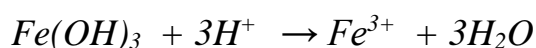
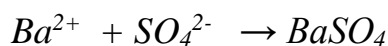
2. Написати молекулярне, повне та скорочене іонні рівняння:



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



4. Складіть молекулярні рівняння реакцій між речовинами, які у водних розчинах взаємодіють за такою схемою:



Лабораторна робота № 4. Електролітична дисоціація.

Мета роботи: Еспериментально дослідити процес дисоціації в розчинах.

Матеріали та обладнання: Розчини солей, кислот та лугів. Лабораторний посуд – пробірки, штативи, електроплитка, водяна баня.

Дослід 1. Одержання малорозчинних речовин. А) В 4 пробірки налити по 3 — 5 крапель розчинів HCl , KCl , $MgCl_2$, $KClO_3$ і додати по декілька крапель $AgNO_3$. Що спостерігається? Написати молекулярні та іонні рівняння реакцій.

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

Б) У три пробірки взяти окремо по 5-6 крапель розчинів Na_2SO_4 , $(NH_4)_2CO_3$, Na_3PO_4 і додати в кожну пробірку по 3-4 краплі розчину $BaCl_2$. Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння реакцій.

РІВНЯННЯ	$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$(NH_4)_2CO_3 + BaCl_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Na_3PO_4 + BaCl_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

В) У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів $CuSO_4$ та $Cu(NO_3)_2$. Додати в одну пробірку 4-5 крапель розчину $NaOH$, а в другу – 4-5 крапель $Ba(OH)_2$.

Що спостерігається? Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$CuSO_4 + NaOH \rightarrow$
-----------------	-----------------------------

ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Cu(NO_3)_2 + Ba(OH)_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Одержання малодисоційованої речовини. У дві пробірки взяти по 5-6 крапель розчинів CH_3COONa та $Pb(CH_3COO)_2$ і додати в кожную пробірку по 5-6 крапель 2н HCl або 2н H_2SO_4 . Суміш нагріти і за запахом визначити виділення парів оцтової кислоти. Скласти молекулярні та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$CH_3COONa + HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Pb(CH_3COO)_2 + HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Одержання газоподібних речовин. А) Взяти в пробірку 5-6 крапель NH_4Cl і додати стільки ж розчину $NaOH$. Вміст пробірки нагріти на

водняній бані. За запахом визначити, який газ виділяється. Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$NH_4Cl + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Б) В пробірку помістити 0,01 – 0,02 г твердої солі $CaCO_3$ або $BaCO_3$ і додати 4-5 крапель 2н HCl . Що спостерігається? Скласти молекулярне та йонні рівняння.

РІВНЯННЯ	$CaCO_3 + HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Одержання та властивості амфотерних гідроксидів.

Одержати в 2-х пробірках осад $Zn(OH)_2$ шляхом додавання до 4-5 крапель розчину $ZnSO_4$ кількох крапель розчину $NaOH$. В одну пробірку додати 5-6 крапель 2н HCl , а в другу – 5-6 крапель 2н $NaOH$. Що відбувається з осадом $Zn(OH)_2$? Скласти молекулярні та йонні рівняння одержання осаду $Zn(OH)_2$ та його розчинення в кислоті та лузі.

РІВНЯННЯ	$ZnSO_4 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РІВНЯННЯ	$Zn(OH)_2 + HCl \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$Zn(OH)_2 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Тема 4. Протолітичні процеси (гідроліз солей).

Гідроліз солі – це взаємодія солі з водою, яка призводить до утворення слабкого або погано розчинного електроліту. Гідроліз - є реакцією обмінного розкладання солі водою або як процес, обернений реакції нейтралізації, отже – рівноважний процес. Тому можна створити умови, за яких гідроліз відбуватись не буде. Гідроліз супроводжується зміною концентрації водневих та гідроксильних іонів (кислотності середовища). Гідроліз – процес ступінчастий для солей, утворених від багатокислотних основ або багатоосновних кислот. Гідроліз солі залежить від хімічної природи основ і кислот, що утворюють сіль.

Вода, як слабкий електроліт, в незначній мірі дисоціює на іони водню H^+ та гідроксилу OH^- . При розчиненні солей відбувається спочатку їх дисоціація на іони, а потім взаємодія іонів розчинених солей з дисоційованими іонами води. В результаті можуть утворюватись слабкі або малорозчинні електроліти . Внаслідок цього концентрація іонів води змінюється і більшість розчинів середніх солей мають кислу або лужну реакцію (рН розчинів таких солей $>$ або $<$ 7).

Кількісно, як і процес дисоціації електроліту, гідроліз солі оцінюють за ступенем гідролізу і константою гідролізу. Кількісно гідроліз оцінюють за ступенем гідролізу h :

h = число молів солі що, гідролізувались загальне

число молів солі у розчині

Ступінь гідролізу залежить від природи солі, її концентрації (при розбавленні гідроліз зростає), температури розчину (з підвищенням температури гідроліз зростає). Сіль гідролізується повніше, чим слабкішою є кислота (основа), від якої утворена сіль.

Константа рівноваги процесу гідролізу солі називається **константою гідролізу ($K_{гдр.}$)**. Між константою гідролізу і константою дисоціації (кислоти, основи) існує зв'язок:

• сіль утворена слабкою основою і сильною кислотою $K_{гдр} = \frac{K_{основи}}{K_{кислоти}}$

$K_{основи}$;

• сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою $K_{гдр} = \frac{K_{кислоти}}{K_{основи}}$

$K_{кислоти}$;

• сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою

$$= \frac{K_{H_2O} K_{гдр}}{K_{основи} \cdot K_{кислоти}}$$

Гідролізу зазнають солі, що утворені за участю слабких кислот та слабких основ. Солі, які утворені за участю сильних кислот та сильних основ, не гідролізують, оскільки їх іони не зв'язують іони води OH^- і H^+ і не утворюють слабких електролітів, а отже, і не зміщують іонну рівновагу процесу дисоціації води. Тому розчини таких солей, як $NaCl$, $KClO_4$, KNO_3 , Na_2SO_4 , $CaCl_2$, $Ba(NO_3)_2$ гідролізу не підлягають. Механізм гідролізу солі може бути різним і залежить від типу солі. Розглянемо типові випадки гідролізу солей.

1. **Гідроліз за катіоном** (сіль, утворена слабкою основою і сильною кислотою.) Це найпоширеніший випадок, оскільки більшість гідроксидів металів, зокрема багатовалентних, є слабкими основами. В результаті

гідролізу такої солі утворюється слабка основа (якщо катіон NH_4^+) або основна сіль і вільна сильна кислота. Розчини таких солей мають кислу реакцію ($pH < 7$). Прикладом таких солей є NH_4Cl , $Bi(NO_3)_3$, $AlCl_3$, $Al_2(SO_4)_3$, $Fe(NO_3)_3$, $Al(ClO_4)_3$ та ін.

Гідроліз солі NH_4Cl відбувається відповідно до рівнянь:

в молекулярному вигляді: $NH_4Cl + HON \leftrightarrow NH_3 \cdot H_2O + HCl$, або

$NH_4Cl + HON \leftrightarrow NH_4OH + HCl$ **в повному іонному вигляді:** $NH_4^+ +$

$Cl^- + HON \leftrightarrow NH_4OH + H^+ + Cl^-$ **в скороченому іонному вигляді:**

$NH_4^+ + HON \leftrightarrow NH_4OH + H^+$.

Таким чином, у розчині створюється певний надлишок іонів водню і тому розчин NH_4Cl має кислу реакцію ($pH < 7$).

Подібно гідролізує сіль $BiCl_3$. Так як сіль утворена від багатокислотної основи $Bi(OH)_3$ і катіон має ступінь окиснення $3+$, гідроліз відбувається ступінчасто, але переважно за першим ступенем:

$BiCl_3 + HON \leftrightarrow BiOHCl_2 + HCl$;

$Bi^{3+} + 3Cl^- + HON \leftrightarrow BiOH^{2+} + 2Cl^- + H^+ + Cl^-$;

$Bi^{3+} + HON \leftrightarrow BiOH^{2+} + H^+$, $pH < 7$ (перший ступінь)

Для того, щоб гідроліз відбувався за другим і третім ступенем, необхідно створити умови для підсилення цього процесу (підвищити температуру і розбавити розчин солі – зменшити концентрацію розчиненої речовини в розчині):

$BiOHCl_2 + HON \leftrightarrow Bi(OH)_2Cl + HCl$;

$BiOH^+ + 2Cl^- + HON \leftrightarrow Bi(OH)_2^- + Cl^- + H^+ + Cl^-$;

$BiOH^+ + HON \leftrightarrow Bi(OH)_2^+ + H^+$, $pH < 7$ (другий ступінь);

$Bi(OH)_2Cl + HON \leftrightarrow Bi(OH)_3 + HCl$;

$Bi(OH)_2^+ + Cl^- + HON \leftrightarrow Bi(OH)_3 + H^+ + Cl^-$;

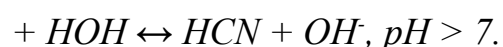
$Bi(OH)_2^+ + HON \leftrightarrow Bi(OH)_3 + H^+$, $pH < 7$ (третій ступінь).

Третій ступінь практично не відбувається, оскільки утворені сполуки – основа і кислота взаємодіють між собою і напрям реакції буде зворотнім. Для

того, щоб запобігти гідролізу (змістити рівновагу вліво), необхідно до розчину додати відповідну кислоту, наприклад HCl.

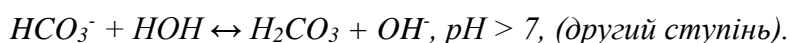
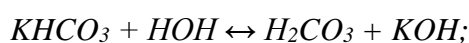
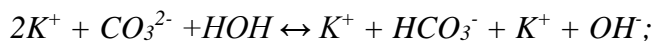
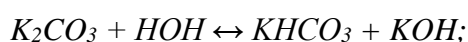
2. **Гідроліз за аніоном** (сіль утворена слабкою кислотою і сильною основою). В результаті гідролізу такої солі утворюється слабка кислота, якщо аніон однозарядний, або кисла сіль і вільна сильна основа. Розчини таких солей мають лужну реакцію. Прикладом таких солей є KCN, CH₃COONa, K₂CO₃, Na₂S, BaS, Ca(CH₃COO)₂ та ін.

Наприклад, запишемо рівняння гідролізу для солі KCN :



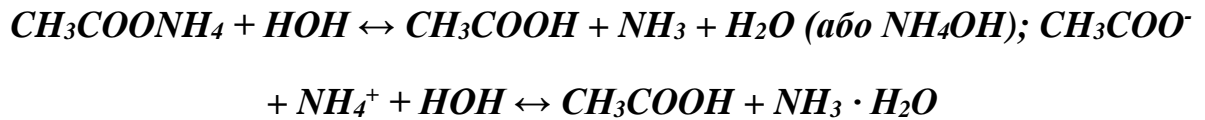
Як видно, внаслідок гідролізу солі утворюється деякий надлишок іонів OH⁻ і тому розчини солей, утворених сильною основою і слабкою кислотою, мають лужну реакцію (pH > 7).

Солі багатоосновних кислот гідролізують ступінчасто:



Зміщення рівноваги гідролізу вліво в бік утворення середньої солі можна здійснити, додаючи до розчину солі розчин відповідного лугу.

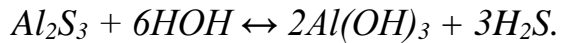
3. **Гідроліз за катіоном і за аніоном** (сіль утворена слабкою основою і слабкою кислотою). Гідроліз таких солей відбувається досить повно, оскільки в результаті реакції утворюються дві малодисоційовані або малорозчинні речовини. Солі такого типу в більшості гідролізують необоротно (повний гідроліз). Внаслідок гідролізу реакція середовища може мати такі значення pH: 7; > 7; < 7. Ці значення визначають порівнянням констант дисоціації утворених слабких електролітів. Наприклад, хоч ацетат амонію і гідролізує, проте розчин його має нейтральну реакцію середовища (pH ≈ 7), оскільки константи дисоціації слабкої основи і слабкої кислоти майже однакові (K_{дис.} ^{CH₃COOH}₃ = 1,74 · 10⁻⁵, K_{дис.} ^{NH₄OH}₄ = 1,76 · 10⁻⁵).



Скороченого іонного рівняння в цій реакції немає.

Процес повного гідролізу є частковий випадок гідролізу за катіоном і за аніоном.

Прикладом повного гідролізу солі є взаємодія сульфідів алюмінію з водою:



Рівнянь в іонному вигляді в таких випадках немає. Отже, неможливо добути з водних розчинів солі Cr_2S_3 , CuCO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$ та ін.

Питання для саопереверки

- Чому дорівнює величина водневого показника розчинів, концентрація іонів водню в яких дорівнює : $1 \cdot 10^{-7}$; $1 \cdot 10^{-5}$; $1 \cdot 10^{-10}$?
- Чому дорівнює рН 0,1 М розчину азотної кислоти, якщо вважати її дисоціацію повною?
- Як зміниться концентрація гідроксид-іонів, якщо рН розчину зменшиться з 10 до 4?
- Водний розчин якої солі буде мати кислу реакцію середовища? Написати відповідні рівняння:
 - нітрат алюмінію, сульфід калію, хлорид калію;
 - карбонат калію, сульфат заліза (II), хлорид літію;
 - хлорид міді (II), хлорид натрію, карбонат літію.
- Водний розчин якої солі буде мати лужну реакцію середовища. Написати відповідні рівняння:
 - хлорид кальцію, хлорид алюмінію, силікат натрію;
 - нітрат літію, карбонат калію, нітрат цинку;

- в) хлорид калію, хлорид алюмінію, сульфід натрію.
- Привести приклади гідролізу солей по катіону (одно-, дво- та трьохзарядному).
 - Привести приклади гідролізу солей по аніону (одно- та двозарядному).
 - Які фактори сприяють більш повному проходженню процесу гідролізу?

Лабораторна робота № 5. Гідроліз солей.

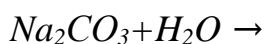
Мета роботи: Виконати заплановані досліди і перевірити експериментально зміну середовища в розчинах в результаті реакції гідролізу солей. Навчитись записувати рівняння реакцій гідролізу солей.

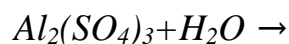
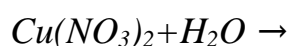
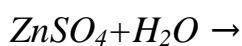
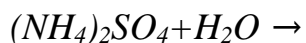
Матеріали та обладнання: Розчини солей, індикаторний універсальний папір, розчин фенолфталеїну. Лабораторний посуд – пробірки, штатив, електроплитка, водяна баня.

Дослід 1. Визначення реакції середовища в розчинах солей. Для розчинів солей Na_2CO_3 , $(NH_4)_2SO_4$, $ZnSO_4$, $Cu(NO_3)_2$, $Al_2(SO_4)_3$, $Ba(CH_3COO)_2$ скласти рівняння гідролізу солей і теоретично передбачити рН розчинів цих солей. Потім визначити реакцію середовища, наносячи краплю розчину на лакмусовий папірець.

№ пробірки	Формула солі	Індикатор	Колір індикатора	Середовище
1	Na_2CO_3			
2	$(NH_4)_2SO_4$			
3	$ZnSO_4$			
4	$Cu(NO_3)_2$			
5	$Al_2(SO_4)_3$			
6	$Ba(CH_3COO)_2$			

Скласти молекулярні, повні і скорочені йонні рівняння реакцій:



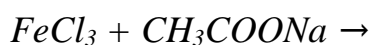


Дослід 2. Вплив температури на гідроліз. А) У дві пробірки налити по 5-6 крапель 2н розчину CH_3COONa і по одній краплі розчину фенолфталеїну. Одну пробірку залишити для порівняння, а другу – нагріти на водяній бані, і відмітити зміну забарвлення. Скласти рівняння гідролізу в молекулярній і йонній формі.

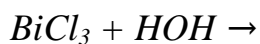


Б) В пробірку налити 5-6 крапель $FeCl_3$ і 4-5 крапель CH_3COONa .

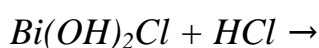
Відмітити зміну забарвлення розчину в результаті утворення ацетату заліза (III). Додати 25-30 крапель дистильованої води і суміш нагріти на водяній бані до утворення бурого осаду. Скласти рівняння гідролізу ацетату заліза за першою та другою стадіями в молекулярній і йонній формі.



Дослід 3. Посилення гідролізу при розведенні розчину. Взяти в пробірку 4-5 крапель хлориду або нітрату вісмуту 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 $Bi(OH)_2Cl$.



Дослід 4. Оборотність процесу гідролізу. До осаду основної солі вісмуту, одержаного в попередньому досліді, додати по краплям розчин соляної 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 $Al_2(SO_4)_3$ і додати такий же об'єм розчину Na_2CO_3 . Спостерігати утворення білого аморфного осаду $Al(OH)_3$ і виділення бульбашок газу. Для того аби довести, що осад є $Al(OH)_3$, необхідно пробірку нагріти, осад відфільтрувати, промити його на фільтрі гарячою дистильованою водою для видалення надлишку Na_2CO_3 і розділити на дві частини. До однієї додати розчин $NaOH$, а до другої — 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 Na_2CO_3 і розчином солі алюмінію і рівняння реакції гідролізу. Написати рівняння реакції взаємодії гідроксиду алюмінію, що утворився при гідролізі з $NaOH$ і HCl .

РОЗДІЛ 3. ОСНОВНІ ТИПИ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ, В ТОМУ ЧИСЛІ ЗІ ЗМІНОЮ СТУПЕНЯ ОКИСЛЕННЯ ЕЛЕМЕНТІВ.

Тема 1. Окисно-відновні реакції (ОВР).

Окисно-відновними називаються реакції, які супроводжуються зміною ступеня окиснення атомів елементів, що входять до складу реагуючих речовин. Елемент, атоми якого віддають електрони називається відновником. Під час реакції він окиснюється. Елемент, атоми якого приймають електрони, називається окисником. Під час реакції він відновлюється.

ТИПОВІ ОКИСНИКИ ТА ВІДНОВНИКИ

Переважаюча функція елемента в ОВ реакції	Типи атомів, молекул чи іонів	Характерні ознаки, що зумовлюють виконання функції елемента в ОВ-реакції
Окиснювач	Більшість неметалів у елементному стані: $F_2, Cl_2, Br_2, I_2, S, N_2, O_2$	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 5-7 електронів, висока спорідненість до електрону, вищі значення електронегативності елемента
Окиснювач	$KMnO_4, K_2Cr_2O_7, NaNO_3, PbO_2, NaBiO_3, HClO_4, H_2SO_4$ (конц.), HNO_3 (конц. і розв.)	Молекули та іони, що містять атоми металів або неметалів з максимальним ступенем окиснення, в т.ч. і типові кислоти-окисники
Окиснювач	$Cu^{2+}, Fe^{3+}, Cr^{3+}, Ag^+, Pb^{2+}, Tl^{3+}, Tl^+, Co^{2+}$	Іони металів, як правило, з максимальним або проміжним ступенем окиснення

Відновник	Всі метали у елементному стані: <i>Na, Li, Mg, Zn, Fe, Hg, Mn</i>	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-2 електрони, низька спорідненість до електрону, невисокі значення електронегативності елемента
Відновник	Деякі неметали у елементному стані або їх сполуки: <i>H₂, C, P, B, CO, NO, P₂O₃, HNO₂, SO₂</i>	Наявність на зовнішньому енергетичному рівні 1-5 електронів, проміжний ступінь окиснення атому в сполуці, наявність в реакції сильнішого окисника
Відновник	<i>LiH, HJ, HBr, HCl, H₂S, NH₃, PH₃</i>	Сполуки, що містять атоми неметалів з мінімальними ступенями окиснення (негативними зарядами)

При складанні окиснювально-відновних рівнянь рекомендується дотримуватися певної послідовності:

- 1) скласти схему реакції та визначити елементи, які змінюють ступені окиснення;
- 2) записати рівняння електронного балансу;
- 3) розрахувати коефіцієнти до схеми перерозподілу електронів;
- 4) згідно з електронним балансом розставити у рівнянні реакції коефіцієнти, дотримуючись такої черговості: окиснювач-продукт відновлення; відновник-продукт окиснення; атоми металів, кислотні залишки і гідроксильні групи, де не було зміни ступенів окиснення елементів; атоми водню; атоми кисню.

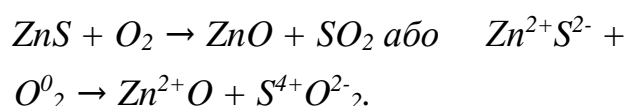
Основні правила складання рівнянь окисно-відновних реакцій

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

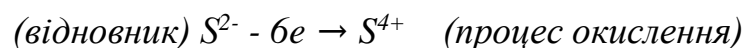
Оволодіння процесом складання рівнянь окисно-відновних реакцій *методом електронного балансу* передбачає два методичних етапи: 1) реакції, для яких відомі формули всіх речовин до і після взаємодії; 2) реакції, в яких відомими є лише вихідні речовини, а продукти потрібно визначати, передбачати тощо.

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.

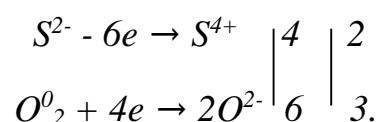
Приклад 1. Під час обпалювання сульфіду цинку схема реакції має вигляд:



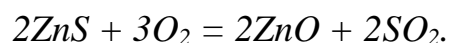
Тобто під час реакції змінюють ступені окислення атоми сірки та кисню, які і представляють півреакції процесів окислення та відновлення у схемі перерозподілу електронів:



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 сірки до і після реакції, а 3 до атомів кисню і з них починають процес зрівняння елементів, а потім підбирають коефіцієнти до атомів металів, водню, якщо вони наявні в реакції:

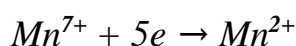


Іноді в реакції можуть брати участь молекули трьох речовин, а внаслідок реакції утворюються молекули нових трьох - чотирьох речовин.

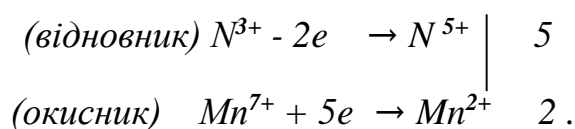
Приклад 2. Записуємо молекулярну схему реакції



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



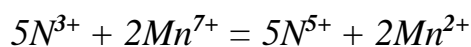
Складаємо електронний баланс:



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 азоту (5).

Поділимо 10 на 5 і одержимо коефіцієнт в електронному балансі для марганцю (2).

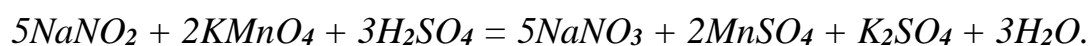
З урахуванням розрахованих множників отримаємо:



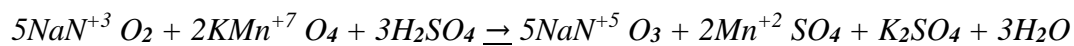
Визначені за електронним балансом коефіцієнти переносимо у схему реакції:



Зрівнявши кількість аніонів SO_4^{2-} і атомів водню зліва та справа, перевіряємо кількість атомів кисню 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:



□2e □5e

Стрілка, що направлена вниз, вказує на те, що в процесі реакції азот (ступінь окислення 3+) в молекулі NaNO_2 втрачає два електрони, виконуючи роль відновника. Навпаки, стрілка, яка спрямована вгору до молекули 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 великого 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 приводити 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 водню; атоми

кисню.

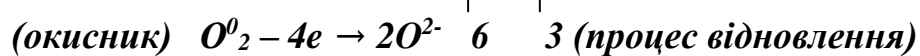
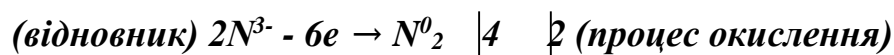
Приклад 3. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow$

– Визначаємо ступені окислення елементів: $\text{N}^3-\text{H}^+ + \text{O}^0_2 \rightarrow$;

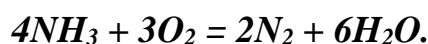
– Аналізуючи елементи за ступенями окислення приходимо до висновку, що N^3- може бути лише відновником (*мінімальний ступінь окислення*), H^+ - лише окисником (*максимальний*), а O^0 – і окисником і відновником (*проміжний*). Шляхом порівняння електронегативності елементів (положення у періодичній таблиці) визначаємо, що окисником буде O^0 , а відновником N^3- ;

– Складаємо схему перерозподілу електронів, враховуючи, що O^0 (6 група, 6 електронів на зовнішньому енергетичному рівні в елементному стані) може прийняти 2 електрони до завершення зовнішнього енергетичного рівня, а 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 N^{2-} , N^{1-} , N^0 , N^{1+} , N^{2+} , N^{3+} , N^{4+} , N^{5+} . При цьому найбільшу хімічну інертність до кисню і водню

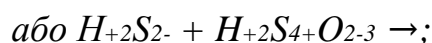
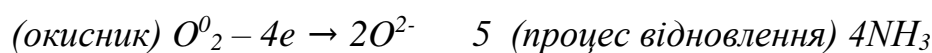
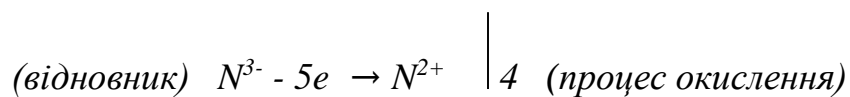
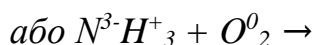
має N^0 (складова частина повітря, яка в звичайних умовах з киснем не взаємодіє).



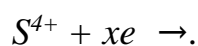
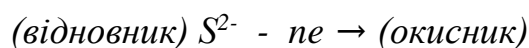
- Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо до рівняння реакції продукти (N^0_2 та H_2O як об'єднання O^{2-} та H^+) і розставляємо коефіцієнти:



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

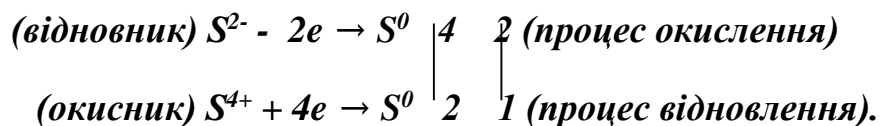


Мінімальний ступінь окислення мають O^{2-} та S^{2-} і тому можуть бути лише відновниками, максимальний - H^+ і він може відігравати лише роль окисника, проміжний ступінь окислення у S^{4+} - здатна бути і окисником і відновником. За електронегативністю H (2,1), O (3,5), S (2,5) відновником буде S^{2-} , а окисником S^{4+} , а тому:

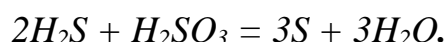


На основі електронної будови зовнішнього енергетичного рівня атома сірки у незбудженому та збуджених станах можна передбачити для нього такі

можливі ступені окислення як S^{2-} , S^0 , S^{2+} , S^{4+} , S^{6+} . При цьому хімічно найстійкішим буде стан сірки при ступені її окислення нуль. Тому процеси окислення і відновлення будуть відбуватися в напрямку утворення S^0 згідно схем:



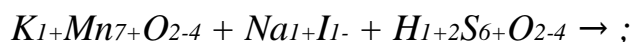
Згідно зі схемою перерозподілу електронів записуємо продукти реакції і розставляємо коефіцієнти:



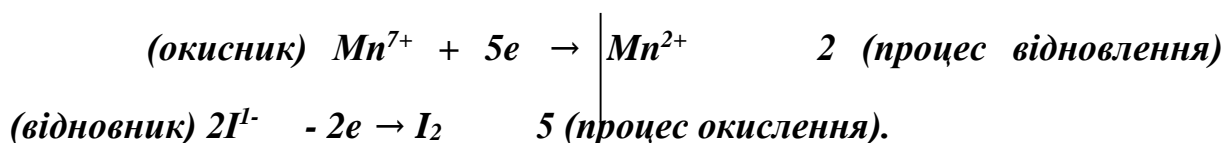
Вплив середовища на хід реакцій окислення-відновлення.

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. 8).

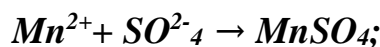
Приклад 6. $KMnO_4 + NaI + H_2SO_4 \rightarrow$ або

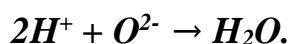
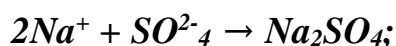
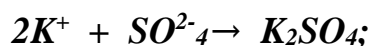


У цій реакції H_2SO_4 визначає кисле середовище і елементи, що входять до її складу, не приймають участі у перерозподілі електронів. Окисником є Mn^{7+} , що в кислому середовищі приймає 7 електронів (табл.), а відновником I^{-1} (мінімальний ступінь окислення), який щонайменше віддаватиме 1 електрон:

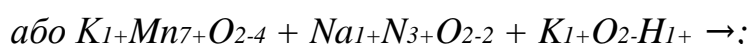
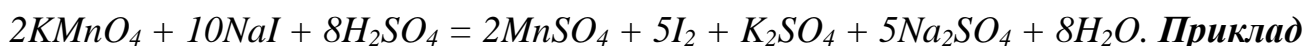


Продукти відновлення або окислення (іони) та атоми, що не змінювали ступенів окислення, умовно зв'язуються в молекули з іонами речовини-середовища:

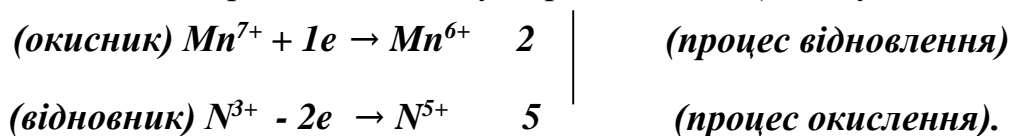




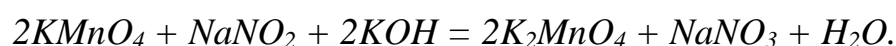
Тому рівняння реакції в цілому з продуктами та коефіцієнтами матиме такий вид:



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



Реакція завершується перетворенням $KMn^{7+}O_4$ на $K_2Mn^{6+}O_4$ та $NaN^{3+}O_2$ на $NaN^{5+}O_3$:



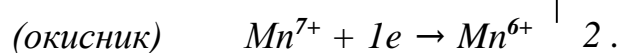
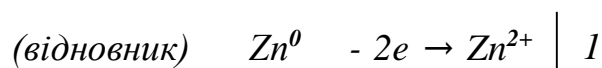
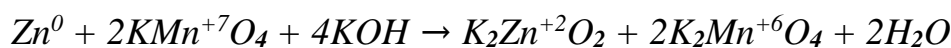
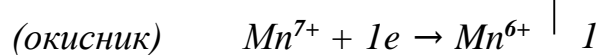
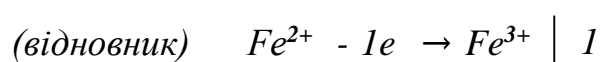
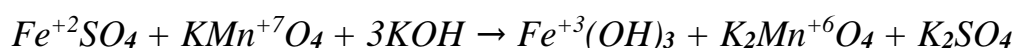
Таблиця. Вплив середовища на хід окисно-відновних реакцій

Сполука та її функція в ОВ-реакції	Реакційне середовище	Схема півреакції	Типові продукти
Окисник: $KMnO_4$	Кисле (H^+ , pH \square 7)	$Mn^{7+} + 5e \rightarrow Mn^{2+}$	Солі Mn^{2+} та кислотного залишку кислоти, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Лужне (OH^- , pH \square 7)	$Mn^{7+} + 1e \rightarrow Mn^{6+}$	Солі марганцевистої кислоти (H_2MnO_4) і луку, що визначає середовище
Окисник: $KMnO_4$	Нейтральне (H_2O)	$Mn^{7+} + 3e \rightarrow Mn^{4+}$	MnO_2

Найчастіше для створення в розчині кислого середовища використовують сірчану кислоту. Азотну кислоту недоцільно вживати, тому що вона сама є окисником, а соляна 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 9:



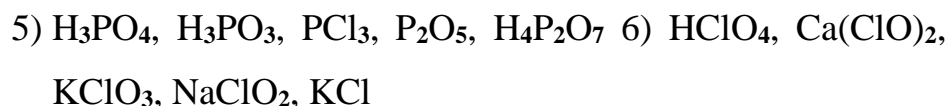
Деякі окисно-відновні реакції є оборотними.

При складанні рівнянь окисно-відновних реакцій з урахуванням середовища необхідно дотримуватися 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 з ступенями окислення 1+, 2+, 3+ з кислотними залишками утворюють солі;
3. У лужному середовищі іони 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).

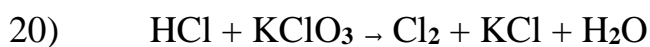
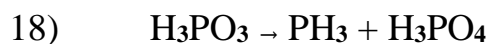
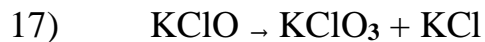
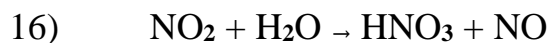
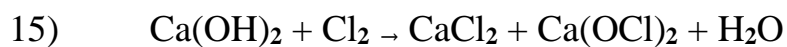
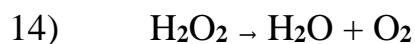
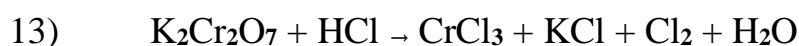
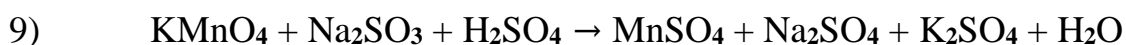
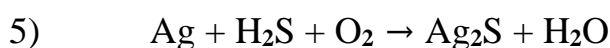
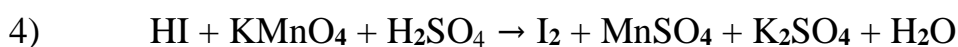
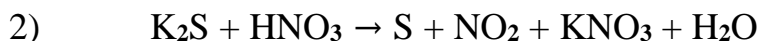
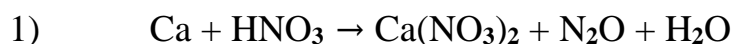
Питання для самоперевірки.

1. Чи ідентичні поняття «ступінь окислення елемента» та «валентність»?
2. Визначити ступінь окислення:
 - а) азоту у сполуках NH_4Cl ; NH_3 ; N_2H_4 ; NH_2OH ; HN_3 ; N_2 ; N_2O ; NO ; N_2O_5 ; HNO_2 ; HNO_3 ;
 - б) сірки в сполуках H_2S ; S ; SO ; SO_2 ; H_2SO_4 ; $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - в) йоду в сполуках PJ_3 ; I_2 ; HI ; KIO_3 ; I_2O_5 ;
 - г) фосфору в сполуках PH_3 ; KH_2PO_2 ; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; $\text{Na}_3\text{HP}_2\text{O}_7$;
 - д) марганцю в сполуках $\text{Mn}_3(\text{PO}_4)_2$; MnO_2 ; Mn_3O_4 ; BaMnO_4 ; NH_4MnO_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, якщо він може бути і окисником, і відновником (наприклад, S, N, P, Cr, Cl, Pb)?
7. Які з наведених сполук здатні проявляти властивості:
 - а) окисника;
 - б) відновника;
 - в) і окисника, і відновника (мати двоїсту функцію):
 HJ , HNO_3 ; SO_2 ; KMnO_4 ; HClO ; Cl_2O_7 ; CrO_3 ; MnO_2 ; H_2S ; Cl_2 ; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$?
8. Визначити ступені окислення атомів елементів у молекулах таких сполук: 1)
 CO_2 , H_2CO_3 , HCOOH , CH_3COOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
2) HNO_3 , HNO_2 , N_2O_4 , NO_2 , N_2O 3)
 NH_3 , N_2H_4 , NH_2OH , N_2 , HNO_2

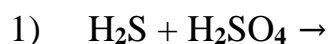


9. Розставити коефіцієнти у рівняннях реакцій методом електронного балансу.

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



10. Визначити продукти реакцій, скласти схему електронного балансу:



- 2) $\text{KI} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 3) $\text{HNO}_3 \rightarrow$
- 4) $\text{HClO}_4 \rightarrow$
- 5) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$
- 6) $\text{KBiO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 7) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- 8) $\text{CoS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 9) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 10) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$
- 11) $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
- 12) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 13) $\text{Na}_2\text{S} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 14) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- 15) $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

Лабораторна робота № 6. Окисно-відновні реакції.

Мета роботи: вміти визначати ступені окиснення елементів - окисника і відновника; записувати електронний баланс та визначати коефіцієнти для сполук у рівнянні.

Матеріали та обладнання: штатив з пробірками; розчини солей, кислот і лугів.

Дослід 1. Вплив реакції середовища на окисно-відновні процеси. У три пробірки помістити по 2-3 краплі розчину KMnO_4 . У першу додати 1-2 краплі розчину сірчаної кислоти, в другу – 3-4 краплі дистильованої води, в третю – 2-3 краплі розчину лугу (KOH чи NaOH). Чи змінюється при цьому колір розчину 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.

РІВНЯННЯ	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + NaOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Окисно-відновні властивості сполук хрому. У пробірку помістити 2-3 краплі розчину біхромату калію $K_2Cr_2O_7$, додати 2-3 краплі розчину сірчаної кислоти, додати декілька кристалів (на кінчику шпателью) твердого сульфїту натрію чи калію. Відмітити зміну кольору розчину. Написати рівняння, скласти схему перерозподїлу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + Na_2SO_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

У другу пробірку помістити 1-2 краплі розчину лугу (*KOH* чи *NaOH*), по краплям додати розчин сульфату хрому (III) до утворення осаду. Відмітити колір осаду. Додати туди ж знову розчину лугу (*KOH* чи *NaOH*) до розчинення осаду, після цього – 3-4 краплі 10%-ного розчину пероксиду водню H_2O_2 , підігріти суміш на водяній бані 2-3 хвилини. Як змінився колір розчину? Скласти рівняння реакцій, що відповідають перетворенням $Cr^{3+} \rightarrow CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$. До окисно-відновного процесу скласти схему перерозподілу електронів, вказати окисник та відновник.

РІВНЯННЯ	$Cr_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow$ $Cr(OH)_3 + KOH \rightarrow$ $KCrO_2 + H_2O_2 + KOH \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Відновні властивості йонів металів у нижчій ступені окиснення. До 2-3 крапель розчину роданіду амонію NH_4SCN 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.

РІВНЯННЯ	$NH_4SCN + FeCl_3 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	$+ SnCl_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 4. Окислювально-відновні реакції диспропорціонування або дисмутації. У пробірку взяти 5—6 крапель 10% розчину H_2O_2 і закрити пробкою. За допомогою тліючої скіпки показати, що пероксид водню в цих умовах не розкладається. Далі на кінці шпателя внести в пробірку диоксид марганцю, 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?

РІВНЯННЯ	$H_2O_{2-1} + Mn^{+4}O_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 5. Окислювальні властивості галогенів. Налити у пробірку 4-5 крапель сірководневої води (розчин H_2S у воді або Na_2S) і додати 3—4 краплі йодної води (розчин I_2 у воді). Чому знебарвився розчин йоду і утворився осад сірки? Написати рівняння реакції, скласти схему електронного балансу і підібрати коефіцієнти.

РІВНЯННЯ	$I_2^0 + H_2S^{-2} \rightarrow$ Або $Na_2S^{-2} + I_2^0 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 6. Окислення іонів I^- іонами Fe^{3+} . У пробірку налити 5—7 крапель розчину $FeCl_3$, додати 3—4 краплі безбарвного розчину 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.

РІВНЯННЯ	$Fe^{+3}Cl_3 + KI^{-I} \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Тема 2. Комплексні (координаційні) сполуки.

Такі сполуки, як оксиди, гідроксиди, кислоти та солі вважаються сполуками першого порядку, бо в них реалізуються досить прості типи хімічного зв'язку.

Сполуки вищого порядку, комплексні (координаційні) сполуки, є продуктом взаємодії певних сполук першого порядку.

Основні положення координаційної теорії Вернера.

1. У молекулі будь-якої комплексної сполуки один із іонів займає центральне місце і має назву **комплексоутворювач** або **центральний іон**.

2. Навколо центрального іона розташовується певна кількість протилежно заряджених іонів або нейтральних молекул, які називаються **лігандами** або **адендами**. Центральний іон з розміщеними навколо нього лігандами утворюють **внутрішню координаційну сферу сполуки**.

3. Іони, що знаходяться на більш далекій відстані від центрального іона, складають **зовнішню координаційну сферу** комплексної сполуки.

4. Число, що показує скільки лігандів розташовано навколо комплексоутворювача у внутрішній координаційній сфері, називається **координаційним числом**.

Згідно методу валентних зв'язків, утворення комплексних сполук відбувається за рахунок ковалентного зв'язку, утвореного по донорноакцепторному механізму між комплексоутворювачем і лігандами. В залежності від заряду внутрішньої координаційної сфери всі комплексні сполуки поділяють на: **комплексні сполуки катіонного характеру**

($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$), *комплексні сполуки аніонного характеру* ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$), *молекулярні комплексні сполуки*, або *нейтральні* ($[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$).

Для комплексних сполук характерними є *такі типи ізомерії: геометрична, гідратна, іонізаційна, координаційна.*

Координаційні сполуки, в більшості випадків, є електролітами і у водних розчинах здатні дисоціювати на комплексні катіони та аніони кислотних залишків, або навпаки на прості катіони та комплексні аніони:



Дисоціація комплексних іонів, як правило, відбувається в незначній ступені, подібно до дисоціації слабких електролітів і підпорядковується закону діючих мас. Кількісно охарактеризувати такі процеси можна за допомогою **констант дисоціації комплексних іонів**. Для сполуки $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ повна дисоціація комплексного аніона відбувається таким чином:

$$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$$

$$K_{\text{дис.}} = \frac{[\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{CN}^-]^6}{[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}}$$

Оскільки константи дисоціації характеризують міцність комплексних іонів, вони одержали назви **константи нестійкості** ($K_{\text{нест.}}$). Найчастіше вони представлені в логарифмічній формі, $\text{p}K = -\lg K_{\text{нест.}}$. Величина обернена до константи нестійкості комплексу називається **константою стійкості** ($K_{\text{ст.}}$):

$$K_{\text{ст.}} = \frac{1}{K_{\text{нест.}}}$$

Номенклатура комплексних сполук

Комплексні сполуки можна розділити на 3 типи:

- 1. комплекси катіонного характеру** – комплексний іон 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 іон заряджений негативно, наприклад, $K_2[PtCl_4]$, $(NH_4)_2[Co(SCN)_4]$;
3. **нейтральні комплекси (внутрішньокомплексні сполуки)** – абсолютні величини зарядів комплексоутворювача і лігандів рівні, наприклад, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $[Ni(CO)_4]$.

Для 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 іона або молекули вказують всі складові частини: спочатку ліганди іонної природи, а потім молекулярної.

Таблиця. Характеристика деяких комплексних сполук

Координаційне число	Комплексоутворювач	Комплексні сполуки
2	Ag ⁺	[Ag(NH ₃) ₂]Cl,
2	Au ⁺	Na[Au(CN) ₂]
4	Cu ²⁺	[Cu(NH ₃) ₄](OH) ₂
4	Hg ²⁺	K ₂ [HgI ₄]
4	B ³⁺	Na[BF ₄]
4	Pt ²⁺	K ₂ [PtBr ₄]
4	Co ²⁺	K ₂ [Co(SCN) ₄]
4	Zn ²⁺	Na ₂ [Zn(OH) ₄]
4	Pb ²⁺	K ₂ [PbCl ₄]
6	Al ³⁺	Na ₃ [AlF ₆]
6	Co ³⁺	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]
6	Cr ³⁺	Na ₃ [Cr(SCN) ₆]
6	Fe ³⁺	K ₃ [Fe(CN) ₆]
6	Fe ²⁺	K ₄ [Fe(CN) ₆]

До звичайної латинської назви аніонного ліганду додається закінчення – «о»: F⁻ – фторо, Cl⁻ – хлоро, CN⁻ – ціано, OH⁻ – гідроксо, SO₃²⁻ – сульфїто, SCN⁻ – тіоціанато, SO₄²⁻ – сульфато, C₂O₄²⁻ – оксалато, P₂O₇⁴⁻ – дифосфато і т.д.

При переліченні молекулярних лігандів, NH₃ позначають словом “амін”, H₂O – “аква”, NO – “нітрозил”, 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 іона має закінчення –ат, яке додається до латинської назви елемента – комплексоутворювача. Якщо комплексоутворювач здатний проявляти кілька ступенів окислення, то після його назви в дужках римською цифрою вказують його ступінь окислення. Наприклад:

Fe₃[Fe(CN)₆]₂ – ферум (II) гексаціаноферат (III)

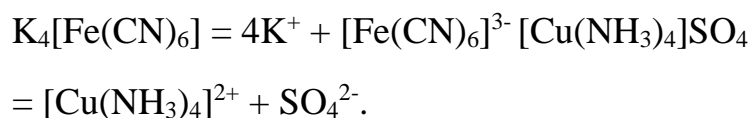
[Cu(NH₃)₄]SO₄ – купрум (II) тетраамін сульфат

[Ni(CO)₄] – нікол (II) тетракарбоніл

[Cr(H₂O)₆]Br₃ – хром (III) гексааква бромід

[Cr(NH₃)₆][Co(CN)₆] – хром (III) гексаамін гексаціанокобальтат

Комплексні сполуки в більшості випадків є електролітами і у водних розчинах легко дисоціюють на комплексний іон та іони зовнішньої сфери, наприклад:



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



Питання для самоперевірки.

1. Визначити ступінь окислення, координаційне число комплексоутворювача і заряд комплексного іона в таких сполуках: $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$, $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$, $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_3(\text{PO}_4)_2$, $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $[\text{Co}(\text{NO}_2)_3(\text{NH}_3)_3]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]$, $[\text{Co}(\text{CN})_6]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$.
2. З яких солей можна одержати $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$? Написати рівняння реакції.
3. Написати наведені формули 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 іонні рівняння реакцій між такими речовинами:
 ZnSO_4 і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; FeCl_3 і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; KCl і $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ і AgNO_3 ; $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ і KSCN ; NaCl і $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$; CuSO_4 і NH_3 .

Лабораторна робота № 7. Комплексні (координаційні) сполуки.

Мета роботи: Вивчити будову комплексних сполук, номенклатуру і назву. Вивчити способи утворення комплексних сполук на прикладах дослідів лабораторної роботи.

Матеріали та обладнання: Штатив з пробірками, розчини солей, основ, кислот.

Дослід 1. Утворення сполук з комплексним катіоном. У пробірку з 45 краплями розчину сульфату або хлориду міді (II) додавати краплями розчин аміаку спочатку до утворення осаду купрум гідроксисульфату, а потім – до його повного розчинення і утворення комплексної сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. Як змінився початковий колір розчину? Скласти рівняння реакцій відповідно до стадій процесу взаємодії реагентів.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 2. Утворення сполук з комплексним аніоном. 2.1. У пробірку налити 4-5 крапель розчину $Hg(NO_3)_2$ і додавати по одній краплі розчин KI до утворення червоного осаду гідраргіум (II) йодиду ртуті (II). Продовжувати додавати розчин KI до повного розчинення осаду і утворення калій тетраїодомеркурат (II). Скласти рівняння реакції, враховуючи стадії.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

2.2. Налити в пробірку 5-7 крапель розчину кобальт (II) сульфату або хлориду. Додавати поступово кристали KNO_2 до насичення розчину (на дні пробірки залишається небагато нерозчиненої солі). До суміші додати краплями концентровану оцтову кислоту до утворення жовтого осаду $K_3[Co(NO_2)_6]$. Скласти рівняння реакцій за стадіями, враховуючи, що нітритна кислота, яка виділяється при підкисленні, окислює $Co(2+)$ до $Co(3+)$:

РІВНЯННЯ	$CoCl_2 + KNO_2 \rightarrow$
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	
РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

Дослід 3. Комплексні сполуки в реакціях обміну. 3.1. До 4-5-ти крапель розчину будь-якої солі ферум (II) додати 2-3 краплі розчину $K_3[Fe(CN)_6]$. Якого кольору утворився осад? Скласти молекулярні та іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
-----------------	--

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

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

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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 іонні рівняння реакції.

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

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

РІВНЯННЯ	
ЗОВНІШНІЙ ЕФЕКТ	

РОЗДІЛ 4. ХІМІЯ ЕЛЕМЕНТІВ ГОЛОВНИХ ТА ПОБІЧНИХ ПІДГРУП НА ПРИКЛАДІ ОСНОВНИХ БІОГЕННИХ ЕЛЕМЕНТІВ.

Тема 1. Елементи VII-A групи. Галогени.

До VII A групи періодичної системи Д.І. Менделєєва входять Флуор ${}^9\text{F}$, Хлор ${}^{17}\text{Cl}$, Бром ${}^{35}\text{Br}$, Іод ${}^{53}\text{I}$ та Астат ${}^{85}\text{At}$ (стабільних ізотопів не має). F, Cl, Br, I носять назву „галогени” (в перекладі з грецької – солероди). Ця назва зумовлена їх властивістю утворювати солі під час безпосередньої взаємодії з металами.

Електронна конфігурація зовнішнього шару – ns^2np^5 . Зміна хімічних властивостей у ряду F – Cl – Br – I – At зумовлюється послідовним збільшенням розмірів ns -, np -валентних орбіталей. Із збільшенням порядкового номера атома елемента зростає густина, збільшуються температури кипіння і плавлення, зростає сила галогеноводневих кислот, зменшується реакційна здатність.

Галогени – типові неметали, під дією відновників легко перетворюються в галогенід-іони Г^- . Спорідненість атома до електрона зменшується вниз по групі. Галогени енергійно взаємодіють з металами, з металами утворюють йонні сполуки. Йонний характер галогенідів дещо послаблюється із збільшенням порядкового номера елемента, що є наслідком зменшення електронегативності. З більш електронегативними елементами галогени проявляють позитивні ступені окиснення.

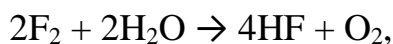
Властивості Флуору помітно відрізняються від властивостей інших галогенів. У нього відсутні вакантні d -орбіталі, електрони $2s^22p^5$ слабо екрановані від ядра, що призводить до високої електронної густини, енергії йонізації, електронегативності. Тому для Флуора можлива лише ступінь окиснення -1, 0, а для інших галогенів -1 (максимальна стійкість сполук), 0, +1, +3, +5, +7, імовірні також +2,+4,+6). Енергія зв'язку в молекулі F_2 аномально мала, що робить її дуже реакційноздатною (фтор безпосередньо реагує з усіма елементами, крім He, Ne, Ar, з утворенням сполук, в яких елементи знаходяться в максимально можливих ступенях окиснення). Також слід відзначити високі,

порівняно з іншими галогенами, ентальпії утворення йонних та ковалентних сполук.

Прості сполуки галогени за хімічними властивостями – **найактивніші неметали**. Завдяки низькій енергії дисоціації молекули *фтору*, найбільшій електронегативності атому та високої енергії гідратації йона, **фтор – найсильніший окисник** (окиснює інші елементи до вищих позитивних ступенів окиснення), енергійно реагує з простими речовинами за винятком He, Ne і Ar. В ряду від фтору до йоду окиснювальні властивості зменшуються, а відновні – збільшуються.

Взаємодія з водою:

З водою *фтор* взаємодіє надзвичайно енергійно:



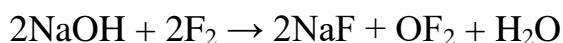
Реакція супроводжується утворенням озону і OF₂.

При розчиненні *хлору* у воді відбувається реакція:

$H_2O + Cl_2 \rightarrow HOCl + HCl$ – при кімнатній температурі у насиченому розчині Cl₂ у воді приблизно 70% хлору знаходиться у вигляді молекул, тоді як рівновага для *йоду* майже цілком зміщена вліво.

Взаємодія із складними речовинами:

Фтор реагує з *лугами* з утворенням OF₂:



При дії *хлору* на холодні розчини лугів утворюються солі хлорнуватої кислоти:



калію гіпохлорит

При дії на гарячий розчин лугу (70–80⁰C) утворюються солі хлорнуватої кислоти – хлорати:



калію хлорат

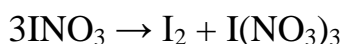
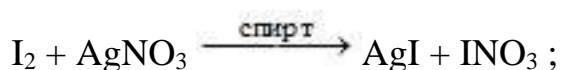
Йод і *бром* також переважно утворюють при взаємодії з лугами триоксогалогенати.

Хлор реагує з розчином соди:



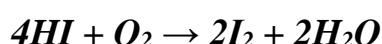
“Жавелева вода”

Йод у незначній мірі виявляє властивості, характерні для металів. Так можна одержати йод нітрат, який розкладається за температури нижче 0°C.

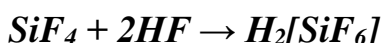
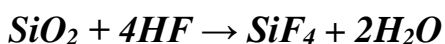


Галогеноводні за стандартних умов – безбарвні гази з різким запахом. Фтороводень має аномально високі температури плавлення (–83°C) та кипіння (–19,5°C), що пояснюється утворенням водневих зв'язків між молекулами HF.

Завдяки високій полярності *галогеноводні добре розчиняються у воді з утворенням кислот*, сила яких збільшується в ряду **HF–HCl–HBr–HI** (внаслідок збільшення радіуса). Відновлювальна активність галогенід-іонів у ряду **F⁻ → Cl⁻ → Br⁻ → I⁻** також збільшується. **HI** – сильний відновник, застосовується в органічному синтезі. На повітрі водний розчин **HI** поступово окислюється киснем повітря:

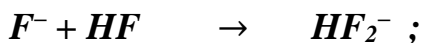


Особливістю HF та його водних розчинів є руйнування кварцу та скла:

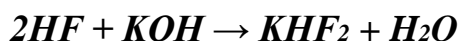


Тому **HF** зберігають у поліетиленовому посуді або скляному, але покритому всередині воском або парафіном. Рідкий **HF** — сильно йонізуючий розчинник. З водою змішується в будь-яких співвідношеннях. У розбавлених водних розчинах існує рівновага.





При нейтралізації HF можна одержати калій біфторид (калій гідрогенфторид):

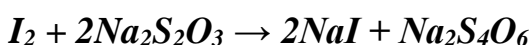
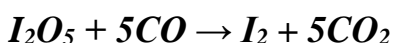


Бінарні оксигенвмісні сполуки *Флуору* називаються **флуоридами** (Флуор більш електронегативний ніж Оксиген). Найстійкішим за звичайних умов є оксиген дифлуорид – OF_2 , який утворюється за реакцією:



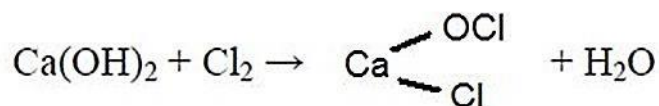
Інші галогени в сполуках з Оксигеном проявляють позитивні ступені окиснення.

Серед оксидів практичне значення має I_2O_5 (єдиний термодинамічно стійкий оксид галогенідів) – безбарвна кристалічна речовина. Окиснювач середньої сили, застосовується для кількісного визначення CO :



Гіпогалогенітні кислоти НГО відомі лише в розбавлених водних розчинах. Це слабкі кислоти, в ряду $HOCl \rightarrow HOBr \rightarrow HOI$ зменшується сила кислот, основні властивості збільшуються. HOI вже амфотерна сполука.

Гіпогалогеніти – нестійкі сполуки з сильними окисними властивостями, отримують при взаємодії Cl_2 з охолодженим розчином луку. Таким чином одержують в промисловості хлорне вапно, яке тривалий час широко застосовувалося в якості дезінфікуючого та відбілюючого засобу:



хлорне вапно

Оксокислоти НГО₃ є більш стійкими, ніж **НГО**. $HClO_3$, $HBrO_3$ існують тільки в розчинах, концентрація яких не перевищує 50 %, а HO_3 виділена як індивідуальна сполука.

Широке використання в промисловості має **KClO₃** – бертолетова сіль – застосовується у виготовленні сірників, фейєрверків, вибухових речовин.

Біологічна роль та токсикологія. *Фтор та його сполуки* надзвичайно отруйні. F₂ має подразнюючу дію, в кілька разів сильнішу ніж HF. Потрапляючи на шкіру, HF розчиняє білки, глибоко проникає в тканини, викликає тяжкі виразки. *Флуор* у складі фторапатита входить до складу зубної емалі, його дефіцит викликає карієс, а надлишок – підвищення ламкості кісток.

Хлор відноситься до групи задушливих речовин, викликає сильне подразнення слизових оболонок, може призвести до набряку легенів. Високі концентрації призводять до рефлекторного гальмування дихального центру. Хлор – найважливіший біогенний елемент. Хлорид-іони входять до складу шлункового соку, беруть участь у різноманітних внутріклітинних процесах – підтримці осмотичного тиску та регуляції водно-сольового обміну.

Пари **броду** також призводять до подразнення слизових оболонок, запаморочення, а більш високі концентрації викликають спазми дихальних шляхів; ураження нюхового нерва. При потраплянні рідкого броду на шкіру утворюються дуже болючі опіки та виразки, що важко загоюються. Сполуки **броду** регулюють процеси збудження та гальмування центральної нервової системи.

Вдихання парів **йоду** викликає ураження нирок і серцево-судинної системи, дихальних шляхів, можливий набряк легенів. При потраплянні на слизову очей з'являється біль в очах, почервоніння, сльозоточивість. Йод входить до складу тиреоїдних гормонів щитовидної залози (тироксин, трийодтиронін), які відіграють дуже важливу роль в обміні речовин.

Питання для самоперевірки.

1. Які ступені окиснення проявляють галогени в сполуках? Які особливості валентних станів Флуору? Чому метали проявляють вищі ступені окиснення в сполуках з Флуором?
2. Проаналізуйте зміни властивостей в ряду галогенів.
3. Проілюструйте реакціями промислові та лабораторні способи одержання галогенів.
4. Наведіть порівняльну характеристику окисно-відновних властивостей галогенів на прикладі різних реакцій.
5. Як змінюються фізичні та хімічні властивості в ряду HF–HCl– HBr–HI?

6. Напишіть рівняння реакцій взаємодії галогенів з водою та лугами.
7. Як змінюються сила та окисно-відновні властивості оксигенвмісних кислот галогенів? Відповідь аргументуйте.
8. Які неорганічні сполуки Флуору, Хлору, Броду та Йоду використовуються в медицині? В яких ще галузях широко використовуються галогени та їхні сполуки?
9. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:
- $$\text{PbBr}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{Br}_2 \rightarrow \text{KBrO}_3 \rightarrow \text{HBrO}_3 \rightarrow \text{FeBr}_3; \text{Cl}_2$$
- $$\rightarrow \text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 \rightarrow \text{HClO}_4 \rightarrow \text{ClO}_2 \rightarrow \text{HClO}_3;$$
- $$\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{HCl}.$$

Тема 2. Елементи VI-A групи. Халькогени.

Застосування р-елементів VI групи та їхніх сполук. Кисень (оксиген) у промисловості застосовують для інтенсифікації металургійних процесів при виплавці чавуну, сталі та кольорових металів. У мартенівську піч або конвертор подається не чистий кисень, а збагачене киснем (35 % O₂) повітря. Лише чорна металургія поглинає більш 60% кисню, що виробляється.

Кисень використовується для одержання високих температур шляхом спалювання у чистому кисні різних горючих газів (водень, ацетилен). У спеціальних пальниках досягають температури ~3000 °С, яку використовують для різання та зварювання металів.

За участю кисню в процесі термоокислювального крекінгу у великих масштабах одержують ацетилен, який використовується для органічного синтезу, та в ацетиленових пальниках:



Рідкий кисень у суміші з різними пористими горючими речовинами, наприклад, деревним пилом або порошком вугілля використовується як вибухова речовина у підливних роботах. Такі речовини називаються *оксиліквітами*.

Рідкий кисень використовується як високоефективний окисник палива у ракетних двигунах.

За вмістом в організмі людини (62%) кисень відноситься до макроелементів. Він незамінний і складає основу живих систем, тобто є органоеном. Кисень входить до складу молекул, починаючи від

найпростіших і закінчуючи біополімерами. Важлива роль кисню у окисленні поживних речовин (вуглеводів, білків, жирів), що є джерелом енергії, необхідної для роботи органів і тканин живих організмів.

Фагоцитарні (захисні) функції організму напряму пов'язані з наявністю кисню. У фагоцитах (клітинах, здатних захоплювати і руйнувати сторонні тіла) кисень O_2 відновлюється до супероксид-іону O_2^- .

У медичній практиці кисень застосовують для вдихання при кисневій недостатності (гіпоксії), захворюванні дихальних шляхів, серцево-судинної системи, отруєннях оксидом вуглецю(II), синильною кислотою HCN, сірководнем H_2S та іншими задушливими речовинами.

Суміш 95 кисню і 5 вуглекислого газу виявляє збуджувальну дію на дихальний центр. Вона використовується в медицині під назвою *карбоген*.

Алотропну модифікацію кисню – *озон* O_3 як дуже сильний окислювач використовують для дезінфекції приміщень, знезараження повітря, очищення питної води та профілактики деяких захворювань. *Озон* знаходить застосування для очищення промислових і стічних вод; утилізації відхідних і хвостових газів різних виробництв (оксиди азоту, сірки); для дезодорації повітря у виробничих приміщеннях, зберігання харчових продуктів, а також у хімічній, нафтовій, фармацевтичній, текстильній промисловості, виробництві пластмас, чорних, кольорових та рідких металів.

Однак слід знати, що озон у великих концентраціях – високотоксична речовина, чия дія на живий організм подібна до радіоактивного випромінювання.

Водні розчини *гідроген пероксиду* широко використовуються як відбілювачі у текстильній і паперовій промисловості та окисники ракетного палива; 3 % розчин H_2O_2 є дезінфікуючим засобом у медицині та піноутворювачем при виробництві пінопластів, губчастої гуми тощо.

Сульфур використовують для одержання сульфатної кислоти; натрій тіосульфату; сірчистих барвників; ультрамаринового синього; для вулканізації каучуку; як засіб для лікування захворювань шкіри та захисту рослин від борошнистої роси.

S_2Cl_2 та S_2Cl_2 використовуються для одержання сірковмісних інсектицидів.

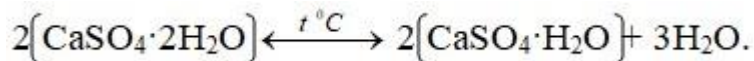
Сульфід: HgS (червоний), Sb_2S_3 (оранжевий), CdS (жовтий) використовують як компоненти барвників.

Сірчистий газ вбиває різні мікроорганізми, тому його використовують для знищення цвілі, грибів; як консервуючий агент. Оксид сірки(IV) застосовують для лікування тварин від корости, а також для відбілювання тканин.

Сульфатна (сірчана) кислота – один із основних продуктів хімічної промисловості. За різноманітністю використання сірчана кислота займає перше місце серед усіх інших виробництв хімічної індустрії. Виробництво сірчаної кислоти вважають показником хімічного потенціалу держави. У хімічній промисловості розвинутих держав до 50 сірчаної кислоти застосовується для одержання мінеральних добрив (суперфосфату, сульфату амонію та ін.), і 20% – для добування пестицидів, детергентів, ліків. Широко використовується сірчана кислота в металургії; машинобудуванні; нафтопереробній промисловості; виробництві органічних речовин – полімерів, барвників, фарб, вибухових речовин, миючих, змочуючих та емульгуючих засобів; лікарських препаратів; для одержання кислот (фосфорної, хлоро- і фтороводневої); рафінування мінеральних масел; як компонент різних гальванічних електролітів (процесів хромування, анодного окислення); як електроліт свинцевих акумуляторів.

Із солей сульфатної (сірчаної) кислоти найбільше значення мають:

- **натрій сульфат (глауберова сіль) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$** – застосовується у виробництві скла, кристалографії; у медицині використовується як проносне при отруєнні солями барію і свинцю;
- **магній сульфат (гірка сіль) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$** широко застосовується у медицині як проносне, у вигляді ін'єкцій – як спазмолітик, протисудомний та знеболюючий засіб;
- **барій сульфат BaSO_4** використовується як рентгеноконтрастна речовина для одержання якісних знімків шлунку;
- **мідь та цинк сульфати $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ і $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$** мають в'язучі та антисептичні властивості. Використовують для боротьби із шкідниками рослин та як протраву при фарбуванні;
- **ферум(II) сульфат (залізний купорос) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$** застосовується у медичній практиці для лікування анемії тварин; у боротьбі із сільськогосподарськими шкідниками; для консервування деревини;
- **кальцій сульфат (гіпс) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$** . При нагріванні до 150–170 °C гіпс втрачає воду і перетворюється в алебастр:



В'яжуча дія алебастру при використанні його у будівництві полягає у зворотному приєднанні води і перетворенні у гіпс.

У сільськогосподарській практиці використовується прийом *гіпсування ґрунтів* – внесення гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ для усунення надлишкової лужності солонців та солончаків.

Вміст сірки в організмі людини 0,16% або 112 г на 70 кг ваги. Добова потреба дорослої людини у сірці біля 4 – 5 г.

Селен використовують для виготовлення селенових випрямлячів, фотоелементів, фото резисторів; як пігмент для скла (забарвлює скло та ерись у червоний колір); разом із сіркою у процесі вулканізації, як модифікатор для створення дрібнозернистої структури сталі.

Селеніди використовують для виготовлення широкозонних (ZnSe) напівпровідників, фоторезисторів та фотоелементів (CdSe , SbSe_3), лазерних матеріалів (ZnSe , CdSe , GaSe , PbSe), люмінофорів (ZnSe , CdSe), термоелектричних матеріалів (Bi_2Se_3).

Хлориди та оксихлориди селену (SeCl_4 , Se_2Cl_2 , SeOCl_2) застосовують як хлорувальні агенти та сировину для одержання селену.

Лабораторна робота № 8. Елементи VII-A і VI-A груп. Галогени.

Халькогени.

Мета роботи: Вивчити загальну характеристику елементів VII-A і VI-A груп, на прикладах F, Cl, O, S розглянути закономірності хімічних властивостей.

Матеріали та обладнання: Періодична таблиця Д.І. Менделєєва, шкала Полінга електронегативності, таблиця розчинності, розчини солей, кислот на
ОСНОВ.

Хід виконання роботи:

1. Дати відповідь на теоретичні запитання.
2. Визначити ступені окиснення для перелічених елементів у завданні.

3. Встановити ступені окиснення для окисника і відновника, скласти електронний баланс і визначити коефіцієнти для окисно-відновних реакцій.
4. Оформити відповіді тестових завдань.

Завдання по варіантам:

Варіант 1 – завдання 1, 3, 5, 7, 9.

Варіант 2 – завдання 2, 4, 6, 8, 10.

Варіант 3 – завдання 1, 6, 9, 4, 7.

Варіант 4 – завдання 3, 8, 10, 5, 2.

Варіант 5 – завдання 9, 7, 1, 3, 6.

1. Які ступені окиснення проявляють галогени в сполуках? а)

-2, 0, +2, +4

b) -3, -1, 0, +3, +5, +7

c) -1, 0, +1, +3, +5, +7

d) -1, 0

2. Які особливості валентних станів Флуору? Чому метали проявляють вищі ступені окиснення в сполуках з Флуором? а) -2,

0, +7

b) -1, 0, +1

c) -1, 0

d) 0, +1, +5, +7

3. Як змінюються хімічні властивості в ряду HF–HCl–HBr–HI?

b) Окислювальні властивості посилюються

c) Відновні властивості посилюються

d) Окислювальні властивості зменшуються

e) Відновні властивості зменшуються

4. Напишіть рівняння реакцій взаємодії галогенів з водою та лугами:

a) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$

b) $\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} =$

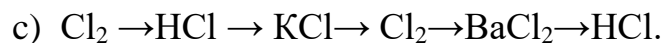
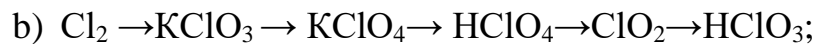
c) $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} =$



5. Як змінюються сила та окисно-відновні властивості оксигенвмісних кислот галогенів: $HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4$?

- a) Зменшуються окисні властивості
- b) Збільшуються окисні властивості
- c) Збільшуються відновні властивості
- d) Зменшуються відновні властивості.

6. Напишіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити перетворення:



7. Чому атомарний кисень має більшу окислюючу здатність ніж молекулярний?

- a) Атомарний кисень має розпарений валентний електрон
- b) Атомарний кисень має вільну валентну орбіталь
- c) В молекулі кисню кожному атому не вистачає 2-х електронів
- d) Молекула кисню має більшу енергію зв'язку.

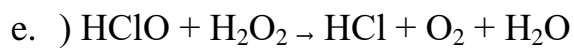
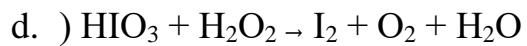
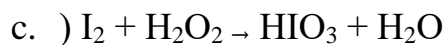
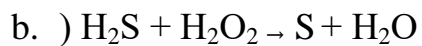
8. Яка з двох речовин більш багата киснем: $KClO_3$ чи $KMnO_4$? Відповідь підтвердити розрахунками:

- a) $KClO_3$ 50,5%
- b) $KMnO_4$ 64,8%
- c) $KClO_3$ 64,8%
- d) $KMnO_4$ 40,5%

9. Закінчити реакцію $FeS + O_2 \rightarrow \dots$. Скласти рівняння електронного балансу і підібрати коефіцієнти. Визначити процес окиснення і відновлення:

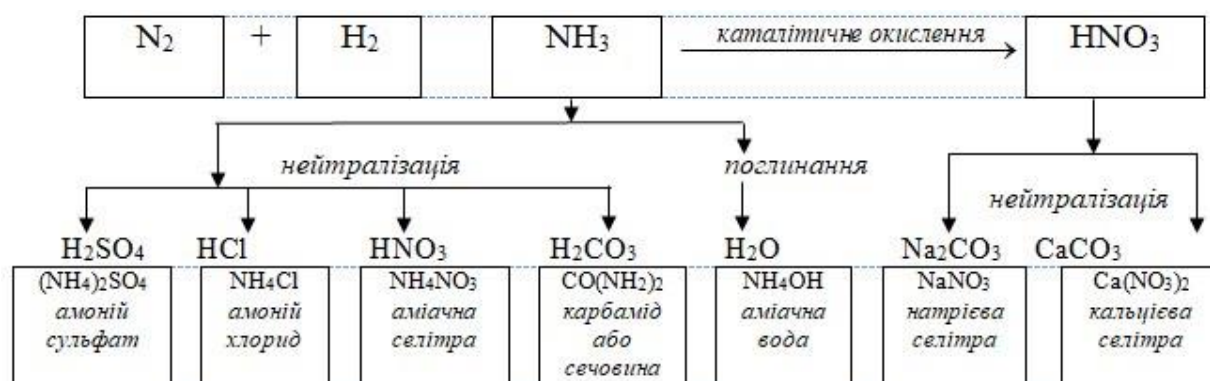
- a) $Fe^{+3} \rightarrow Fe^{+2}$ пр. окиснення;
- b) $Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$ пр. відновлення;
- c) $S^0 \rightarrow S^{-2}$ пр. відновлення;

d) $S^{-2} \rightarrow S^{+4}$ пр. окиснення. **10. Розставити коефіцієнти на підставі електронного балансу і визначити яку роль – окисника чи відновника, відіграє H_2O_2 в наступних реакціях:**



Тема 3. Елементи V-A групи. Пніктогени. Нітратна та фосфатна кислоти, фосфорні добрива. Застосування р-елементів VA-групи та їхніх сполук. Вільний *нітроген* у великих кількостях використовують для синтезу амоніаку. Його застосовують також для створення інертної атмосфери при заповненні електричних ламп, перекачуванні під тиском бензину та інших горючих, легкозаймистих рідин, сушінні вибухових речовин.

Амоніак (аміак) на сучасному етапі розвитку хімічної промисловості став основою азотно-тукової промисловості. Він є вихідною речовиною для одержання практично всіх видів азотних добрив за схемою:



Амоніак використовується також у холодильних установках, що працюють у замкненому циклі завдяки поглинанню великої кількості тепла при випаровуванні зрідженого амоніаку.

Нітратна (азотна) кислота – один із найбільш крупномасштабних продуктів хімічної промисловості. Вона широко використовується для одержання добрив (*додаток 5*), вибухових речовин (нітрогліцерин, динаміт), барвників, пластмас, лікарських препаратів тощо.

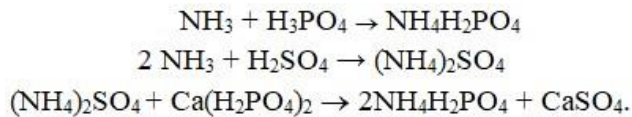
Фосфорні добрива. Найбільшу кількість природних сполук фосфору переробляється на добрива.

Фосфорні та фосфоровмісні добрива за розчинністю поділяються на три групи: 1) добрива, не розчинні у воді і погано розчинні у слабких кислотах – **фосфоритне борошно**; 2) добрива, не розчинні у воді, але розчинні у слабких кислотах – **преципітат**, *знефторений фосфат*, *мартенівський фосфатилак*, *термофосфати*; 3) добрива, розчинні у воді, легкодоступні для всіх рослин – **суперфосфати**, **фосфати амонію та калію**, **нітроамофоска**, **нітрофоска**, **суперфос**.

Якість фосфорних добрив характеризується не тільки їх розчинністю, а й вмістом в них діючої речовини – фосфор(V) оксиду P_2O_5 .

фосфорні добрива відносяться до категорії простих, оскільки у своєму складі містять один елемент живлення. Але фосфати входять також до складу складних добрив, де міститься два або більше елементів живлення.

6. **Амонізований суперфосфат** (продукт насичення суперфосфату амоніаком або амонійними солями) слід вважати більш перспективним, ніж простий суперфосфат, бо у ньому повністю нейтралізовані вільні кислоти – сульфатна та фосфорна:



Амонізований суперфосфат містить до 20% P_2O_5 і 1,5-3% аміачного азоту.

7. **Фосфати амонію** – найбільш перспективні складні добрива. Їх одержують нейтралізацією екстракційної ортофосфорної кислоти газоподібним аміаком з утворенням амоній дигідрофосфату $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ (амофос, 46–50% P_2O_5 і 10–12 % азоту). Амоній фосфат, як добриво, складається з 25 % амофосу і 75 % диамофосу $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ (20–21 % N та 51–53 % P_2O_5).

8. **Нітроамофоска** – потрійне добриво. Його одержують шляхом нейтралізації суміші ортофосфорної та азотної кислот аміаком з додаванням хлориду або сульфату калію. За іншою технологією нітроамофоску добувають шляхом сплавлення амоній гідрофосфату $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, амоній нітрату NH_4NO_3 і калій хлориду або сульфату KCl , K_2SO_4 . Нітроамофоска відрізняється високим вмістом діючих речовин (азоту $\square 17$ %, P_2O_5 $\square 17$ %, K_2O $\square 17$ %) і розчинністю у воді.

Великий практичний інтерес викликають нові складні добрива на основі полі- і метафосфатів амонію та калію. Деякі властивості цих добрив можна регулювати. Наприклад, в залежності від їх складу можна передбачати та проводити оптимізацію швидкості гідролітичного розкладу поліфосфатаніонів і тим самим збільшувати коефіцієнт засвоєння фосфору. Але технологія одержання поліфосфатних добрив енергоємна і їх окупність при використанні у рослинництві залишається невирішеною проблемою.

Тема 4. Хімія сполук найважливіших біогенних металів. Загальні властивості біогенних металів. Їх властивості та застосування в с.г. як елементів життя

Хімічні властивості обумовлені характерною будовою їх зовнішніх електронних оболонок. У атомів металів головних підгруп валентні електрони

розміщені на зовнішньому енергетичному рівні і їх максимальний ступінь окиснення дорівнює номеру групи. Metали IV – VIII груп теоретично можуть мати ступінь окиснення від 4 до 8, але типові металічні властивості вони проявляють в тих реакціях, де їх валентність змінюється від I до III.

Зміна відновних властивостей металів характеризується рядом стандартних електродних потенціалів або *електрохімічним рядом напруг металів*:

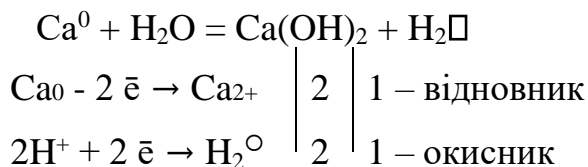
Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Hg, Ag, Pt, Au

Основні висновки з ряду напруг:

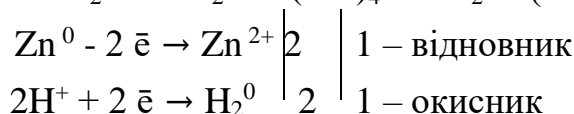


□ Metали, розташовані у ряді напруг до **H₂**, витісняють **водень**:

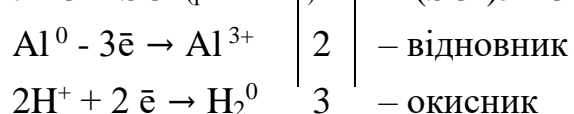
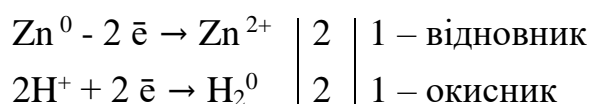
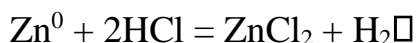
• **з води** – активні метали – лужні, лужноземельні, магній (при нагріванні):



• **з лугів** – амфотерні метали (Be, Zn, Al, Sn, Pb, Sb, Cr, ін.):

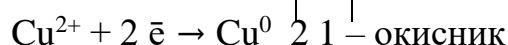


• **з розчинів кислот-неокисників**



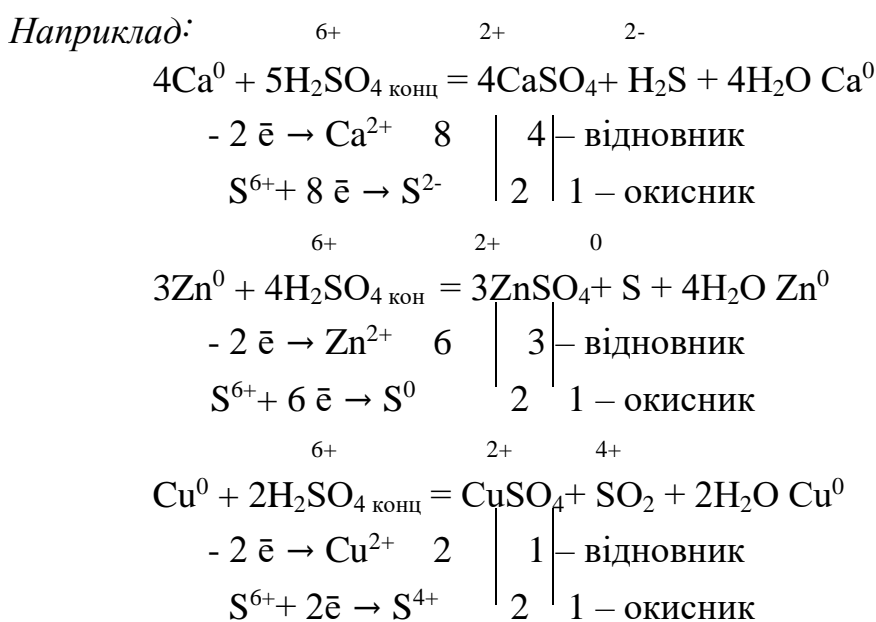
□ Будь-який метал витісняє з розчинів солей метали, розташовані в ряді напруг після нього: $\text{Fe}^0 + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}^0 + \text{FeSO}_4$

1 – відновник

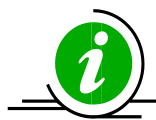


При взаємодії металів з **концентрованою H₂SO₄** відновлюється не Гідроген кислоти, а Сульфур до H₂S, S, або SO₂ (залежно від активності металу, його положення в електрохімічному ряді напруг):

$6+$ H₂SO₄ конц		
<i>Активні метали:</i> лужні, лужно-земельні і магній	<i>Метали середньої активності: від алюмінію до свинцю</i>	<i>Малоактивні метали:</i> після водню
Продукти реакції		
Сіль + H₂S²⁻ + H ₂ O	Сіль + S⁰ + H ₂ O	⁴⁺ Сіль + SO₂ + H ₂ O

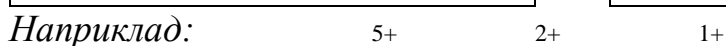


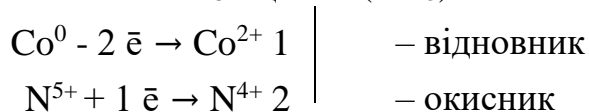
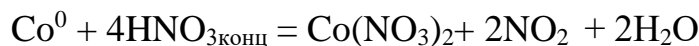
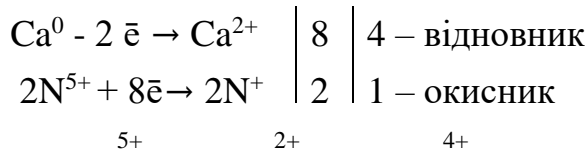
****За звичайних умов такі метали як залізо, алюміній, хром H₂SO₄ конц. пасивує.**



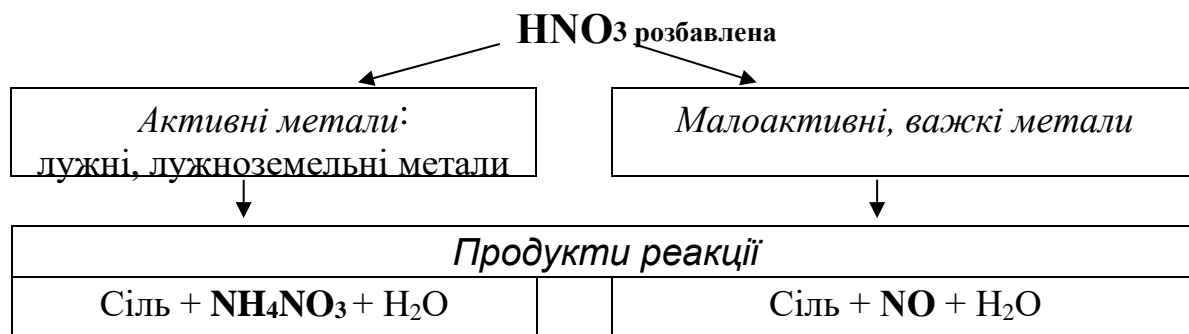
Нітратна кислота незалежно від концентрації (розбавлена чи концентрована) взаємодіє з металами з утворенням різних продуктів відновлення HNO₃. Водень при взаємодії HNO₃ з металами не виділяється. Склад продуктів взаємодії залежно від концентрації HNO₃ і активності металу наведено у схемі.

HNO₃ концентрована	
<i>Активні метали:</i> лужні, лужноземельні метали	<i>Малоактивні, важкі метали</i>
Продукти реакції	
Сіль + N₂O + H ₂ O	Сіль + NO₂ + H ₂ O

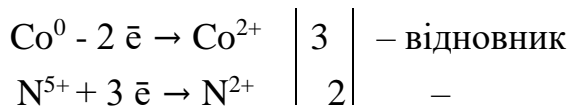
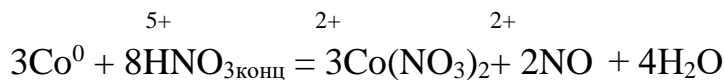
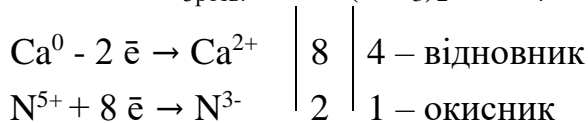
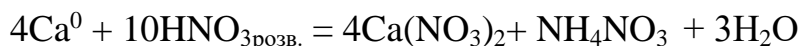




****За звичайних умов такі метали як Fe, Al, Cr, Au, Pt та деякі інші з концентрованою нітратною кислотою не реагують.**



Наприклад:



ОКИСНИК

Лабораторна робота №9 Елементи V-A групи. Хімія сполук найважливіших біогенних металів.

Мета роботи: Вивчити закономірності хімічних властивостей елементів V-A групи на прикладі Нітрогена і Фосфора в залежності від будови атома. Вивчити властивості макро- і мікроелементів -металів життя.

Матеріали та обладнання:

Штавив з пробірками, розчини солей, кислот, основ. Періодична таблиця елементів Д.І. Менделєєва, шкала електронегативності Полінга.

Хід виконання роботи:

1. Дати відповідь на теоретичні питання.
2. Закінчити рівняння реакцій, запропонувати можливі способи переходу сполук за схемами.
3. Оформити звіт про виконану роботу.

Завдання по варіантам:

Варіант 1 – завдання 1, 3, 5, 7, 9, 11.

Варіант 2 – завдання 2, 4, 6, 8, 12, 14.

Варіант 3 – завдання 13, 15, 17, 19, 1, 3.

Варіант 4 – завдання 18, 20, 5, 11, 6, 9.

Варіант 5 – завдання 16, 19, 2, 8, 12, 17.

Завдання лабораторної роботи.

1. Охарактеризувати положення нітрогену і фосфору в періодичній системі Д.І.Менделєєва. Написати електронну формулу атома нітрогену і фосфору. З точки зору будови атома розглянути можливі валентні стани та ступені окислення елементів.
2. Визначити ступені окиснення атому нітрогену в сполуках N_2 , NH_3 , NH_4Cl , N_2O , NO , N_2O_3 , NO_3 , NF_3 ?
3. Визначити ступені окиснення атому фосфору в сполуках і іонах PH_3 , PH_4^+ , PCl_3 , PF_6^- , PO_4^{3-} , HPO_3^{2-} ?
4. Закінчити рівняння реакцій: $KNO_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow$
5. Які сполуки нітрогену знаходять використання у сільському господарстві? Навести приклади.
6. Написати рівняння реакцій одержання ортофосфорної кислоти із середнього кальцій фосфату; фосфору; фосфору(V) оксиду; фосфор(V) броміду.
7. Зразок преципітату містить 80% $CaHPO_4 \cdot 2H_2O$ і 20% $CaHPO_4$. Розрахувати процентний вміст P_2O_5 в цьому зразку. 8. Скласти електронні формули атомів натрію та калію.

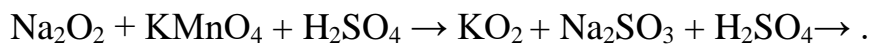
Користуючись електронними формулами та періодичною таблицею пояснити: а) за якою ознакою можна робити висновки про аналогію їх хімічних властивостей? б) чому їх відносять до найбільш активних металів? в) чому відновлювальна здатність підвищується від натрію до калію?

г) чому у природі вони зустрічаються тільки у вигляді сполук? д) яке їх відношення до води, кисню, кислот?

9. Запропонувати можливі способи переходів за такими схемами:



10. Закінчити рівняння реакцій: $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$



11. У трьох пробірках знаходяться розчини **Калій карбонату**, **Калій сульфіту**, та **Калій сульфату**. Як встановити у якій пробірці знаходиться кожна речовина? Написати рівняння відповідних реакцій.

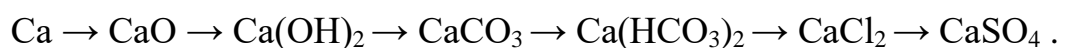
12. Наведені схеми заповнити таким чином, щоб одержати рівняння реакцій, що відбуваються до кінця:



13. Скільки лужноземельних металів міститься в періодичній системі елементів?

14. Який із гідроксидів металів ІА групи має амфотерний характер?

15. Здійснити послідовні перетворення, назвати сполуки:



16. Яка із сполук BeCl_2 чи CaCl_2 , будучи розчинена у воді, утворює кисліший розчин?

17. Скласти рівняння реакцій окислення кальцію розведеними і концентрованими кислотами HNO_3 та H_2SO_4 . 18. Охарактеризуйте зміну кислотно-основних властивостей оксидів у ряду: $\text{BeO}-\text{MgO}-\text{CaO}-\text{SrO}-\text{BaO}$.

РОЗДІЛ 5. АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ. *Тема I. Предмет, завдання і методи якісного аналізу. Класифікація катіонів. Системи якісного аналізу катіонів: кислотно-лужна, сульфідна, аміачно-фосфатна. Аналіз катіонів за аміачно-фосфатною схемою. Перша аналітична група катіонів: NH_4^+ , Na^+ , K^+ . III аналітична група катіонів: Zn^{2+} , Cu^{2+} . IV аналітична група катіонів: Pb^{2+} .*

Аналітична хімія серед хімічних наук посідає одне з визначних місць. Аналітична хімія стала фундаментальною наукою, яка створила основу для прикладних видів хімічного аналізу: технічного, харчового, сільськогосподарського, біохімічного, фармацевтичного, токсикологічного, санітарно-хімічного і ін. В останній час, коли підвищуються вимоги до якості матеріалів і продукції народного господарства, до об'єктів навколишнього середовища, до хімічної діагностики захворювань людини й тварин, аналітична хімія – теоретична база і інструмент контролю за складом речовин і процесів.

Для покращення методичного викладання аналітичної хімії і засвоєння матеріалу особливе місце відводиться навчальній науково-дослідній роботі студентів. Студент повинен вміти ідентифікувати невідому речовину і кількісно встановлювати вміст компонентів.

Аналітична хімія вивчає методи якісного і кількісного аналізу речовин або їх сумішей.

Якісний аналіз – включає визначення («відкриття») окремих елементів, іонів 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 %).

Серед методів аналізу (хімічний, фізико-хімічний, фізичний) одним з найважливіших є хімічний аналіз для контролю сировини, готової продукції, напівпровідників, атмосфери, води, ґрунтів, добрив, рослин, біологічно важливих речовин (вітамінів, жирів та ін.), отрут, лікарських препаратів тощо.

Теоретичну і методичну основу будь-якого прикладного аналізу складають знання аналітичної хімії, необхідні при вивченні спеціальних дисциплін: ґрунтознавства, агрономічної хімії, мікробіології, хімічного захисту рослин, хімії навколишнього середовища, біонеорганічної хімії, біотехнології, процесів переробки продукції сільського господарства. Без знань аналітичної хімії неможливо правильно поставити агрохімічний експеримент, експерименти з харчових технологій, годівлі тварин, санітарії і гігієни.

Однією з важливих задач сучасної аналітичної хімії є визначення чистоти речовини. Розрізняють головний компонент (основу) і домішки, або “сліди” інших речовин. Якщо домішки складають 10^{-1} - 10^{-3} % – говорять про їх “сліди”. Якщо домішки складають 10^{-7} - 10^{-9} % - говорять, що речовина “особливо чиста”.

Хімічні методи аналізу – основані на хімічних перетвореннях, що протікають у розчинах і приводять до утворення осадів, кольорових сполук або газоподібних речовин.

Даний лабораторний практикум допоможе студентам засвоїти курс якісного і кількісного хімічного аналізу і набути практичні навички для рішення задач, пов’язаних з вибраною спеціальністю.

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.

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 см³, а при одержанні газоподібних продуктів, наприклад, сірководню, вуглекислого газу, замість *апарата Кінна* користуються пробірками з газовивідною трубкою.

Хімічний посуд. Частіше всього в якісному аналізі користуються скляним і фарфоровим посудом.

Пробірки конічні і циліндричні (Рис.1, 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.1, в). Відбір (внесення) проби виконують як показано на рис. 1, г. Пробірки для аналізу розміщують в спеціальному штативі для пробірок (Рис.2, а.). Нагрівання суміші (розчину) в пробірках на відкритому вогні проводять за допомогою пробіротримачів (Рис.2, б).

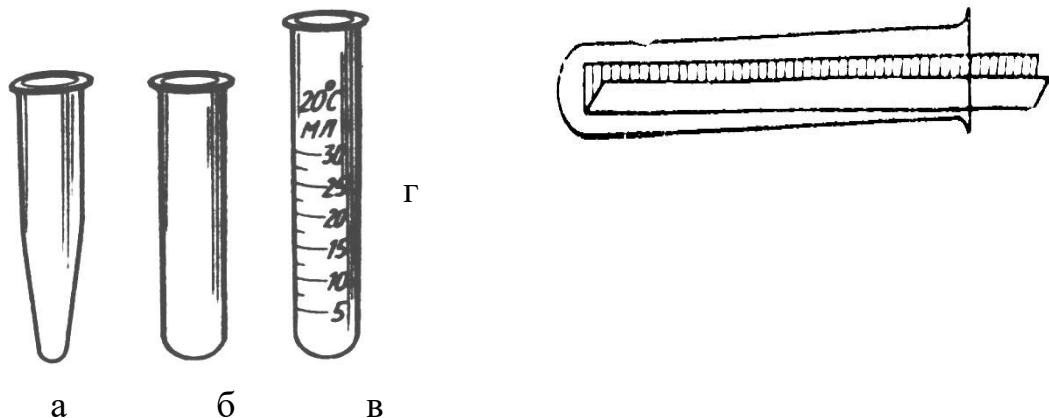
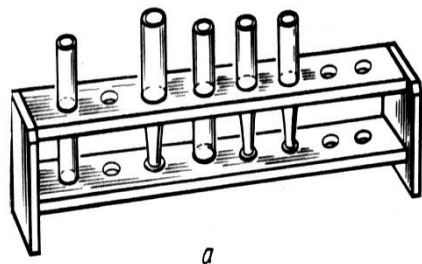
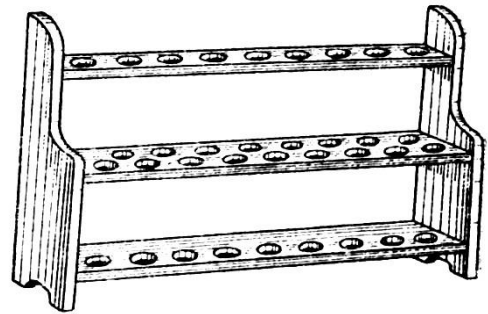


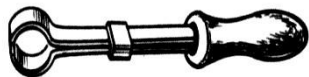
Рис. 1. Пробірки: а – конічні (для центрифуг); б – циліндричні; в – градуйовані; г – внесення порошкоподібних речовин



a



a



b

Рис.2. Штатив (a) та тримач (б) для пробірок



a



b

Рис.3. Капілярні піпетки (a) та їх зберігання в стакані (б)

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.3, 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 (Рис.3, б), або помістити в спеціальному штативі для піпеток.



a



b



Рис.4. Годинникове (часове) (а) і предметне (б) скло

Рис.4. Фарфорова крапельна пластинка (в)

Годинникові і предметні скельця (Рис.4, а, б), а також крапельні фарфорові пластинки з поглибленням (Рис.4, в) використовують для проведення крапельних перевірочних реакцій (проба на повноту осадження або повноту промивання); для виконання мікрокристалоскопічних реакцій або кольорових реакцій крапельним методом.

Стакани і колби (Рис.5, 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.

Рис.3. Капілярні піпетки (а) та їх зберігання в стакані (б)

Промивалки (Рис.6,а,б) використовують для зберігання концентрованих кислот, лугів, розчину аміаку або розчинів індикаторів і інших реактивів, які витрачаються в аналітичних реакціях по краплям.

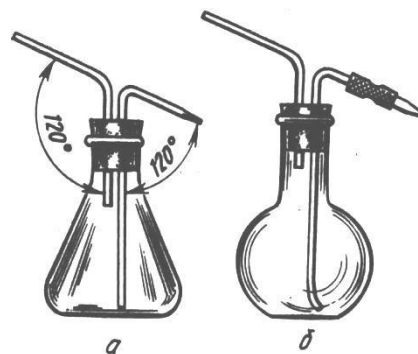
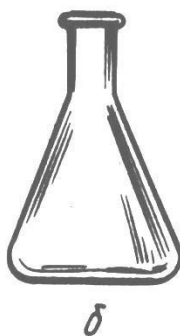
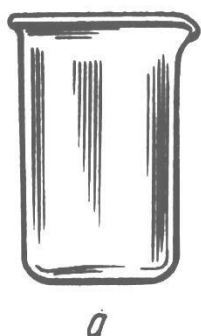


Рис.5. Хімічний стакан (а) і конічна колба Ерленмейєра (б)

Рис.6. Промивалки скляні



Рис.7. Крапельниці

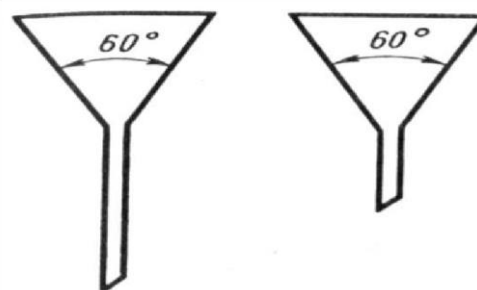


Рис.8. Скляна лійка (воронка) для фільтрування

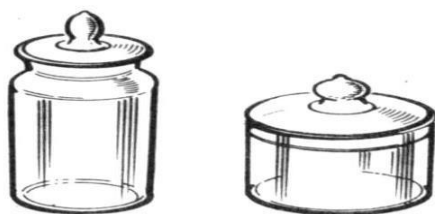
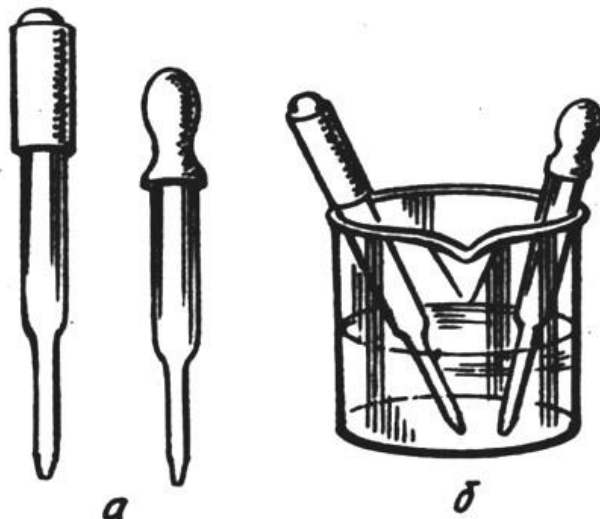


Рис.9. Скляні бюкси для зберігання гігроскопічних та нестійких речовин



Лійка (воронка) (Рис.8) необхідна в процесі фільтрування для розділення твердої і рідкої фаз, а також для переливання розчину в посуд з вузьким горлом.

бюкси

(Рис.9)

Скляні

в основному

використовують для зважування рідин і нестійких на повітрі твердих речовин (негашене вапно, кристалогідрати).

Прилад для виявлення газів (Рис.10, а) можна скласти з двох пробірок, одну з яких закривають корком з газовивідною трубкою. Виявити газ можна також в пробірці з капілярною піпеткою (Рис.10, б).

При дослідженні газів, які виділяються в реакціях, зручно користуватись газовою камерою – двома годинниковими скельцями, складеними одне до одного, як показано на Рис. 10, 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.

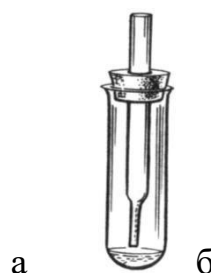
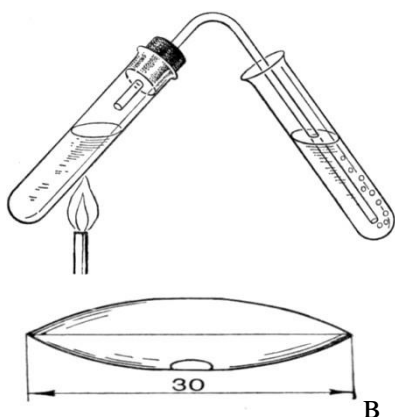


Рис.10. Пристосування для виділення та виявлення газів: а – пробірки з

газовідвідною трубкою; *б* – пробірка з піпеткою; *в* – газова камера із часових скелець.

Газові пальники відносяться до лабораторного обладнання. Їх випускають двох типів: *Бунзена* (Рис.11, *а*) і *Теклю* (Рис.11, *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.

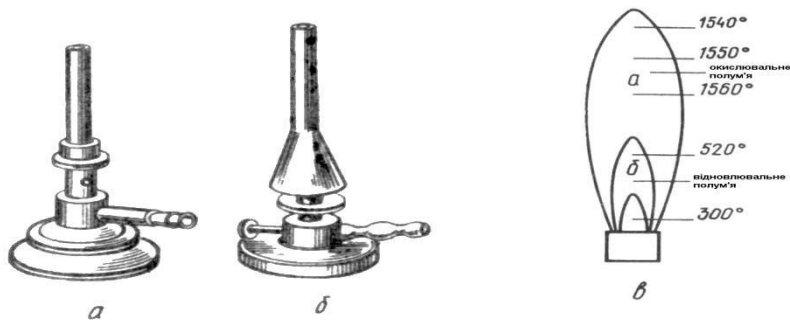


Рис.11. Газові пальники *Бунзена* (*а*), *Теклю* (*б*) та зони температур полум'я (*в*)

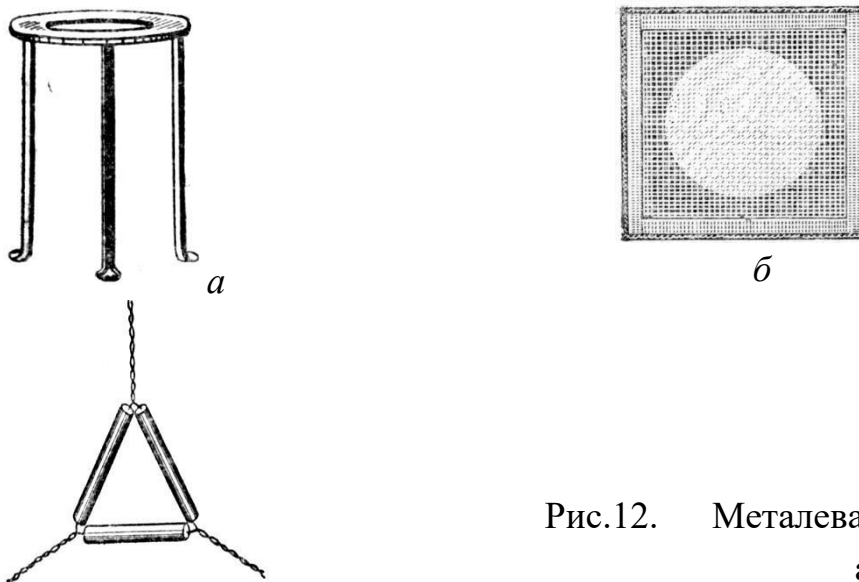


Рис.12. Металева тринога (*а*), азбестована сітка (*б*)

та трикутник для

в

нагрівання з газовим пальником (*в*)

Тринога, азбестована сітка, трикутна підставка (Рис.12, *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.13).

До нагрівального обладнання відноситься сушильна шафа (Рис.14), в якій висушують лабораторний посуд або зразки досліджуваних речовин після фільтрування.

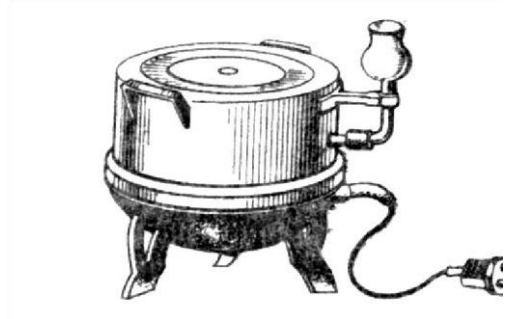


Рис.13. Водяна електрична баня

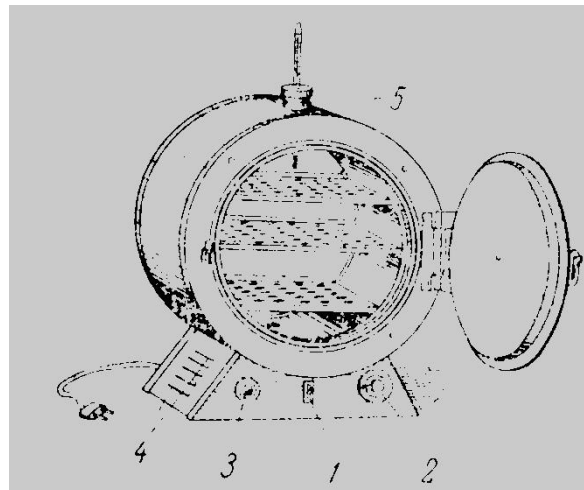


Рис.14. Сушильна електрична шафа

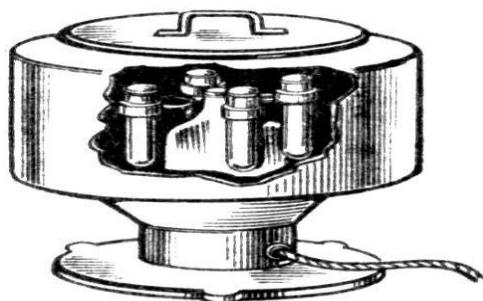


Рис.15. Електрична центрифуга

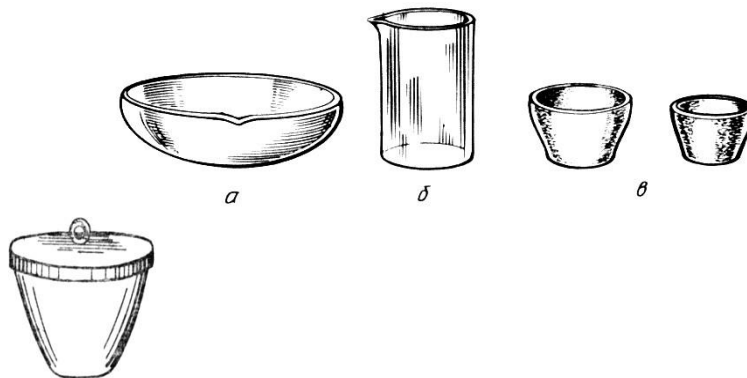
Електричну центрифугу (Рис.15) використовують в якісному аналізі, коли при наявності незначних осадів і їх об'ємів розділення не проводять фільтруванням, оскільки це пов'язано з великими втратами осаду і розчину. В основі процесу центрифугування покладено прискорення осаджування частинок осаду під дією 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.

В фарфорових чашках, стаканах і тиглях (Рис.16, а,б,в) проводять високотемпературні операції: спалювання фільтрів, прожарювання осадів, упарювання розчинів, тощо.

Для переносу тиглів, фарфорових чашок, тиглів з гарячим розчином чи осадом використовують металічні тигельні щипці з короткими кінцями (Рис.17). 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.18). Відбирають проби зразків за допомогою

фарфорової ложки – шпателя (Рис.19) або шпателя іншої форми.



(а), стакан (б), тиглі

Рис.16. Фарфорові чашка

(в)

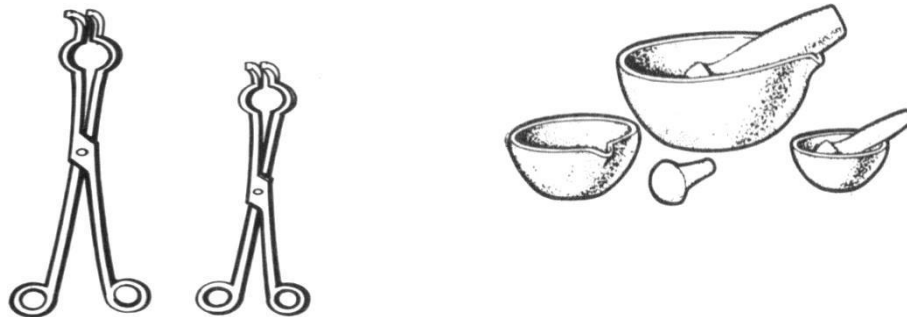


Рис.17. Тигельні щипці

Рис.18. Фарфорові ступки з пестиками



ложка-

Рис.19.

Фарфорова

шпатель

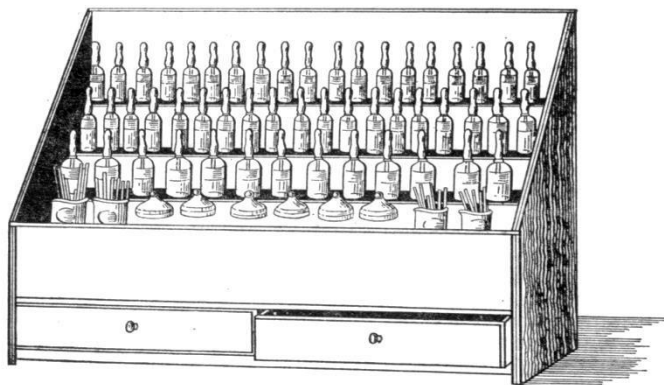


Рис.20.
Штатив з набором реактивів (“гірка”)

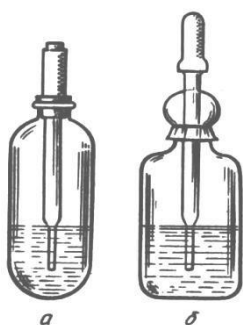


Рис.21. Склянки для реактивів: а – круглодонна; б – плоскодонна

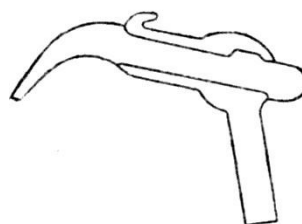


Рис.22. Пристосування для дозування реактивів

Оскільки в напівмікроаналізі витрати реактивів незначні, їх зберігають в спеціальному штативі з набором реактивних склянок (“гірка”) (Рис. 20). Штатив може бути дерев'яний чи пластмасовий, має 3-6 полиць з гніздами під реактивні склянки.

Спеціальні склянки для реактивів мають об'єм 10-20 см³ і оснащені гумовими пробками, або відшліфованими ковпачками, через які проходять піпетки (Рис.21, 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.

Для відмірювання фіксованого об'єму розчину часто в аналізі користуються дозатором реактивів (Рис. 22), 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 багатократно, але під час миття цими розчинами не можна користуватись йоржиком. Йоржики (Рис.23) застосовують при митті посуду водою, мильним або содовим розчином. Використовують в лабораторії також пристосування для миття і знежирення посуду (Рис.24). Чистий посуд висушують на спеціальних дошках для сушіння (Рис.25).

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 2н. розчини кислот і основ

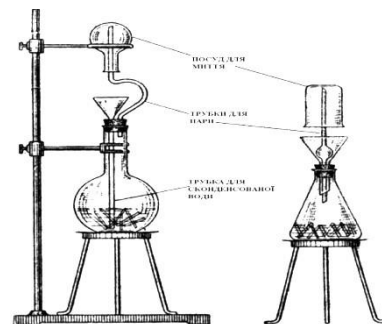
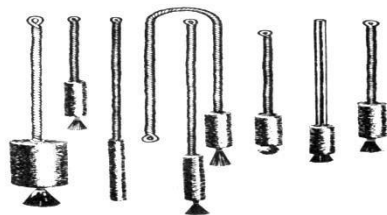


Рис.23. Йоржики для миття посуду Рис.24. Пристосування для миття та знежирення посуду водяною парою

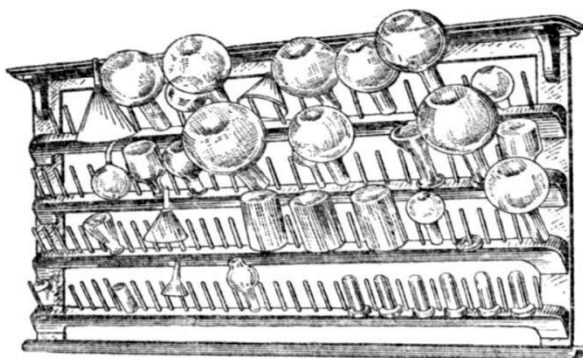


Рис.25. Дошка з кілочками для сушіння посуду

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 іони. 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 розрізняти 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 іонів, так і для їх розділення. Виявлення (відкриття) іонів 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 іонів 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:

- застосовувати однакові по формі і об'єму пробірки;
- рівень рідини в пробірці повинен бути нижчим на 8-10 мм краю пробірки для запобігання розбризкування розчину;
- кристалічні осадки осаджуються швидше, їх центрифугують 0,5-1,5 хвилин; аморфні осадки – 2-3 хвилини;

□ при появі стороннього звуку, вібрації або сильного нагрівання, негайно вимикають центрифугу.

Після центрифугування розчин стає прозорим, осад збирається на дні пробірки. Іноді осад і при тривалому центрифугуванні не осаджується, такі осади відділяють фільтруванням.

Проба на повноту осадження. Щоб зробити висновок про повноту осадження іона, 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 см³ 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 іонів, які відділяють, і надлишку реактиву-осаджувача його промивають дистильованою водою (або іншою промивною рідиною). Якщо під час промивання водою осад частково переходить в колоїдний розчин, то в дистильовану воду додають відповідний електроліт – коагулятор. Наприклад, осади гідроксидів $Fe(OH)_3$, $Al(OH)_3$ промивають 1%-ним розчином нітрату амонію NH_4NO_3 в присутності гідрату аміаку $NH_3 \cdot H_2O$.

Кристалічні осади достатньо промити 2-3 рази, аморфні – 4-5 разів. При промиванні осаду пробірку тримають під невеликим кутом. Із промивали наливають 3-5 см³ 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_3 ,

CH_3COOH). 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 підігрівають 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.

Основні поняття якісного аналізу. Якісна аналітична реакція.

Для проведення якісного аналізу визначення атомів, іонів, молекул, що знаходяться в речовині, яка аналізується, застосовують *аналітичні якісні реакції*, які *супроводжуються певним зовнішнім ефектом: зміною кольору розчину, виділенням газу, утворенням осаду*. Особливе значення в якісному аналізі мають *реакції розділення і характерні реакції визначення певного іона (якісні реакції відкриття іона)*.

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 іонів (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 іонів, 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) $CH_3COOH + CH_3COONa$ (ацетатний буфер); б) $NH_4OH + NH_4Cl$ (амонійний буфер).

Більшість аналітичних реакцій виконують при кімнатній температурі, але деякі потрібно виконувати при нагріванні або охолодженні.

Важливою умовою реакції є достатня концентрація іонів, які виявляють. Слід пам'ятати, що, наприклад, осад утворюється тільки тоді, коли продукту реакцій буде більше, ніж може міститись в насиченому розчині при даній температурі. Отже, чим менш розчинний осад утворюється, тим

меншою може бути концентрація іона, що виявляють, і аналітичного реагенту. В цьому випадку говорять про високочутливу реакцію. І навпаки, утворення достатньо розчинного у воді осаду потребує збільшення концентрацій іона, що виявляють, і аналітичного реагенту. Такі реакції малочутливі. Поняття чутливості реакції відноситься не лише до реакцій - осадження, але і до інших, які супроводжуються зорових ефектом.

Кількісно чутливість реакції характеризується :

- 1) відкриваним мінімумом;
- 2) мінімальною концентрацією;
- 3) граничним розведенням.

Відкриваний мінімум (m) - найменша кількість речовини або іона, яка може бути визначена даною реакцією при певних умовах її виконання; вимірюють мікрограмами (мкг), позначають γ (гамма):

$$1 \gamma = 1 \text{ мкг} = 10^{-6} \text{ г.}$$

Мінімальна концентрація (с) - мінімальна концентрація розчину, при якій реакція ще дає помітний результат. Мінімальна концентрація виражається у вигляді відношення маси речовини (г) до об'єму розчину (см³). Наприклад, для реакції Cu^{2+} з водним розчином аміаку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ мінімальна концентрація 1 : 250 000, це значить що при вмісті 1 г Cu^{2+} в 250000 см³ (мл) розчину, ще можна цією реакцією відкрити іон міді. Для порівняння реакції Cu^{2+} феріціанідом $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - с = 1 : 2500000, тобто чутливість цієї реакції в 10 разів вища.

Відкриваний мінімум (m) і мінімальна концентрація (с) мають взаємозв'язок: $m = c \cdot V \cdot 10^6$;

$$c = m/V \cdot 10^6$$

де V - об'єм розчину, см³.

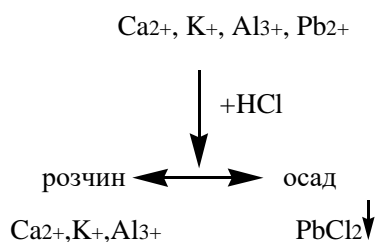
Граничне розведення (ГР) - показник, обернений мінімальній концентрації: $\text{ГР} = 1/c$, означає, в якому об'ємі розчину (см³) повинен міститись 1 г речовини, щоб реакція була ще помітною. Наприклад, граничне розведення для реакції Cu^{2+} з водним розчином аміаку дорівнює 250000, а в реакції Cu^{2+} з феріціанідом $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ - 2500000. Тому зрозуміло, що чутливість останньої реакції вища. Отже, чутливість реакції тим вища, чим більше її граничне розведення і менший її відкриваний мінімум і мінімальна концентрація.

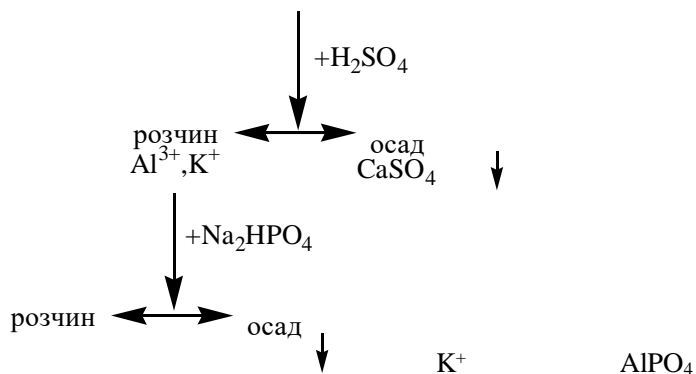
Крім чутливості реакції велике значення має також їх *специфічність*. **Специфічна реакція** на даний іон - це така реакція, яка дозволяє визначити (відкрити) його у присутності будь-яких інших іонів. Наприклад, специфічною є реакція відкриття іонів NH_4^+ лугами, I_2 – крохмалем, Fe^{3+} - роданідом амонію (калію). Ці реакції є *характерними реакціями (якісними реакціями відкриття)*. Але строго специфічних реагентів, що використовують в специфічних реакціях, небагато. В більшості випадків на практиці доводиться відокремлювати іони, що заважають аналізу, або шляхом реакцій розділення, або зменшувати вплив сторонніх іонів шляхом “маскування”.

Дробний аналіз - включає відкриття іонів 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 іони не існує специфічних реакцій, використовують **систематичний хід аналізу**, який включає певну послідовність виконання аналітичних реакцій визначення кожного іона тільки після відкриття та видалення іонів, які цьому заважають.

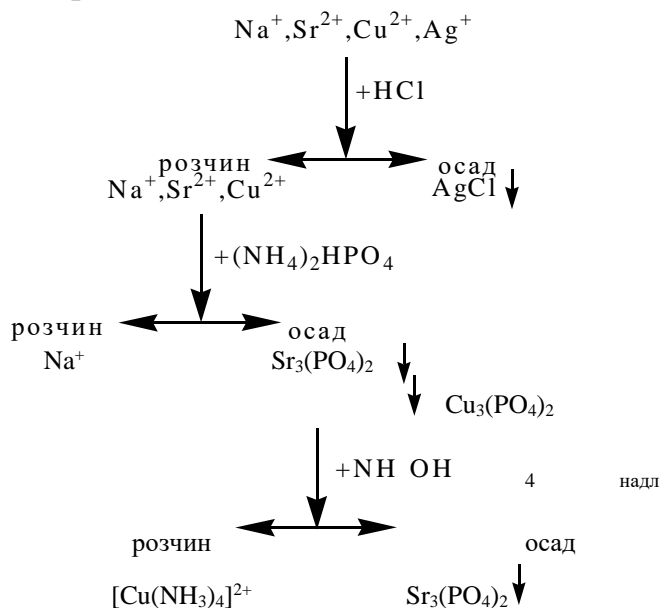
В систематичному ході аналізу крім характерних реакцій (якісних реакцій відкриття) використовують і реакції розділення, маскування за допомогою **загальних, групових, і селективних реагентів**.

Реакції, за допомогою яких відокремлюють одні іони від інших називаються **реакціями розділення**. Ці ж реакції можуть бути використані для відкриття іонів, тобто являться **характерними (якісними відкриття)** за певних умов. В більшості, реакції розділення є реакціями осаджування. Так, наприклад, катіони Sr^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} можна відокремити від K^+ і Zn^{2+} додаванням H_2SO_4 або розчинних сульфатів. Реакції розділення повинні задовольняти основній умові: вони повинні практично повністю відокремлювати одні іони від інших. Так наприклад, розділення катіонів Ca^{2+} , K^+ , Al^{3+} , Pb^{2+} можна провести за схемою:





або розділення катіонів $\text{Na}^+, \text{Sr}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+$ можна провести за схемою:



Якщо реакції осаджування проводять з багатьма іонами - це *загальні реакції*, в яких використовуються **загальні реагенти**: NaOH , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, Na_2CO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, Na_2S , H_2SO_4 і ін. Якщо в реакції осаджується деяка група іонів – це *групові реакції*, в яких використовуються **групові реагенти**. Na_2HPO_4 або $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$, HCl , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, Na_2S , NaOH і ін. Якщо в реакції осаджується декілька іонів - це *селективні реакції*, в яких використовуються в якості **селективних реагентів**, наприклад $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (на $\text{Ba}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Mn}^{2+}$), K_2CrO_4 (на $\text{Ba}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Ag}^+$) та ін. При певних умовах загальні реагенти можуть працювати як групові.

Особливе значення в реакціях розділення приділяють розчиненню однотипних осадів в кислотах, лугах, солях амонію, аміаку і ін. Так, при відокремленні 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 іонів. На цій основі розроблені аналітичні класифікації катіонів і аніонів.

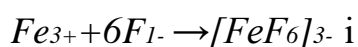
Розділення реагентів на загальні, групові, селективні і специфічні в деякій мірі умовне; можна створити певні умови (температура, pH середовища, конкурентні реакції), щоб підвищити чутливість реакції і групові, а особливо селективні реагенти застосовувати як специфічні.

Основним способом підвищення чутливості реакції є **концентрування** речовин шляхом упарювання розчину, екстрагування необхідними розчинниками, співосадженням і іншими способами.

Багато якісних реакцій є характерними для декількох іонів, що не дозволяє визначити їх у присутності один одного. В такому випадку застосовують спосіб **маскування** або **видалення іонів, що заважають**, такими методами:

□ зв'язування іонів, 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 іонів застосовують однаковий характерний реагент NH_4SCN . Тому Fe^{3+} переводять у стійкий комплекс додаванням NaF :



виводять його з реакції;

□ видалення іонів, що заважають, в осад;

□ екстракція органічними розчинниками проводиться для відокремлення іонів, сполуки яких легко розчинні в органічних розчинниках. Частіше всього екстракцією видаляють іони у вигляді, наприклад, дітizonатних (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+} диметилглюксимом з аміаком в суміші катіонів Ni^{2+} , Co^{2+} , Mn^{2+} , Ca^{2+} і ін. додають аміловий спирт, або інший

органічний розчинник. При цьому шар амілового спирту має характерне для Ni^{2+} рожево-червоне забарвлення.

□ окислення іонів, які заважають, до вищих ступенів окислення (або їх відновлення). При цьому одержують іони, які не вступають в реакцію з реагентом. Наприклад, маскування іонів Cr^{3+} (окислення до CrO_4^{2-}), Sn^{2+} (окислення до Sn^{4+}), Mn^{2+} (окислення до MnO_4^{1-} або MnO_2) і ін. Окислення звичайно проводять H_2O_2 при нагріванні.

Відновлення катіонів до елементного стану або нижчих ступенів окислення також має своє застосування. Наприклад, хлорид олова (II) відновлює Fe^{3+} до Fe^{2+} .

В ході систематичного аналізу іони виділяють із складної суміші не поодиноці, а цілими групами, використовуючи відношення іонів до дії деяких реактивів – групових реагентів. В одному випадку групові реагенти осаджують іони (наприклад іони Cl^- осаджують Ag^+ , Pb^{2+}), в іншому, навпаки, розчиняють деякі складові частини осаду (наприклад, $NH_3 \cdot H_2O_{конц.}$ розчиняє фосфати Co^{2+} , Cu^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} і, в даному випадку є груповим реагентом).

Зручність застосування групових реагентів полягає в тому, що вони дозволяють розділити складну аналітичну задачу на декілька більш простих. Крім того, якщо груповий реагент не дає осаду з розчином, що аналізується, то це вказує на відсутність цілої групи катіонів.

Існує декілька класифікацій катіонів, в основу яких покладена відмінність у розчинності сполук (Додаток 1), що ними утворені. Це дозволяє відокремлювати одні групи від інших.

Тема 2. Аналітична класифікація катіонів.

Найбільше поширення набули сульфідна, кислотно-основна і аміачнофосфатна класифікація катіонів. Використання сірководневого методу аналізу небезпечно для здоров'я, т. я. необхідно проводити роботу з отруйним і неприємно пахучим сірководнем. Тому частіше користуються змішаною аміачно-фосфатною і кислотно-основною класифікацією катіонів.

Кислотно-основна класифікація іонів та оснований на ній безсірководневий метод аналізу включає застосування хлороводневої HCl , сульфатної (сірчаної) H_2SO_4 кислот, розчину луку $NaOH$ та аміаку $NH_3 \cdot H_2O$ (Таблиця 1).

Таблиця 1. Схема кислотно-основної класифікації катіонів.

			Властивості утворених осадів
--	--	--	------------------------------

Група	Катіони	Груповий реагент	Розчинність в :			
			H ₂ O	NH ₃ .H ₂ O	HCl, HNO ₃	NaOH
1	NH ₄ ⁺ , Na ⁺ , K ⁺	немає	-	-	-	-
2	Ag ⁺ , Pb ²⁺	HCl	HP (PbCl ₂ в гарячій H ₂ O)	[Ag(NH ₃)Cl]	HP	H ₂ PbO ₂
3	Ca ₂ ⁺ , Sr ₂ ⁺ , Ba ₂ ⁺	H ₂ SO ₄ (розв. 20%)	HP	(NH ₄) ₂ [Ca(SO ₄) ₂]	HP	HP
4	Al ₃ ⁺ , Zn ₂ ⁺	NaOH	HP	[Me _n + (NH ₃) _{2n}] _n ⁺	P	P
5	Mg ₂ ⁺ , Mn ₂ ⁺ , Fe ₂ ⁺ , Fe ³⁺	NaOH (надлишок)	HP	HP	P	HP
6	Cu ₂ ⁺ , Co ₂ ⁺ , Ni ₂ ⁺	NH ₃ .H ₂ O	HP	[Me _n + (NH ₃) _{2n}] _n ⁺	P	HP

Аміачно-фосфатна класифікація катіонів базується на використанні відмінностей в розчинності утворених фосфатів у воді, слабких і сильних кислотах, лугах і водному розчині аміаку. Груповими реагентами використовують: 1) $(NH_4)_2HPO_4$ або Na_2HPO_4 в присутності аміаку; 2) HCl .

Цей метод розділення катіонів на групи включає визначення катіонів: K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Al^{3+} , Bi^{3+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Zn^{2+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , Sb^{3+} , Sb^{5+} , As^{3+} , As^{5+} , Ag^+ , Hg^{2+} , Pb^{2+} .

Серед найважливіших біогенних катіонів агробіологічна практика виділяє такі:

□ макроелементи: NH_4^+ , Ca^{2+} , K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+} ;

□ мікроелементи: Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Fe^{2+} , Fe^{3+} ;

□ важкі та радіоактивні, токсичні елементи: Sr^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Cr^{3+} , Ba^{2+} , Hg^{2+} , Pb^{2+} ;

На розгляд пропонується 18 найважливіших для живих організмів іонів, перелічених в **Таблиця**.

Таблиця 2. Схема аміачно-фосфатної класифікації катіонів.

Група	Катіони	Груповий реагент	Властивості утворених осадів				
			Розчинність в :				
			H ₂ O	NH ₃ .H ₂ O	CH ₃ COOH	HCl, HNO ₃	NaOH
1	NH ₄ ⁺ , Na ⁺ , K ⁺	немає	-	-	-	-	-
2	A Mg ₂ ⁺ , Mn ₂ ⁺ , Ca ₂ ⁺ Sr ₂ ⁺ , Ba ₂ ⁺ , Fe ₂ ⁺				P		HP

	Б	Fe ³⁺ , Al ³⁺	(NH ₄) ₂ HPO ₄ + NH ₃ .H ₂ O	HP	HP	HP	P	NaAlO ₂
3		Cu ²⁺ , Zn ²⁺ , Co ²⁺ , Ni ²⁺	(NH ₄) ₂ HPO ₄ Na ₂ HPO ₄	HP	[Me _n +(NH ₃) _{(2-3)n}] _n	P	P	Na ₂ ZnO ₂
4		Ag ⁺ , Pb ²⁺	HCl	HP (PbCl ₂ в гар. H ₂ O)	[Ag(NH ₃) ₂]Cl	HP	HP	Na ₂ PbO ₂

При вивченні властивостей іонів і характерних реакцій слід звертати увагу на умови їх виконання (кислотність середовища - *pH*, температура, концентрація іона, відношення осаду до кислот, основ, тобто його розчинність і ін.) Тому при розгляді властивостей катіонів аналітичних груп особлива увага звертається на здатність осадів розчинятись в кислотах і лугах, а також в аміаку. Ці властивості осадів використовують для вибору оптимальних умов проведення характерної реакції.

Отже, студенту пропонується після одержання того чи іншого осаду випробувати його розчинність в кислотах (*CH₃COOH*, *HNO₃*, або *HCl*, іноді *H₂SO₄*), в основах (*NaOH* або *KOH*), іноді в аміаку *NH₃.H₂O*.

В ході систематичного аналізу послідовність виділення аналітичних груп із суміші проводять у зворотному напрямку їх нумерації. Першими видаляють катіони *IV* групи, а катіони *I* групи аналізують в останню чергу. Але попереднє вивчення аналітичних реакцій катіонів починають з першої групи дробним методом.

Аміачно-фосфатний метод аналізу в методичному плані має ряд переваг:

- 1) не потрібно використовувати отруйний і погано пахучий сірководень;
- 2) відсутність PO₄³⁻ у вихідній суміші (якщо PO₄³⁻ присутній, в нейтральному і лужному середовищі він утворює осад з багатозарядними катіонами);
- 3) відмічається висока точність і експресність методу.

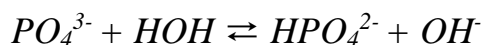
I аналітична група катіонів (NH₄⁺, K⁺, Na⁺)

Загальна характеристика I аналітичної групи катіонів.

Особливістю катіонів I аналітичної групи є розчинність у воді більшості їх сполук. Так, наприклад, добре розчинні: фосфати, хлориди, нітрати, сульфати, карбонати, гідроксиди і ін.

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.

Розчини солей, утворених катіонами натрію, калію та слабкими кислотами, мають лужну реакцію в результаті гідролізу: $K_3PO_4 + HON \rightleftharpoons K_2HPO_4 + KOH$



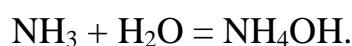
Розчини солей амонію і сильних кислот – кислу реакцію:



При нагріванні і прожарюванні солі натрію і калію стійкі, солі амонію – легко розкладаються (особливо амонійні солі летючих кислот).

Катіони 1 аналітичної групи відіграють важливу роль в біохімічних і агрохімічних процесах. Іони K^+ і NH_4^+ необхідні для мінерального живлення рослин і входять до складу найважливіших мінеральних добрив: KNO_3 , K_2SO_4 , KCl , NH_4NO_3 , $(NH_4)_2SO_4$, NH_4Cl , $NH_4H_2PO_4$, $(NH_4)_2HPO_4$.

Сполуки Na^+ , K^+ (хлориди, фосфати, гідрокарбонати, складні органічні речовини) являються незамінними складовими частинами тканин і фізіологічних рідин. 0,9% розчин $NaCl$ (фізіологічний розчин) використовують при втраті крові і біологічних дослідженнях. Наявність в природних водах іонів NH_4^+ є ознакою забрудненості вляють за різким специфічним запахом або за допомогою зволоженого водою червоного лакмусового папірця, піднесеного до отвору пробірки. В парах NH_3 він синіє внаслідок реакції:

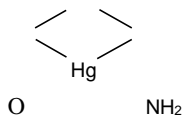


Тому, при визначенні якості води, обов'язково роблять пробу на наявність NH_4^+ .

Отже, реакції катіонів NH_4^+ , Na^+ , K^+ широко використовують в аналітичних лабораторіях.

Таблиця 3. Огляд реакцій на катіони 1 аналітичної групи.

Реагенти	К а т і о н и		
	NH_4^+	K^+	Na^+
1. Загальні KOH (NaOH) при кип'ятінні	NH_3	-	-
Na_2CO_3 (K_2CO_3) при кип'ятінні	NH_3	-	-
2. Характерні реактив Несслера	I		

$K_2[HgI_4]$ + KOH (заважають Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} та ін)	 Hg червоний осад	-	-
$Na_3[Co(NO_2)_6]$ – натрій гексанітрокобальтат(III) + HCl	$(NH_4)_2Na[Co(NO_2)_6]$ жовтий осад	$K_2Na[Co(NO_2)_6]$ жовтий осад	-
+ NaOH	$H_3[Co(NO_2)_6]$ розчин	$H_3[Co(NO_2)_6]$ розчин	-
	$Co(OH)_3$ бурий осад	$Co(OH)_3$ бурий осад	-
$NaHC_4H_4O_6$ – натрій гідрогентартат, при охолодженні, помішуючи	$NH_4HC_4H_4O_6$ білий кристалічний	$KHC_4H_4O_6$ білий кристалічний	-
+ HCl	$H_2C_4H_4O_6$ розчин	$H_2C_4H_4O_6$ розчин	-
+ NaOH	$NH_4NaC_4H_4O_6$ розчин	$KNaC_4H_4O_6$ розчин	-
$K[Sb(OH)_6]$ – калій гексагідроксо-стибїат	$HSbO_3$ білий аморфний	-	$Na[Sb(OH)_6]$ білий кристалічний
+ $NH_3 \cdot H_2O$	$HSbO_3$ білий аморфний	-	$HSbO_3$ білий аморфний
+ HCl	$HSbO_3$ білий аморфний	-	$HSbO_3$ білий аморфний
+ KOH	-	-	Na_3SbO_4 розчин
$Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$ – цинкуранілацетат	-	-	$NaZn(UO_2)_3(CH_3COO)_9 \cdot 9H_2O$ жовто-зелений осад

В **Таблиця 3** наведена дія і умови дії загальних і характерних реактивів, порівняння яких дозволяє використати найкращі з них для відокремлення і відкриття катіонів першої групи із суміші.

За зведеною **Таблиця 3** можна зробити висновки:

- при відкритті іонів NH_4^+ реагентами є: **NaOH, KOH, Na_2CO_3 (K_2CO_3)**, інші катіони першої групи не заважають;
- відкриттю іонів K^+ заважають іони NH_4^+ , тому із суміші іони NH_4^+ видаляють шляхом випарювання розчину і подальшого прожарювання;
- відкриттю іонів Na^+ реагентом **$K[Sb(OH)_6]$** заважають іони NH_4^+ т. я. у водному розчині в результаті гідролізу солей амонію – реакція кисла;
- відкриттю іонів Na^+ **цинкуранілацетатом**, катіони I групи не заважають.

Характерні реакції катіонів I групи (NH_4^+ , K^+ , Na^+)

Якісні реакції відкриття катіону NH_4^+ .

➤ **Якісні реакції виявлення NH_4^+**

1. **NaOH** або **KOH** (специфічний);
2. **K₂[HgJ₄]** + **KOH** (реактив Несслера).

1. Дія **NaOH** або **KOH**.


У разі додавання лугу до розчину, що містить NH₄⁺, під час його нагрівання виділяється амоніак:

① ② t°3-5 хв.



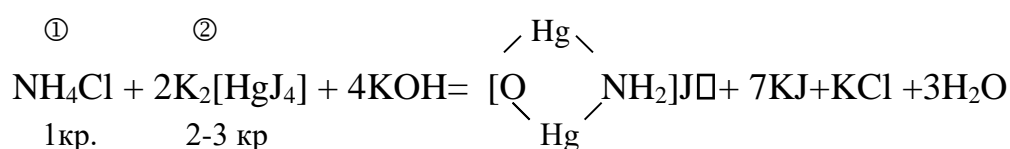
10-15 кр. 5-10 кр.

Умови виконання реакції:

-  нагрівання на водяній бані протягом 3-5 хвилин.

2. Дія **K₂[HgJ₄]** + **KOH** (реактив Несслера – лужний розчин калій тетраїодомеркуріату (II)). Реакція дуже чутлива і придатна для виявлення надзвичайно малих концентрацій (слідів) іонів NH₄⁺.

У разі додавання реактиву Несслера до розчину, що містить катіон NH₄⁺, утворюється червоно-бурий осад амоній оксодимеркур(II) йодиду:



червоно-бурий осад

Умови виконання реакції:

- відсутність надлишку солей амонію (осад розчиняється);
- відсутність катіонів, які з лугами утворюють забарвлені нерозчинні у воді гідроксиди (Fe²⁺, Fe³⁺, Cu²⁺, Co²⁺, Mn²⁺ тощо).

Якісні реакції виявлення K⁺ □

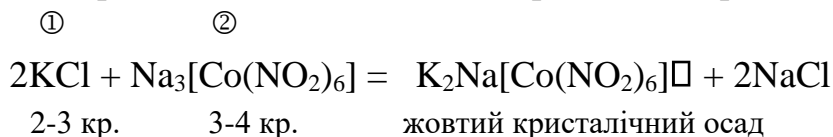
Основні *реагенти*:

1. $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (селективний);

2. $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ (селективний).

1. Дія $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (натрій гексанітрокобальтат (III))

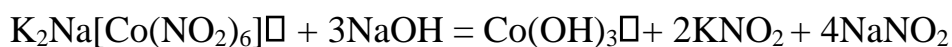
У разі додавання $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ до розчину, що містить катіон K^+ , утворюється жовтий кристалічний осад калій-натрій гексанітрокобальтату (III):



Умови виконання реакції:

- рН 5-7;
- відсутність NH_4^+ .

В лужному середовищі (рН \square 7) осад $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ розкладається з утворенням бурого осаду кобальт(III) гідроксиду:



У сильнокислому середовищі (рН \square 4) осад $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ розчиняється з утворенням нестійкої кислоти $\text{H}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$: $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]\square + \text{HCl} =$

В слабкокислому середовищі (CH_3COOH) осад $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ не розчиняється.

Йони NH_4^+ утворюють з $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ такий самий жовтий осад складу $(\text{NH}_4)_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$:

$\textcircled{1}$ $\textcircled{2}$



2-3 кр.

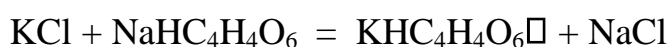
3-4 кр.

жовтий кристалічний осад

2. Дія $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ (натрій гідрогентартрат):

У разі додавання $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ до розчину, що містить катіон K^+ , утворюється білий кристалічний осад калій гідрогентартрату складу $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$:


① ②



3-4 кр.

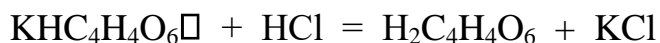
3-4 кр.

Умови виконання реакції:

- рН 5-7;
-  охолодження (під струменем води);
- створення центрів кристалізації (потиранням скляною паличкою);
- відсутність NH_4^+ .

Осад $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ не розчиняється в ацетатній кислоті, але добре розчиняється в інших кислотах та у воді при нагріванні.

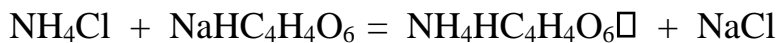
У кислому середовищі (рН \square 4) осад $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ розчиняється з утворенням розчинної винної кислоти $\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$:



У лужному середовищі (рН \square 8) осад розчиняється внаслідок утворення середніх солей (тартратів):



Йони NH_4^+ заважають тому, що з $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ також утворюють білий осад складу $\text{NH}_4\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6$:



✎ Якісні реакції виявлення Na^+

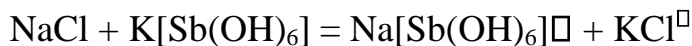
- +
1. $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ (селективний);
 2. $\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_8$ (специфічний).

1. Дія $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ (калій гексагідроксостибіат (V)).

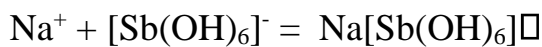
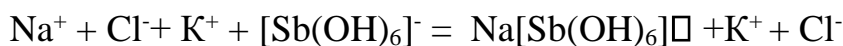
У разі додавання $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ до розчину, що містить катіон Na^+ , утворюється білий кристалічний осад натрій гексагідроксо- стибіату (V).

Зразок складання рівнянь реакцій під час самостійної підготовки до експериментальної роботи (на прикладі хлоридів):

① ②



2-3 кр. 3-4 кр. білий кристалічний осад



Умови виконання реакції:

- рН 7 - 8;
- ⚑ охолодження (за підвищення температури зростає розчинність осаду);
- створення центрів кристалізації (потиранням склянкою паличкою);
- відсутність йонів NH_4^+ .

У кислому середовищі (рН 3-5) реагент $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ розкладається з утворенням аморфного осаду кислоти HSbO_3 , який помилково може бути прийнятий за осад натрій гексагідроксостибіату (V).

Для виконання реакцій використовувати розчини хлоридів (або нітратів). У лужному середовищі (рН 9-11) осад $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ розчиняється внаслідок утворення розчинної у воді солі Na_3SbO_4 :



Йон NH_4^+ заважає виконанню реакції тому, що внаслідок гідролізу амонійних солей, утворених сильними кислотами, середовище розчину стає кислим, що призводить до розкладання реактиву $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$.

2. Дія $\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_8$ (цинк-ураніл ацетат).

У разі додавання $\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_8$ до розчину, що містить Na^+ , утворюється зеленувато-жовтий кристалічний осад натрій-цинк-ураніл ацетату:

①

②



2-3 кр

4-5 кр.

зеленувато-жовтий кристалічний осад

Умови виконання реакції:

- рН 5-7;
- створення центрів кристалізації (потиранням скляною паличкою).

Ця реакція значно чутливіша за реакцію з $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$. За її допомогою можна виявити Na^+ в присутності катіонів K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Mn^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} .

III аналітична група катіонів (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}).

Загальна характеристика III групи катіонів Більшість сполук катіонів III групи малорозчинні у воді.

Розчинні у воді хлориди, крім хлориду міді(I), нітрати, нітрити, ацетати, сульфати.

Нерозчинні у воді сульфіді, карбонати, оксалати, фосфати, арсенати, силікати, гексаціаноферати (II і III), хромати, а також йодид міді(I).

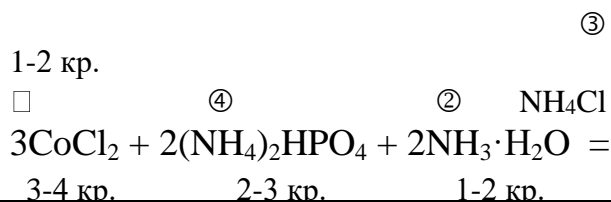
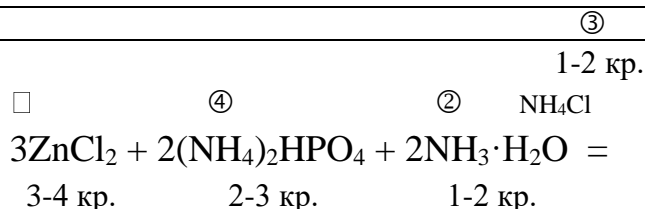
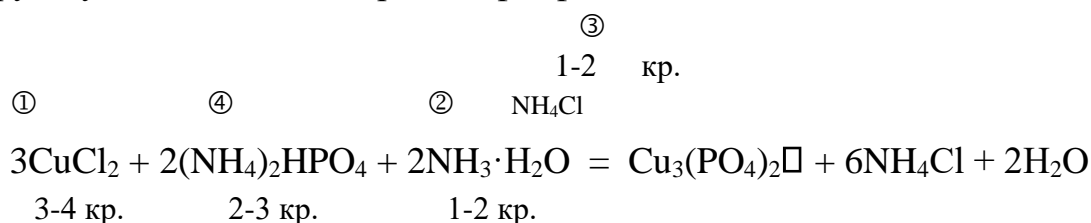
Деякі сполуки катіонів III аналітичної групи забарвлені: солі міді(II), кобальту, нікелю, всі сульфіді, за виключенням ZnS (білого кольору).

Гідроксиди не розчинні у воді, а $Zn(OH)_2$ має амфотерні властивості. Катіони III аналітичної групи є добрими комплексоутворювачами.

Дія групового реагенту на катіони III групи: Cu^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .

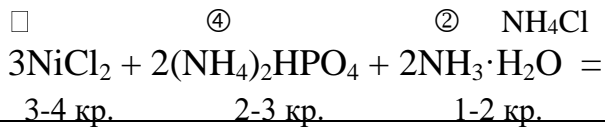
Груповий реагент – $(NH_4)_2HPO_4$ (pH < 8)

Гідрогенфосфат лужних металів або амонію в присутності буферної суміші (водного розчину амоніаку і амоній хлориду) при pH < 8 осаджує катіони III групи у вигляді осадів середніх фосфатів:



③

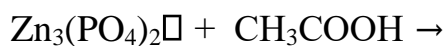
1-2 кр.



Властивості фосфатів, що утворюються при дії групового реагенту

Фосфати Cu(II), Zn, Co(II), Ni(II) добре розчиняються в:

- надлишку водного розчину амоніаку, утворюючи комплексні сполуки;
- ацетатній кислоті CH₃COOH.





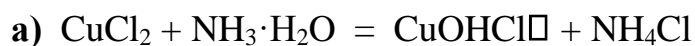
Якісні реакції виявлення Cu^{2+}

1. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ надлишок (умовно специфічний);

2. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (умовно специфічний).

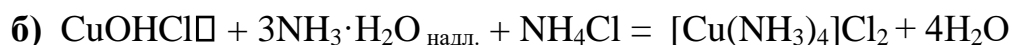
1. Водний розчин амоніаку – амоній гідроксид $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (або NH_4OH), взятий у стехіометричній кількості, осаджує Cu^{2+} у вигляді синьо-зеленого осаду основної солі CuOHCl :

① ②

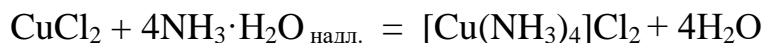


2-3 кр. 2-3 кр.

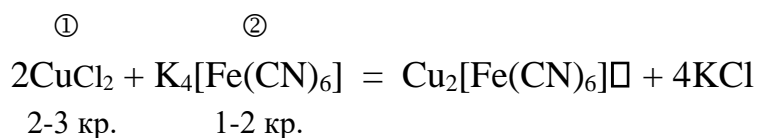
В надлишку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ осад CuOHCl розчиняється з утворенням розчину комплексної сполуки – купрум(II)тетраамін хлориду – інтенсивно-синього забарвлення:



Перетворення, що відбуваються у разі додавання до розчину солі Cu^{2+} надлишку розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, можна записати в одну стадію:



2. Калій гексаціаноферат(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворює з катіонами Cu^{2+} червонобурий осад купрум(II) гексаціаноферату(II) $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:



Умови виконання реакції:

- відсутність йонів Zn^{2+} , Fe^{3+} .

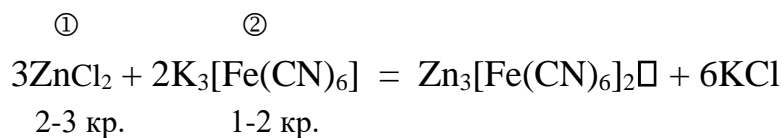
✚ **Якісні реакції виявлення Zn^{2+}**

Основні **реагенти:**

1. $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (умовно специфічний).

2. Дитизон у хлороформі (умовно специфічний) **1.**

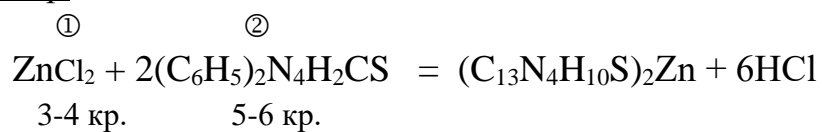
Калій гексаціаноферат(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворює з катіонами Zn^{2+} жовтий осад цинк гексаціаноферату(III) складу $\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$:



Умови виконання реакції:

- відсутність катіонів Cu^{2+} , Fe^{2+}

2. Дитизон $(C_6H_5)_2N_4H_2CS$ у хлороформі у нейтральному, лужному або слабоацетатному розчині з іонами Zn^{2+} утворює внутрішньокмплексну сіль – дитизонат цинку. Ця сіль добре розчиняється в чотирьохлористому вуглеці або у хлороформі. При цьому розчин забарвлюється у малиново-червоний колір.



Умови виконання реакції:

- відсутність катіонів Pb^{2+}

Таблиця 4 . Огляд реакцій катіонів третьої аналітичної групи за зовнішніми ознаками

Реагент	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Co^{2+}	Ni^{2+}
Дія групового реагенту				
$(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ або $(\text{Na}_2\text{HPO}_4)$ при $\text{pH} \approx 8$	$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 \square$ блакитний	$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2 \square$ білий	$\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2 \square$ бузковий	$\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2 \square$ салатний
Розчинність у NH_4OH (надлишок)	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_3(\text{PO}_4)_2$ інтенсивно синій	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]_3(\text{PO}_4)_2$ безбарвний	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_3(\text{PO}_4)_2$ рожево-коричневий	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_3(\text{PO}_4)_2$ безбарвний
Дія загальних реагентів				
NaOH	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \square$ Блакитний	$\text{Zn}(\text{OH})_2 \square$ білий	$(\text{CoOH})_x^+ \text{An}^{x-} \square$ синій	$\text{Ni}(\text{OH})_2 \square$ світло-зелений
NaOH у надлишку		$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ безбарвний	$\text{Co}(\text{OH})_2 \square$ рожевий $\text{Co}(\text{OH})_3 \square$ темно- бурий	у присутності окислювачів $\text{Ni}(\text{OH})_3 \square$ чорно-бурий
NH_4OH (по краплям)	$(\text{CuOH})_x^+ \text{An}^{x-} \square$ зеленуватий	$\text{Zn}(\text{OH})_2 \square$ білий	$(\text{CoOH})_x^+ \text{An}^{x-} \square$ бузковий	$(\text{NiOH})_x^+ \text{An}^{x-} \square$ зеленуватий
NH_4OH у надлишку	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_{x2} \text{An}_{x-2}$ інтенсивно-синій	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]_{x2} \text{An}_{x-2}$ безбарвний	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_{x2} \text{An}_{x-2}$ брудно-жовтий	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_{x2} \text{An}_{x-2}$ синій
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (по краплям)	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \square$ блакитний	$(\text{ZnOH})_2\text{CO}_3 \square$ білий	$(\text{CoOH})_2\text{CO}_3 \square$ фіолетовий	$(\text{NiOH})_2\text{CO}_3 \square$ зелений
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ у надлишку	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{CO}_3$ інтенсивно-синій	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{CO}_3$ безбарвний	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{CO}_3$ синій	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{CO}_3$ світло- салатний
Дія характерних реагентів				
NH_4OH надлишок (NH_3 $\square \text{H}_2\text{O}$)	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]_{x2} \text{An}_{x-2}^*$ інтенсивно-синій	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]_{x2} \text{An}_{x-2}$ безбарвний	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]_{x2} \text{An}_{x-2}$ брудно-жовтий	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{CO}_3$ світло-салатний

NaOH надлишок	Cu(OH) ₂ □ Блакитний	Na ₂ [Zn(OH) ₄] безбарвний	Co(OH) ₃ □ темно- бурий	Ni(OH) ₂ □ зелений
KI	CuI□ + I ₂ бурий	розчин прозорий	розчин оливково- зелений	розчин коричнево-червоний

172

Реагент	Cu ²⁺	Zn ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺
K ₄ [Fe(CN) ₆] (кисле середовище)	Cu ₂ [Fe(CN) ₆]□ червоно- бурий, розкладається в лугах	K ₂ Zn ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ □ білий	Co ₂ [Fe(CN) ₆]□ зеленуватий	Ni ₂ [Fe(CN) ₆]□ жовто- зелений
K ₃ [Fe(CN) ₆] (кисле середовище)	Cu ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ □ зелено- коричневий	Zn ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ □ * жовто- гірчичний	Co ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ □ бурувато-червоний	Ni ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ □ жовто- зелений
Дитизон (C ₁₃ N ₄ H ₁₂ S) у CCl ₄	дитизонат міді [CSN ₄ H ₂ (C ₆ H ₅) ₂] ₂ Cu рожево-фіолетовий	дитизонат цинку (C ₁₃ N ₄ H ₁₀ S) ₂ Zn малиново-червоний	дитизонат кобальту червоно-фіолетовий	дитизонат нікелю коричневий
NH ₄ SCN + (KSCN) аміловий спирт	Cu(SCN) ₂ □ Чорний	Zn(SCN) ₂ прозорий розчин	(NH ₄) ₂ [Co(SCN) ₄] * синій заважає Fe ³⁺	Ni(SCN) ₂ темно-коричневий розчин
KNO ₂ + CH ₃ COOH	Розчин	розчин прозорий	K ₃ [Co(NO ₂) ₆] жовтий	розчин блідо-зелений
□-нітрозо-□-нафтол (реактив Іл'їнського) C ₁₀ H ₆ (NO)OH	жовто-коричневий	розчин	Co(C ₁₀ H ₆ NOO) ₃ □ червоно-бурий	жовто-коричневий
Диметилгліоксим (реактив Чугаєва) + NH ₄ OH до рН=8 (CH ₃ CNOH) ₂	розчин рожевий	не взаємодіє	розчин коричневий	[(CH ₃) ₄ C ₄ N ₄ O ₄ H ₂]Ni□ рожево- червоний *

* Реакція "відкриття"

IV аналітична група катіонів (Ag^+ , Pb^{2+}).

Загальна характеристика катіонів IV групи.

Дія групового, загальних, селективних і характерних реагентів

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

Практично нерозчинні у воді сульфідні, малорозчинні у воді фосфати і карбонати.

Розчинні солі катіонів Ag^+ і Pb^{2+} (AgNO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$) мають кислу реакцію в результаті гідролізу.

Катіони Ag^+ і Pb^{2+} схильні до комплексоутворення: □

з аміаком: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$

□ з ціанідами: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$

□ йодидами: $[\text{AgI}_4]^{3-}$, $[\text{PbI}_4]^{2-}$ і

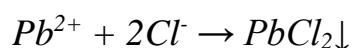
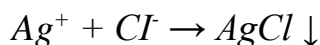
іншими лігандами.

В реакціях окислення – відновлення сполуки срібла Ag^+ і свинцю Pb^{4+} виявляють себе як окислювачі. Іони срібла відновлюються до елементного стану, Pb^{4+} до Pb^{2+} , або іони Pb^{2+} здатні окислюватись до Pb^{4+} .

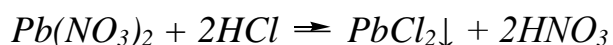
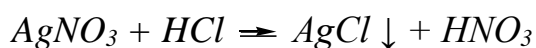
Сполуки свинцю отруйні. В 1 л питної води може міститись не більше 0,1 мг Pb^{2+} .

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 AgNO_3 використовують в медицині і ветеринарії.

Груповий реагент – розбавлена хлороводнева кислота HCl (а також розчинні хлориди) виділяють із розчинів солей Ag^+ і Pb^{2+} у вигляді білих осадів AgCl і PbCl_2 , нерозчинних в розбавлених HNO_3 і H_2SO_4 .



Наприклад,



Хід виконання реакції:

До 2 – 3 крапель розчину срібла ($AgNO_3$), або свинцю ($Pb(NO_3)_2$, $Pb(CH_3COO)_2$) додають таку ж кількість розведеної HCl . Утворюється білий осад $AgCl$ або $PbCl_2$, який перевіряють на розчинність в гарячій H_2O , $NH_3 \cdot H_2O$, $(NH_4)_2CO_3$, KCN , $Na_2S_2O_3$, HCl (конц.), або насиченому $NaCl$.

Властивості осадів $AgCl$ і $PbCl_2$ представлені в **Таблиці 5**.

Таблиця 5 . Властивості осадів хлориду срібла та свинцю

Осад	Властивості осадів				
	Розчинність в :				
	H_2O гаряча	$NH_3 \cdot H_2O$	$(NH_4)_2CO_3$	KCN	HCl конц. (або насич. $NaCl$)
$AgCl$	Н	р [$Ag(NH_3)_2$]Cl	р [$Ag(NH_3)_2$]Cl	р [$Ag(NH_3)_2$]Cl	р $H_2[AgCl_3]$ ($Na_2[AgCl_3]$)
$PbCl_2$	Р	н	н	н	р $H_2[PbCl_4]$ ($Na_2[PbCl_4]$)

1

2) **Осад $PbCl_2$ на відміну від $AgCl$ добре розчинний в гарячій дистильованій воді** (~10 г/л при 20 °С); цим користуються для відокремлення $AgCl$ від $PbCl_2$. Хлорид свинцю $PbCl_2$ гірше розчиняється в розведеній HCl або в розчині $NaCl$, ніж у воді (дія однойменних іонів).

Осад $PbCl_2$ розчиняється : □ в концентрованій

HCl (або насиченому $NaCl$): $PbCl_2 \downarrow + 2H^+ + 2Cl^-$

$\rightarrow 2H^+ + [PbCl_4]^{2-}$ або $PbCl_2 \downarrow + 2HCl \rightarrow H_2[PbCl_4]$

Якщо $H_2[PbCl_4]$ розвести водою, то знову осаджується $PbCl_2 \downarrow$.

Загальні реагенти: $(NH_4)_2HPO_4$ або Na_2HPO_4 , $NH_3 \cdot H_2O$, $NaOH$, $(NH_4)_2CO_3$ або Na_2CO_3 , H_2SO_4 .

Селективні реагенти: K_2CrO_4 або $K_2Cr_2O_7$, KI .

Огляд реакцій при дії групового, загальних, селективних і характерних реагентів представлений в **Таблиці 6**.

Таблиця 6 . Огляд реакцій на катіони IV аналітичної групи

№ п/п	Реагенти	Катіони	
		Ag ⁺	Pb ²⁺
Групові і загальні			
1	HCl розведена	білий AgCl	білий PbCl ₂
	+ надлишок (або HCl конц.)	розчин AgCl ₂ ¹⁻	Розчин PbCl ₄ ²⁻
	+ HNO ₃ розведена (надлишок)	осад AgCl	Розчин Pb ²⁺
	+ NH ₃ ·H ₂ O (надлишок)	розчин [Ag(NH ₃) ₂] ¹⁺	PbOHCl Pb(OH) ₂
	+ H ₂ O, t ⁰	осад AgCl	Розчин Pb ²⁺
2	(NH₄)₂HPO₄ (або Na₂HPO₄)	жовтий Ag ₃ PO ₄	білий Pb ₃ (PO ₄) ₂
	+ NH ₃ ·H ₂ O (надлишок)	розчин [Ag(NH ₃) ₂] ¹⁺	осад
	+ HNO ₃ розведена (надлишок)	Розчин Ag ⁺	Розчин Pb ²⁺
3	NaOH (KOH)	коричневий Ag ₂ O	білий Pb(OH) ₂
	+ надлишок лугу	осад	розчин PbO ₂ ²⁻ або [Pb(OH) ₄] ²⁻
	+ HNO ₃	розчин Ag ⁺	розчин Pb ²⁺
4	NH₃·H₂O (по краплям)	коричнево-чорний Ag ₂ O	білий Pb(OH) ₂
	+ надлишок аміаку	розчин [Ag(NH ₃) ₂] ¹⁺	осад
5	(NH₄)₂CO₃	білий Ag ₂ CO ₃	білий PbCO ₃
	+ надлишок (NH ₄) ₂ CO ₃	розчин [Ag(NH ₃) ₂] ¹⁺	осад
6	Na₂CO₃	білий Ag ₂ CO ₃	білий (PbOH) ₂ CO ₃
7	H₂SO₄ (розведена)	розчин Ag ⁺	білий PbSO ₄
	+ концентрована H ₂ SO ₄	білий Ag ₂ SO ₄	
	+ NaOH (луги)	осад	Розчин PbO ₂ ²⁻ або [Pb(OH) ₄] ²⁻
	+ NH ₃ ·H ₂ O	розчин [Ag(NH ₃) ₂] ¹⁺	Осад PbSO ₄ (поступово утвор. осад Pb(OH) ₂)

	+ NH ₄ CH ₃ COO	розчин	розчин □Pb(CH ₃ COO) ₂ . PbSO ₄ □
Характерні			
1	HCl (умовно специфічна)	“відкриття” Ag⁺ білий AgCl□	Білий PbCl ₂ □ Білий PbOHCl□
	+ NH ₃ ·H ₂ O	розчин □Ag(NH ₃) ₂ □ ⁺	Pb(OH) ₂ □
	+ HNO ₃	білий AgCl□	Розчин Pb ²⁺
№ п/п	Реагенти	Катіони	
		Ag ⁺	Pb ₂ ⁺
2	K₂CrO₄ (K₂Cr₂O₇)	цеглисто-червоний Ag ₂ CrO ₄ □ (темно-червоний Ag ₂ Cr ₂ O ₇)	“відкриття” Pb²⁺ жовтий PbCrO ₄ □
	+ CH ₃ COOH	розчин AgCH ₃ COO	розчин
	+ HNO ₃	розчин Ag ⁺	розчин
	+ NH ₃ ·H ₂ O	розчин □Ag(NH ₃) ₂ □ ⁺	розчин
	+ NaOH (лужний)	коричневий Ag ₂ O□	розчин PbO ₂ ²⁻ або □Pb(OH) ₄ □ ²⁻
3	KI	жовтий AgI□	“відкриття” Pb²⁺ (реакція “золотий дощ”) жовтий PbI ₂ □
	+ надлишок	частково розчинний □AgI ₂ □ ⁻	розчин □PbI ₄ □ ²⁻
	+ H ₂ O t ⁰ □ + CH ₃ COOH	осад AgI□ не розч.	осад PbI ₂ □ розчиняється Pb ²⁺ □ при охолодженні PbI ₂ □
4	H₂SO₄ (розведена)	Розчин Ag ⁺	білий PbSO ₄ □
	+ NaOH (луги)	коричневий Ag ₂ O□	розчин PbO ₂ ²⁻ або □Pb(OH) ₄ □ ²⁻
5.	Дитизон (pH □8)	-	“відкриття” Pb²⁺ червоний (цеглистокоричневий) внутрішньомолекулярний комплекс

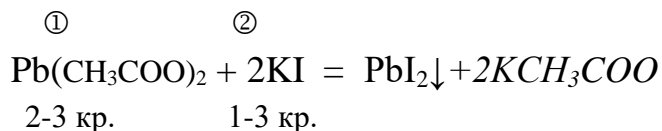
Якісні реакції виявлення Pb²⁺ Основні реагенти:

1. KI (специфічний).

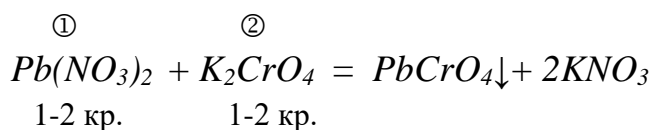
2. Хромат (дихромат) калію (селективний)

3. Сульфатна (сірчана) кислота (H_2SO_4 розведена) 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»):



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.



Умови виконання реакції:

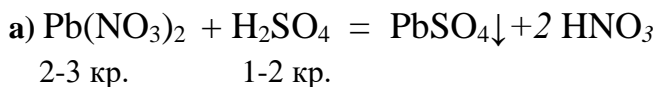
- $pH < 7$, в присутності CH_3COOH ;
- відсутність відновників, що відновлюють Cr^{6+} до Cr^{3+} (наприклад, Fe^{2+});
- відсутність катіонів, які утворюють з CrO_4^{2-} осад (Ba^{2+} , Bi^{3+} , Hg^{2+} і ін.)

3. Сульфатна (сірчана) кислота (H_2SO_4 розведена) і розчинні сульфати осаджують катіон Pb^{2+} у вигляді білого кристалічного осаду $PbSO_4$. 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 . 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 NaOH (або KOH).

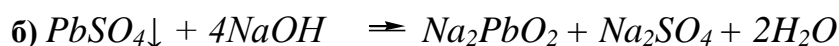
①

②



①

②



Умови виконання реакції:

- $\text{pH} < 7$, 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-}).

II аналітична група катіонів.

Якісні реакції відкриття катіонів II-ї групи: Mg^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} . Загальна характеристика II аналітичної групи

Більшість розчинних у воді солей Mg^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} безбарвні, солі Mn^{2+} мають рожевий відтінок, Fe^{2+} і Fe^{3+} – зеленуватий та буро-зеленуватий колір. Нерозчинні у воді солі цих катіонів мають значно більше різноманіття забарвлень.

Груповим реагентом на катіони II-ї аналітичної групи є гідрогенфосфат лужних металів або амонію, який в присутності водного розчину амоніаку (при pH 9-10) і амоній хлориду осаджує всі катіони II-ї групи у вигляді осадів фосфатів.

За різною розчинністю фосфатів в ацетатній кислоті катіони II-ї групи розділяють на підгрупи А і Б:

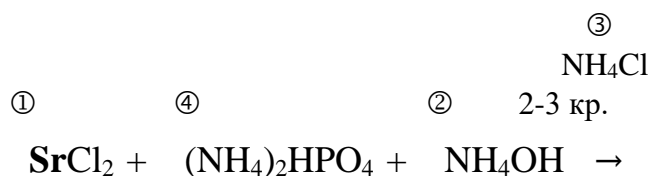
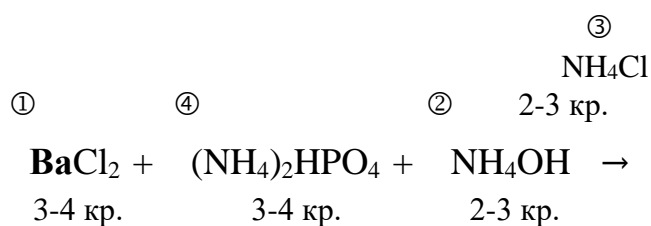
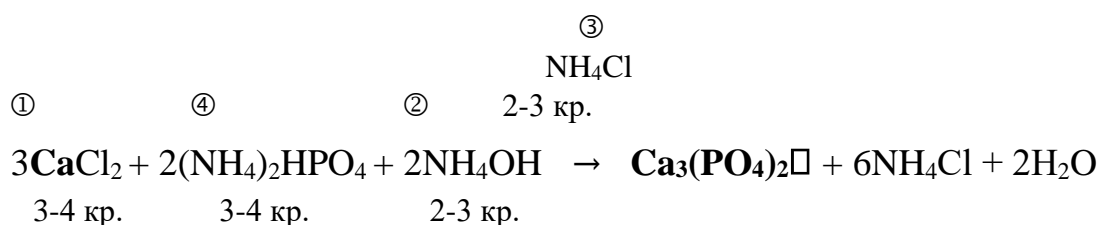
- **II-A** – Mg^{2+} , Mn^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{2+} ; їх фосфати **розчинні** в CH_3COOH ;
- **II-B** – Fe^{3+} , Al^{3+} ; їх фосфати **нерозчинні** в CH_3COOH .

У надлишку водного розчину амоніаку фосфати катіонів II-ої аналітичної групи нерозчинні (на відміну від фосфатів катіонів III-ої аналітичної групи).

Дія групового реагенту

Груповий реагент – $(NH_4)_2HPO_4 + NH_3 \cdot H_2O$

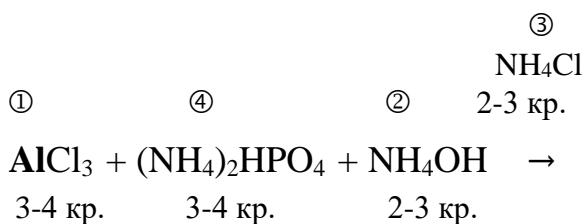
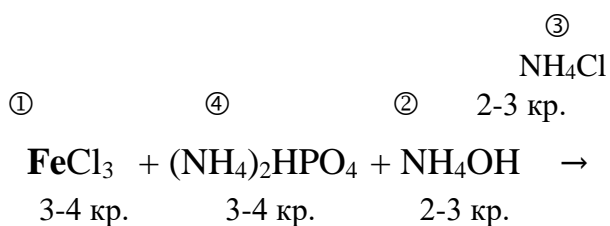
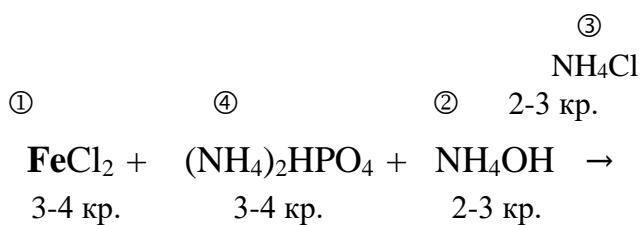
Катіони II-ої аналітичної групи Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} з груповим реагентом (при рН 9-10) у присутності NH_4Cl (для створення буферної суміші) утворюють осаді **середніх солей**:



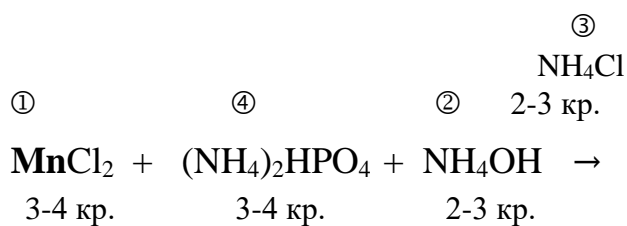
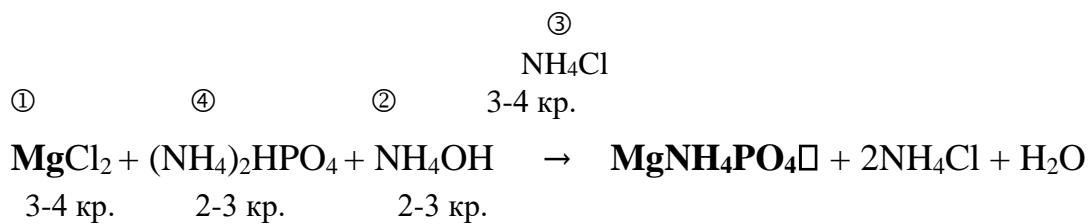
3-4 кр.

3-4 кр.

2-3 кр.



Катіони **Mg²⁺** і **Mn²⁺** з груповим реагентом за тих самих умов утворюють осад **подвійних солей** магній-амоній фосфату та манган(II)амоній фосфату, відповідно:

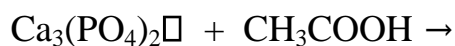


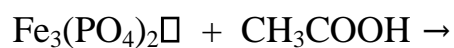
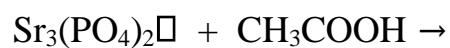
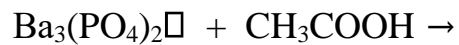
Властивості фосфатів, що утворюються при дії групового реагенту

- Фосфати катіонів II аналітичної групи нерозчинні у надлишку водного розчину амоніаку (на відміну від фосфатів катіонів III аналітичної групи):

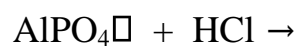


- Фосфати катіонів II-A групи (Mg^{2+} , Mn^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+} , Fe^{2+}) розчинні в CH_3COOH та мінеральних кислотах:





-
- Фосфати катіонів **II-Б** групи (Fe^{3+} , Al^{3+}) на відміну від фосфатів катіонів II-A групи нерозчинні в CH_3COOH , але розчинні в мінеральних кислотах: $\text{FePO}_4 \square + \text{HCl} \rightarrow$
-
-



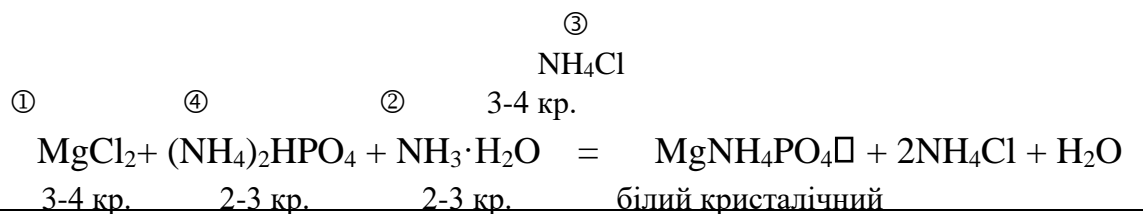
-
-
-
- Алюміній фосфат розчинний в надлишку розчинів лугів:
 $\text{AlPO}_4 \square + \text{KOH} \rightarrow$
-
-
-

Якісні реакції катіонів II аналітичної групи **Якісні реакції виявлення Mg^{2+}**

Основний **реагент**:



Амоній гідрогенфосфат – $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ – в присутності водного розчину амоніаку та амоній хлориду (для створення буферної суміші) при рН 9-10 осаджує катіон Mg^{2+} у вигляді білого кристалічного осаду магній-амоній фосфату MgNH_4PO_4 :



Порівняти з реакцією дії групового реагенту на катіон Mg^{2+} .

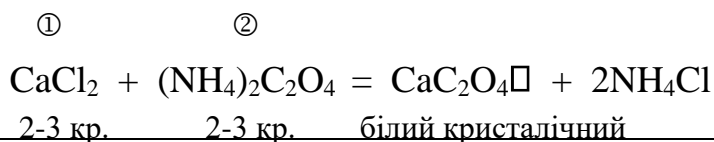
Якісні реакції виявлення Ca^{2+}

Основні **реагенти**:

1. $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ або $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (селективний)

2. Сульфатна (сірчана) кислота або розчинні сульфати

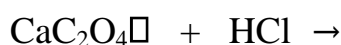
1. Амоній оксалат $(NH_4)_2C_2O_4$ або натрій оксалат $Na_2C_2O_4$ осаджує з розчину катіон Ca^{2+} у вигляді білого кристалічного осаду кальцій оксалату:



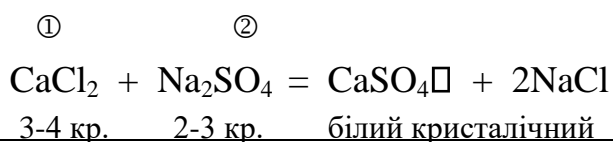
Умови виконання реакції:

- відсутність йонів Mn^{2+} і Ba^{2+} , які з аніоном $C_2O_4^{2-}$ також утворюють білі осад MnC_2O_4 та BaC_2O_4 .

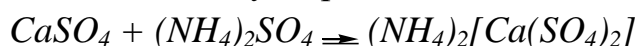
CaC_2O_4 розчинний в мінеральних кислотах, нерозчинний в CH_3COOH :



2. Сульфатна (сірчана) кислота або розчинні сульфати в присутності ацетону осаджують білий осад $CaSO_4$ з концентрованих розчинів солей кальцію:



Осад $CaSO_4$ добре розчиняється в концентрованому розчині $(NH_4)_2SO_4$ внаслідок утворення комплексної солі $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$:



! Ця властивість Ca^{2+} використовується для його видалення із суміші і визначення Sr^{2+} у вигляді $SrSO_4$.

Якісні реакції виявлення Sr^{2+}

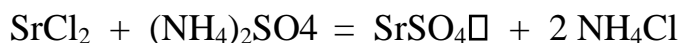
Основні **реагенти:**

1. Гіпсова вода (насичений водний розчин $CaSO_4$)
2. Сульфатна (сірчана) кислота або розчинні сульфати
3. $(NH_4)_2C_2O_4$ або $Na_2C_2O_4$ (селективний)

1. H_2SO_4 або розчинні сульфати дають з іонами Sr^{2+} білий осад

①

②



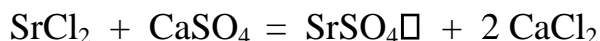
2-3 кр. 2-3 кр. білий кристалічний

Осад $SrSO_4 \downarrow$ практично не розчинний в кислотах. Відкриттю Sr^{2+} заважає наявність Ba^{2+} , його попередньо відкривають і видаляють. Наявність Ca^{2+} не заважає визначенню Sr^{2+} при дії концентрованого розчину $(NH_4)_2SO_4$, тому що Ca^{2+} утворює розчинну сполуку $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$.

2. Гіпсова вода (насичений водний розчин $CaSO_4$) утворює з іонами Sr^{2+} осад (каламуть) $SrSO_4$. Гіпс, хоч і малорозчинна сполука (ДР $= 6,1 \cdot 10^{-5}$), але більш розчинна, ніж $SrSO_4$ (ДР $= 2,8 \cdot 10^{-7}$). Тому концентрація SO_4^{2-} в насиченому розчині $CaSO_4$ достатня, для перевищення добутку розчинності $SrSO_4$

①

② t⁰C



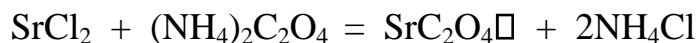
2-3 кр. 2-3 кр.

Умови виконання реакції:

- відсутність катіонів Ba^{2+} , тому що Ba^{2+} з гіпсовою водою також дає каламуть $BaSO_4$ (ДР = $1,1 \cdot 10^{-10}$).

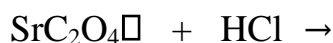
3. Амоній оксалат $(NH_4)_2C_2O_4$ утворює з іонами Sr^{2+} білий осад SrC_2O_4

① ②



2-3 кр. 2-3 кр. білий кристалічний

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



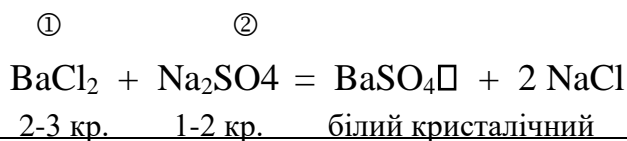
Визначенню Sr^{2+} заважає наявність Ca^{2+} і Ba^{2+} , які дають з оксалатом амонію такі ж самі осад.

- **Якісні реакції виявлення Ba^{2+}**

Основні **реагенти:**

1. H_2SO_4 або розчинні сульфати
2. Гіпсова вода (селективний)
3. K_2CrO_4 або $K_2Cr_2O_7$ (специфічний);
4. $(NH_4)_2C_2O_4$ або $Na_2C_2O_4$ (селективний).

1) H_2SO_4 і її розчинні солі осаджують із розчинів солей іони Ba^{2+} у вигляді дрібнокристалічного осаду $BaSO_4$:



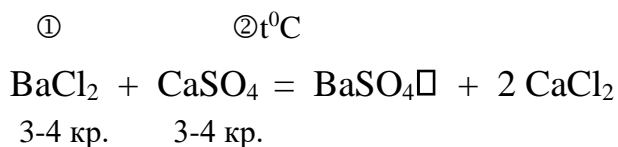
Осад не розчиняється ні в сильних, ні в слабких кислотах, ні в лугах.

Умови виконання реакції:

- відсутність Ca^{2+} , Sr^{2+} , тому що вони також утворюють з розчинними сульфатами білі осад.

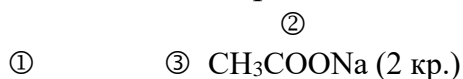
! Насичений розчин $(NH_4)_2SO_4$ осаджує Ba^{2+} , Sr^{2+} , але не осаджує Ca^{2+} , тому що утворюється розчинна сполука $(NH_4)_2[Ca(SO_4)_2]$.

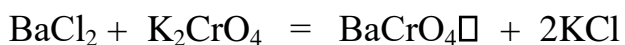
2) **Гіпсова вода** (насичений розчин $CaSO_4$) на холоді із розчинів солей Ba^{2+} осаджує білий осад $BaSO_4$.



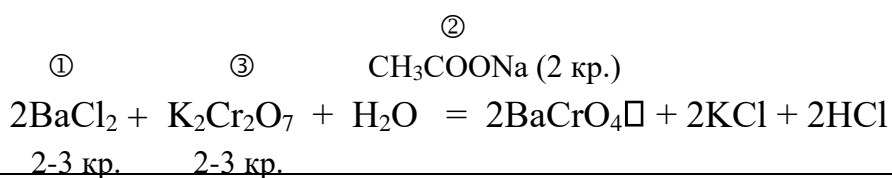
! Звернути увагу на осад, який зразу випадає. Ca^{2+} не заважає проходженню реакції, тому що не утворює осаду з гіпсовою водою, а Sr^{2+} утворює незначну каламуть і то лише при нагріванні.

3. Калій хромат K_2CrO_4 або калій дихромат $K_2Cr_2O_7$ осаджує катіон Ba^{2+} у вигляді жовтого кристалічного осаду барій хромату $BaCrO_4$:



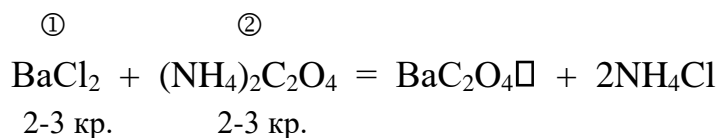


2-3 кр. 2-3 кр. жовтий кристалічний



Умови виконання реакції: • для повноти осадження йонів Ba^{2+} до розчину додають CH_3COONa .

4. Амоній оксалат $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ або натрій оксалат $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ осаджує катіон Ba^{2+} у вигляді білого кристалічного осаду BaC_2O_4 :



BaC_2O_4 розчинний в мінеральних кислотах, нерозчинний в CH_3COOH .

Умови виконання реакції:

- відсутність катіонів Ca^{2+} і Mn^{2+} , які з $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ утворюють білі кристалічні осадки.

Якісні реакції виявлення Mn^{2+}

- **Якісні реакції виявлення**

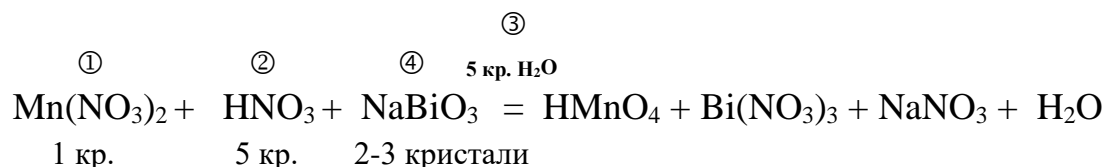
Основні *реагенти* :

1. **NaBiO₃** (специфічний);

2. **PbO₂** (специфічний).

3. **H₂O₂** (специфічний)

1. Натрій бісмутат (V) **NaBiO₃** (кристалічний) у кислому середовищі окиснює безбарвні катіони Mn^{2+} в перманганат йони MnO_4^- , які забарвлюють розчин у малиново-фіолетовий колір:

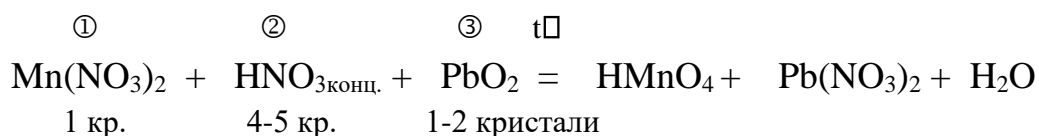


Для реакції підібрати коефіцієнти за схемою електронного балансу.

Умови виконання реакції:


- незначна кількість катіонів Mn^{2+} , інакше утворюється бурий осад манган(IV) гідроксооксиду $MnO(OH)_2$;
- кисле середовище (HNO_3 розбавлена);
- відсутність у розчині аніонів Cl^- та інших відновників.

2. Плюмбум(IV) оксид **PbO₂** (кристал.) у присутності концентрованої нітратної кислоти окиснює безбарвні йони Mn^{2+} в перманганат йони MnO_4^- , які забарвлюють розчин у малиново-фіолетовий колір:

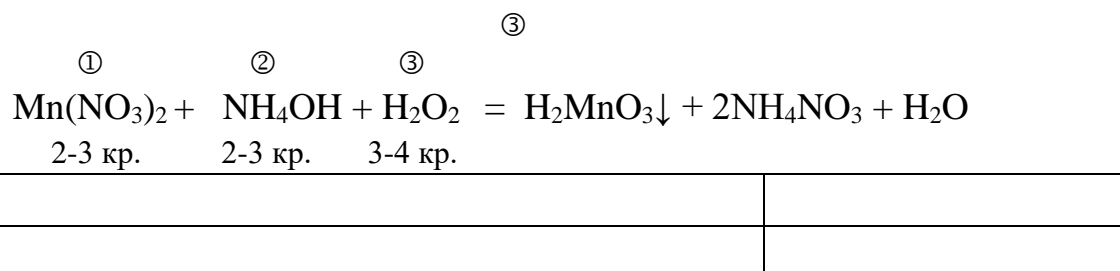


Для реакції підібрати коефіцієнти за схемою електронного балансу.

Умови виконання реакції:

-  нагрівання на водяній бані протягом 3-5 хвилин;
- кисле середовище (HNO_3 концентрована);
- відсутність аніонів Cl^- та інших відновників.
- незначна кількість йонів Mn^{2+} .

3. Гідроген пероксид H_2O_2 (3%) в лужному середовищі окислює Mn^{2+} до Mn^{4+} (осад H_2MnO_3 або MnO_2 чорного кольору) :



Умови виконання реакції :

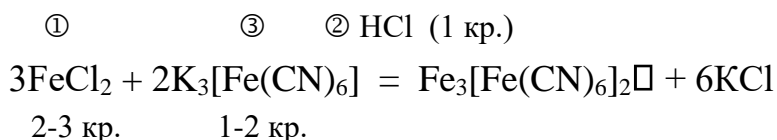
- $pH > 7$.
Окислення Mn^{2+} до Mn^{4+} може проходити і в кислому середовищі, але тоді необхідно використовувати сильні окисники ($KClO_3$).

! Цю реакцію використовують для відділення Mn^{2+} від інших катіонів в ході систематичного аналізу їх суміші.

- **Якісні реакції виявлення Fe^{2+}**
Основні реагенти:

1. $K_3[Fe(CN)_6]$ (умовно специфічний)
2. Диметилглюксим (реактив Чугаєва).

Калій гексаціаноферат(III) $K_3[Fe(CN)_6]$ утворює з катіоном Fe^{2+} темносиній осад ферум(II) гексаціаноферату(III) – $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$ („турнбулева синь”):

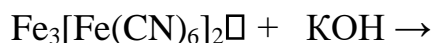


¹. Диметилглюксим (реактив Чугаєва) з іонами Fe^{2+} в аміачному розчині ($pH \approx 8$) утворює розчинну комплексну сполуку - диметилглюксимат $Fe(II)$ рожево-червоного кольору. **Хід виконання реакції:**

До 2-3 крапель розчину солі Fe^{2+} додати 2-3 краплі NH_4OH і 2-3 краплі спиртового розчину диметилглюксиму. Спостерігати за кольором суміші.

Умови виконання реакції:

- кисле середовище (HCl).
Осад $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ не розчиняється в кислотах, але розкладається лугами з утворенням $\text{Fe}(\text{OH})_2$:



Умови виконання реакції:

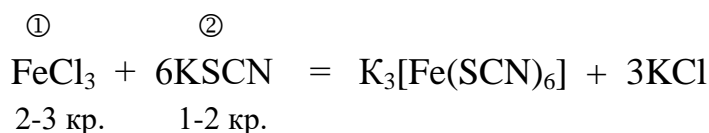
- відсутність катіонів Ni^{2+} , тому що з диметилгліоксимом Ni^{2+} утворює також осад рожево-червоного кольору;
- відсутність катіонів Fe^{3+} , щоб запобігти утворенню $\text{Fe}(\text{OH})_3$ в аміачному розчині.

Якісні реакції виявлення Fe^{3+}

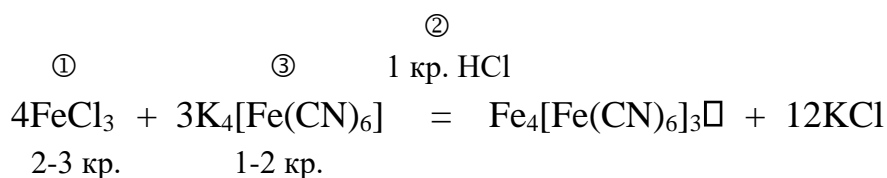
Основні **реагенти:**

- 1. KSCN** або **NH_4SCN**
(специфічний);
- 2. $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$** (умовно специфічний).
- 3. CH_3COONa** (специфічний)

1. Калій роданід **KSCN** або амоній роданід **NH_4SCN** утворюють з катіоном Fe^{3+} комплексні йони $[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$, які забарвлюють розчин у кроваво-червоний колір:



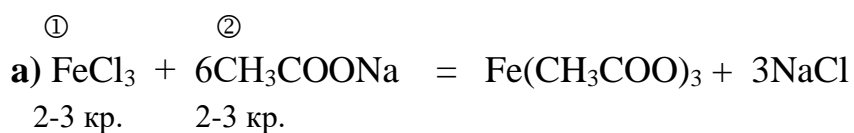
2. Калій гексаціаноферат(II) **$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$** утворює з Fe^{3+} темно-синій осад ферум(III) гексаціаноферату(II) $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$ („берлінська блакить”):



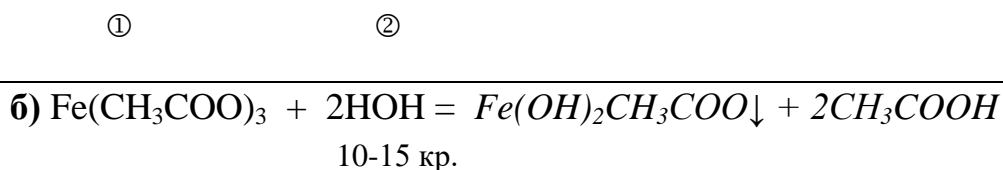
Умови виконання реакції: •

кисле середовище (HCl).

3. Натрій ацетат CH_3COONa дає з іонами Fe^{3+} розчин темно-червоного кольору:



При розбавленні водою і кип'ятінні $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ підлягає гідролізу, при цьому випадає осад основної солі ацетату заліза(III) червоно-бурого кольору:



Умови виконання реакції:

-  нагрівання на водяній бані;

• **Якісні реакції виявлення Al^{3+}**

Основні **реагенти:**

1. NH_4Cl _{кристал.} в лужному середовищі

2. Алюмініон

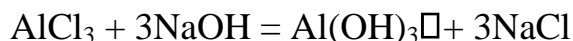
Реакція виконується в декілька стадій, які відповідають послідовним взаємодіям:

1. Одержання розчинів алюмінатів дією на солі надлишком лугів.

А. Луги (NaOH або KOH) осаджують катіон Al^{3+} у вигляді білого аморфного осаду алюміній гідроксиду – $\text{Al}(\text{OH})_3$:

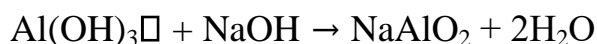
①

②

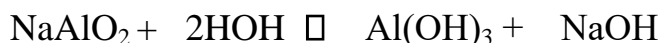


4-5 кр. по краплях

Б. При подальшому додаванні лугу осад амфотерного $\text{Al}(\text{OH})_3$ розчиняється з утворенням розчинних у воді солей – *алюмінатів**:



2. Гідроліз алюмінатів, що утворюються. Алюмінати, як солі слабких кислот, у водному розчині зазнають гідролізу за реакцією:



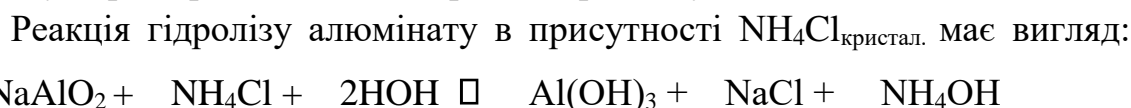
* При розчиненні $\text{Al}(\text{OH})_3$ в лугах утворюються комплексні йони:

- $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, які є йонами AlO_2^- , гідратованими двома молекулами води;
- $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$, які є йонами AlO_3^{3-} , гідратованими трьома молекулами води.

3. Зміщення рівноваги оборотного процесу гідролізу з метою одержання осаду (запобігання розчиненню $\text{Al}(\text{OH})_3$). Амфотерний

$\text{Al}(\text{OH})_3$, що є продуктом гідролізу NaAlO_2 , розчиняється в NaOH , який також утворюється під час гідролізу.

Зміщення рівноваги гідролізу в бік утворення $\text{Al}(\text{OH})_3$ і запобігання розчиненню $\text{Al}(\text{OH})_3$ досягається додаванням до розчину твердої солі амоній хлориду – $\text{NH}_4\text{Cl}_{\text{кристал.}}$. Рівновага гідролізу внаслідок зв'язування йонів OH^- зміщується вправо, що призводить до утворення осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$. Цьому сприяє розведення і нагрівання розчину.



Виконання реакції:

До 3-5 краплин розчину солі Al^{3+} додавати по краплям розчин NaOH до повного розчинення осаду $\text{Al}(\text{OH})_3$, що спочатку утворюється. Потім до прозорого розчину алюмініатів невеликими порціями додати до насичення кристалічний NH_4Cl .

В пробірку додати 2-3 мл води, перемішати (до розчинення кристалічного NH_4Cl на дні пробірки) і нагріти на водяній бані. Спостерігати утворення білого аморфного осаду алюміній гідроксиду.

Умови виконання реакції:

- відсутність йонів Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} .

2. Алюмінон ($\text{C}_{22}\text{H}_{11}\text{O}_9(\text{NH}_4)_3$) - амонійна сіль

ауринтрикарбонової кислоти – утворює з Al^{3+} внутрішньокмплексну сіль червоного кольору. Реакція дуже чутлива.

Умови виконання реакції:

- відсутність йонів Cu^{2+} , Fe^{3+} . **Виконання реакції:**

До 3-5 крапель розчину солі Al^{3+} додати 2-3 краплі 2н. розчину CH_3COOH і 3-5 крапель 0,1% - ного розчину алюмінона. Суміш нагріти на водяній бані, перемішати, додати до неї 2н. розчин NH_4OH до лужної реакції (проба на лакмус) і 2-3 краплі 2н. розчину $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Випадає осад червоного кольору.

Таблиця 7. Огляд реакцій катіонів другої аналітичної групи за зовнішніми ознаками

Реагент	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Mg^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}
<i>Дія групового реагенту</i>								
$(NH_4)_2HPO_4 + NH_4OH$	$Ca_3(PO_4)_2 \downarrow$ білий	$Sr_3(PO_4)_2 \downarrow$ білий	$Ba_3(PO_4)_2 \downarrow$ білий	$MgNH_4PO_4 \downarrow$ білий	$MnNH_4PO_4 \downarrow$ білий	$Fe_3(PO_4)_2 \downarrow$ білий	$FePO_4 \downarrow$ жовто-білий	$AlPO_4 \downarrow$ білий
Розчинність у NH_4OH (надл.)	нерозчинний	нерозчинний	нерозчинний	нерозчинний	нерозчинний	нерозчинний	нерозчинний	нерозчинний
у CH_3COOH	$Ca(CH_3COO)_2$	$Sr(CH_3COO)_2$	$Ba(CH_3COO)_2$	$Mg(CH_3COO)_2$	$Mn(CH_3COO)_2$	$Fe(CH_3COO)_2$	нерозчинний	нерозчинний
<i>Дія загальних реагентів</i>								
$NaOH$	розчин	розчин	розчин	$Mg(OH)_2 \downarrow$ білий	$Mn(OH)_2 \downarrow$ білий	$Fe(OH)_2 \downarrow$ сіро-зелений + [O] \downarrow $Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	$Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	$Al(OH)_3 \downarrow$ білий
+ надлишок луку	$Ca^{2+} + 2OH^-$	$Sr^{2+} + 2OH^-$	$Ba^{2+} + 2OH^-$	осад	осад		осад	розчин $[Al(OH)_6]^{3-}$
NH_4OH	розчин	розчин	розчин	$Mg(OH)_2 \downarrow$ білий	$Mn(OH)_2 \downarrow$ білий	$Fe(OH)_2 \downarrow$ білий	$Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	$Al(OH)_3 \downarrow$ білий
$(NH_4)_2CO_3$ або Na_2CO_3	$CaCO_3 \downarrow$ білий	$SrCO_3 \downarrow$ білий	$BaCO_3 \downarrow$ білий	$(MgOH)_2CO_3 \downarrow$ білий	$MnCO_3 \downarrow$ білий	$FeCO_3 \downarrow$ білий + [O] + H_2O \downarrow $Fe(OH)_3$ бурий	$Fe(OH)_3$ бурий	$Al(OH)_3$ білий
або	$CaSO_4 \downarrow$ білий	$SrSO_4 \downarrow$ білий	$BaSO_4 \downarrow$ білий	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин

H ₂ SO ₄ розчинні сульфати								
+ (NH ₄) ₂ SO ₄ насичений	(NH ₄) ₂ [Ca(SO ₄) ₂] безбарвний розчин	осад	осад	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин
<i>Дія характерних реагентів</i>								

H ₂ SO ₄ розчинні сульфати ацетоні	або CaSO ₄ ↓ білий	SrSO ₄ ↓ білий	BaSO ₄ ↓ білий	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин
+ (NH ₄) ₂ SC ⁴ насичений	(NH ₄) ₂ [Ca(SO ₄) ₂]* безбарвний розчин	осад	осад	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин
Реагент	²⁺ Ca	Sr ²⁺	Ba ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺
CaSO ₄ (насичений розчин)	розчин	SrSO ₄ ↓* білий (при нагріванні)	BaSO ₄ ↓ білий	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин
(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄	CaC ₂ O ₄ ↓* білий	SrC ₂ O ₄ ↓ білий	BaC ₂ O ₄ ↓ білий	MgC ₂ O ₄ осадж. не повне розч. 0,03 г/100 мл	MnC ₂ O ₄ ↓ Розчинність 0,08 г/100 мл	FeC ₂ O ₄ ↓ розчинність 0,07 г/100 мл	розчин	розчин [Al(C ₂ O ₄) ₃] ³⁻
K ₂ CrO ₄ CH ₃ COOH	+ розчин	розчин	BaCrO ₄ ↓* жовтий	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин

$K_2Cr_2O_7$ CH_3COONa	+ розчин	розчин	$BaCrO_4 \downarrow^*$ жовтий	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин
$NaBiO_3 + HNO_3$	розчин	розчин	розчин	розчин	$HMnO_4^*$ малиновофіалковий	розчин	розчин	розчин
$PbO_2 + HNO_3$	розчин	розчин	розчин	розчин	$HMnO_4^*$ малиновофіалковий	розчин	розчин	розчин
H_2O_2 + буферна суміш (NH_4OH + NH_4Cl)	розчин	розчин	розчин	розчин	$MnO_2 \downarrow$ бурий	$Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	$Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	розчин
$K_3[Fe(CN)_6]$ у кислому середовищі	розчин	розчин	розчин	розчин	$Mn_3[Fe(CN)_6]_2$ \downarrow бурий	$Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow^*$ темно-синій *	$Fe[Fe(CN)_6]$ бурий розчин	розчин
у лужному середовищі	розчин	розчин	розчин	$Mg(OH)_2 \downarrow$	$Mn(OH)_2 \downarrow$ світлокоричневий	$Fe(OH)_2 \downarrow$ білий + $[O] \rightleftharpoons$ $Fe(OH)_3$ бурий	$Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	розчин
Диметилглюксим (реактив Чугаєва) + NH_4OH	розчин	розчин	розчин	$Mg(OH)_2 \downarrow$	$Mn(OH)_2 \downarrow$	диметил – глюксимат $Fe(II)$ рожево-червоний	$Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	$Al(OH)_3 \downarrow$
$K_4[Fe(CN)_6]$ у кислому середовищі	$CaKNH_4[Fe(CN)_6]$ \downarrow білий	$SrK_2[Fe(CN)_6]$ \downarrow білий	$BaK_2[Fe(CN)_6]$ \downarrow білий	$MgK_2[Fe(CN)_6]$ \downarrow білий	$MnK_2[Fe(CN)_6]$ \downarrow білий	$FeK_2[Fe(CN)_6] \downarrow$ білий + $[O]$ \rightleftharpoons $Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$ синій	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow^*$ темносиній*	Розчин

у лужному середовищі	розчин	розчин	розчин	$Mg(OH)_2 \downarrow$	$Mn(OH)_2 \downarrow$	$Fe(OH)_2$ $Fe(OH)_3 \downarrow$	→ $Fe(OH)_3 \downarrow$ бурий	розчин
NH_4SCN або $KSCN$	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин безбарвний	$Fe(SCN)_3^*$ криваво-червоний розчин	розчин
$CH_3COONa + t^\circ C$	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	$Fe(OH)_2$ $CH_3COO \downarrow$ *бурий	$Al(OH)_2CH_3COO$ \downarrow білий
$NaOH$ надлишку + $NH_4Cl + t^\circ C$	розчин	розчин	розчин	$Mg(OH)_2 \downarrow$	$Mn(OH)_2 \downarrow$	$Fe(OH)_2$ $Fe(OH)_3 \downarrow$	→ $Fe(OH)_3 \downarrow$	$Al(OH)_3 \downarrow$ * білий аморфний осад
Алюмініон $C_{22}H_{11}O_9(NH_4)_3$	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин-лак червоний	розчин-лак рожевий	ауринтрикарбонат $Al \downarrow$ червоний*

* / специфічна або умовно специфічна якісна реакція "відкриття".

Тема 3. Класифікація аніонів за розчинністю солей Барію та Аргентуму. Аніони. Їх класифікація. Якісні реакції визначення аніонів:
1) SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , 2) Cl^- , Br^- , I^- , 3) NO_2^- , NO_3^- , CH_3COO^- .

Для студентів спеціальності «Садівництво та виноградарство» 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 - $CuSO_4 \cdot 5H_2O$, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ - сільськогосподарські отрути. В питній воді вміст SO_4^{2-} не повинен бути більше 60 мг/л.

Аніон CO_3^{2-} входить до складу карбонатів $MgCO_3$, $CaCO_3$ і карбонатів лужних металів, які містяться в ґрунтах. Від вмісту $CaCO_3$, $MgCO_3$ в ґрунті залежить його обмінна поглинаюча здатність, $CaCO_3$ впливає також на структуру ґрунту. Вапняк $CaCO_3$ і доломіт $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ використовують для нейтралізації (вапнування) сильно кислих ґрунтів.

Аніон 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 $Ca_3(PO_4)_2$, суперфосфат - $Ca(H_2PO_4)_2$, преципітат - $CaHPO_4$. На основі H_3PO_4 синтезують отрутохімікати.

Аніон Cl^- входить до складу поширених мінералів - $NaCl$, KCl , $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ та ін. Рослини засвоюють Cl^- з ґрунтових розчинів. Хлорид - іони приймають участь у підтриманні фізіологічної наповненості клітин водою (осмотичний тиск).

Аніон I^- містить мікроелемент йод, що бере участь в обміні речовин і вважається незамінним.

Аніон ***Br⁻*** - поширений компонент морських водоростей, впливає на центральну нервову систему людини.

Аніони ***NO₃⁻*** і ***NO₂⁻*** містять джерело макроелементу Нітрогену, який засвоюється із ґрунтового розчину рослинами в симбіозі з мікроорганізмами.

Аніон ***CH₃COO⁻*** - один із найважливіших компонентів біохімічних перетворень у рослинних і тваринних організмах.

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 *Ag⁺*, необхідно діяти певним аніоном - *Cl⁻*; а в реакціях "відкриття" аніонів, наприклад *SO₄²⁻*, використовують дію певного катіона - *Ba²⁺*.

Аналітична класифікація аніонів.

В основу розподілу аніонів на аналітичні групи покладено відмінності в розчинності у воді солей, які вони утворюють з йонами Барію, або Плюмбуму (II). Аніони, що вивчаються, поділяють на 3 аналітичні групи.

Аналітична класифікація аніонів

Група аніонів	I	II	III
Аніони, що вивчаються	SO₄²⁻, SO₃²⁻, CO₃²⁻, PO₄³⁻,	Cl⁻, Br⁻, J⁻	NO₂⁻, NO₃⁻, CH₃COO⁻
Груповий реагент	BaCl₂ (у нейтральному або слабкислому середовищі)	Pb(CH₃COO)₂ або AgNO₃ (у присутності HNO ₃)	Відсутній

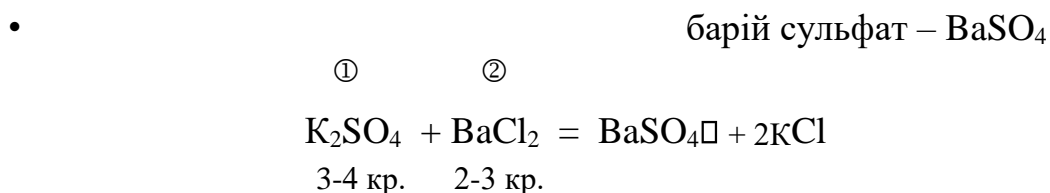
Властивості осадів, що утворюються при дії групового реагенту	Малорозчинні у воді	Малорозчинні у воді та розбавленій HNO₃	—
--	----------------------------	---	---

Аніони на відміну від катіонів в більшості випадків не заважають виявленню один одного. Частіше за все їх аналіз виконують дробним методом, рідше застосовують систематичний хід аналізу. Групові реагенти застосовують не для розділення груп, а для визначення їх присутності чи відсутності. Це дає змогу зробити висновок чи варто далі проводити реакції для виявлення аніону тієї чи іншої групи. Для виявлення аніонів часто використовують ті ж самі реакції, що й для виявлення катіонів, пристосовуючи їх відповідним чином. Наприклад, катіони Mg²⁺ виявляють використовуючи груповий реагент, до складу якого входять аніони HPO₄²⁻. Для виявлення аніонів HPO₄²⁻ застосовують магнезіальну суміш, яка містить катіони Mg²⁺.

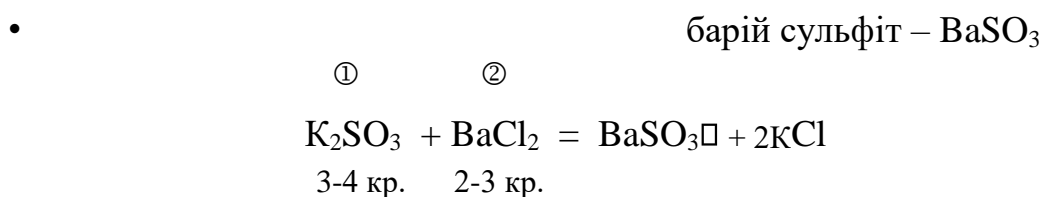
Дія групового реагенту □

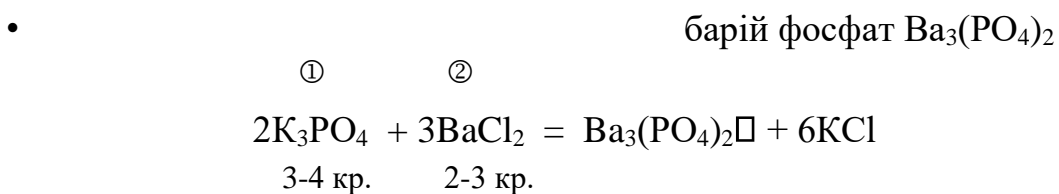
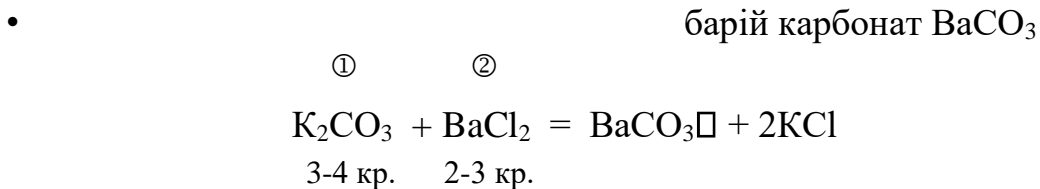
Груповий реагент – BaCl₂

Аніони SO₄²⁻, SO₃²⁻, CO₃²⁻, PO₄³⁻ з груповим реагентом в слабколужному або нейтральному середовищі утворюють нерозчинні у воді барієві солі білого кольору:



_____ *Для виконання реакцій використовувати розчини солей калію.





За різною розчинністю солей Барію, одержаних дією групового реагенту, в хлоридній кислоті – HCl та аналітичним сигналом, що її супроводжує, можна зробити попередні висновки, щодо наявності певного аніону I аналітичної групи:

- 6-7 кр.

осад барій *сульфату* – BaSO_4 у мінеральних і ацетатній кислотах *не розчиняється*, що свідчить про присутність аніону SO_4^{2-} :
 $\text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl} \neq$ не розчиняється;

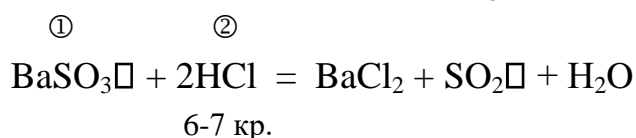
- ① ②

осад барій *карбонату* – BaCO_3 *розчиняється з бурхливим виділенням газу CO_2* , вказуючи на наявність аніону CO_3^{2-} :

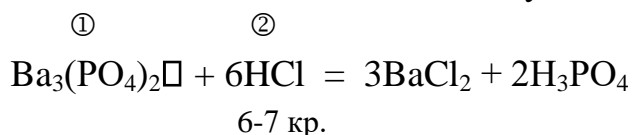


6-7 кр.

- осад барій сульфату – BaSO_3
розчиняється з виділенням газу SO_2 , що має характерний запах.
Це вказує на наявність аніону SO_3^{2-} :



- осад барій фосфату – $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$
розчиняється без виділення газу –
можна передбачити наявність
аніону PO_4^{3-} :



Для остаточного ствердження про наявність в розчині SO_3^{2-} або PO_4^{3-} аніону виконують індивідуальні якісні реакції їх виявлення.

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ І АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

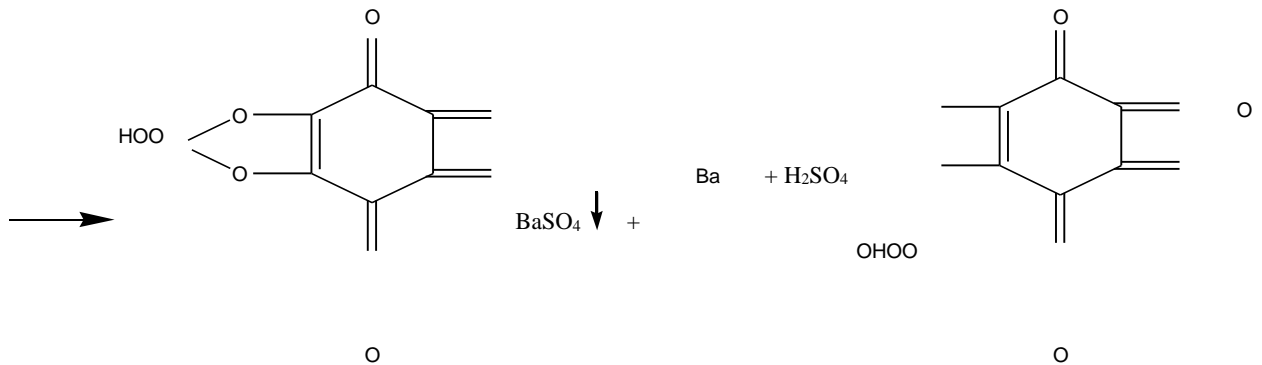
Якісні реакції виявлення SO_4^{2-}

Основний **реагент**:

Барій родизонат (специфічний)

Родизонат барію знебарвлюється розчином солей сульфатів.

Реакція специфічна і використовується для відкриття тільки сульфатів.



Хід виконання реакції:

На фільтрувальний папір нанести краплю 2 н. розчину $BaCl_2$ і краплю свіжоприготованого 0,1%-ного розчину родизонату натрію $Na_2C_6O_6$. Утворюється червона пляма, яку змочують розчином, який досліджується. При наявності SO_4^{2-} пляма знебарвлюється.

Якісні реакції виявлення SO_3^{2-}

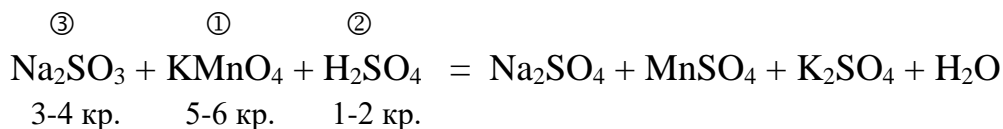
•

Основні **реагенти**:

1. $KMnO_4$

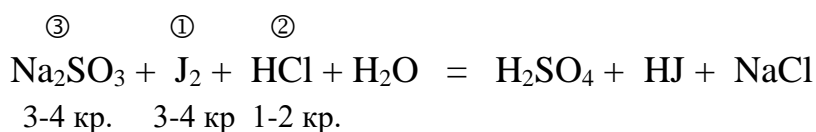
2. J_2

1. Калій перманганат $KMnO_4$ (у кислому середовищі) окиснює аніон SO_3^{2-} до SO_4^{2-} з утворенням розчинних безбарвних солей Mn^{2+} :



Для ОВР скласти схему електронного балансу, отримати коефіцієнти, урівняти рівняння, вказати окисник і відновник.

2. Розчин йоду J_2 окиснює SO_3^{2-} до SO_4^{2-} . Коричнє забарвлення йоду J_2 (в кислому або нейтральному середовищі) зникає:



Умови виконання реакцій:

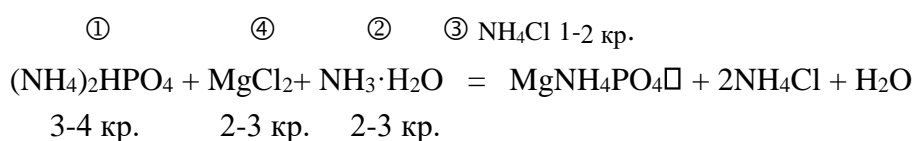
- $\text{pH} \leq 7$; • відсутність інших відновників.

Якісні реакції виявлення аніону PO_4^{3-} Основні реагенти:

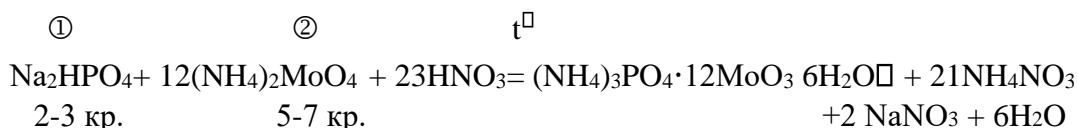
1. Магnezіальна суміш – $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$

2. Молибденова рідина – $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3$

1. Магnezіальна суміш ($\text{MgCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$) осаджує аніон PO_4^{3-} у вигляді білого кристалічного осаду магній-амоній фосфату складу MgNH_4PO_4 (при $\text{pH} \approx 8-10$):



2. Молибденова рідина $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3$ осаджує аніон PO_4^{3-} у вигляді жовтого кристалічного осаду амоній фосфомолибдату.



Умова виконання реакції:

- $\text{pH} \leq 7$;
- нагрівання; • відсутність відновників.

II група аніонів Cl^- , Br^- , I^-

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, PbI₂ – золотистого, HgI₂ – яскраво червоного.

До II аналітичної групи належать аніони Cl⁻, Br⁻, I⁻, які з катіонами Аргентуму та Плюмбуму(II) утворюють солі, що важко розчиняються у воді та розбавленій нітратній кислоті. За традиційною класифікацією, груповим реагентом на аніони II аналітичної групи є аргентум нітрат AgNO₃ в присутності нітратної кислоти HNO₃. Оскільки плюмбум(II) ацетат Pb(CH₃COO)₂ дає з аніонами Cl⁻, Br⁻, I⁻ такі ж самі аналітичні сигнали, що й AgNO₃, останній в лабораторному практикумі замінений у зв'язку з його дефіцитністю.

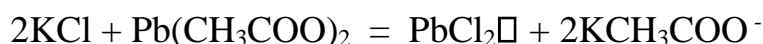
Дія групового реагенту

Груповий реагент – Pb(CH₃COO)₂ або AgNO₃ (HNO₃)

Аніони II аналітичної групи Cl⁻, Br⁻, I⁻ з груповим реагентом утворюють нерозчинні у воді солі Плюмбуму(II):

- плюмбум(II) хлорид як і аргентум хлорид білого кольору

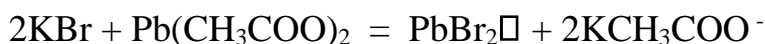
① ②



3-4 кр. 1-2 кр.

- плюмбум(II) бромід білого кольору з жовтуватим відтінком

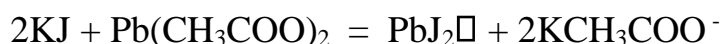
① ②



3-4 кр. 1-2 кр.

- плюмбум(II) йодид жовтого кольору

① ②



3-4 кр. 1-2 кр.

За кольором осадів солей Плюмбуму(II), що утворюються при дії групового реагенту, можна зробити попередні висновки стосовно аніона.

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ II АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

✦ Якісні реакції виявлення Cl^-

Основні *реагенти*:

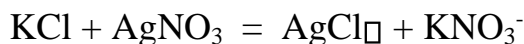
1. AgNO_3

2. H_2SO_4 (к)

Класичною реакцією виявлення аніона Cl^- є взаємодія з AgNO_3 , з подальшим розчиненням осаду AgCl , що утворюється, в надлишку водного розчину амоніаку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Реакція виконується в декілька стадій, які відповідають послідовній взаємодії:

А. йон Cl^- з розчинами солей Аргентуму утворює нерозчинний у воді аргентум хлорид – AgCl :

① ②



3-4 кр. 1-2 кр. білий

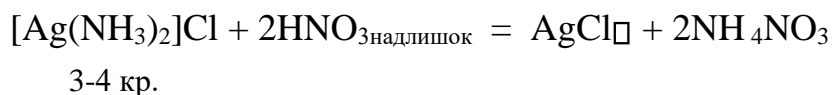
Б. AgCl розчиняється в надлишку $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з утворенням безбарвного розчину координаційної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$:

① ②



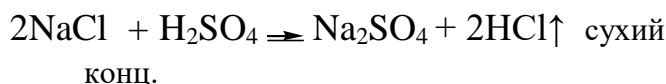
3-4 кр.

В. руйнування координаційної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ дією HNO_3 (та деяких інших кислот) з утворенням білого осаду AgCl :



Утворення в результаті цих послідовних перетворень білого осаду AgCl свідчить про наявність в розчині аніону Cl^- .

2. Концентрована H_2SO_4 при дії на сухі хлориди, наприклад NaCl або KCl , виділяє з них газоподібний HCl :



Наявність HCl визначається за запахом, або по почервонінню змоченого водою лакмусового папірця. **Виконання реакції:**

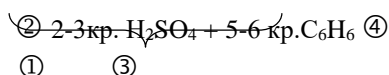
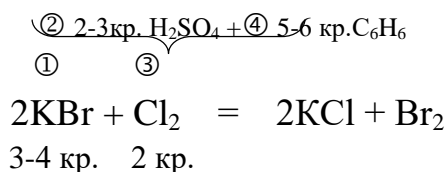
В пробірку помістити декілька кристалів NaCl і додати кілька крапель концентрованої сірчаної кислоти. До отвору пробірки піднести вологий лакмусовий папірець. Пояснити причину зміни кольору папірця.

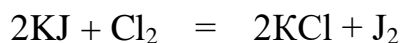
➤ Якісні реакції виявлення Br^- та I^-

Основний **реагент:**

Хлорна вода – водний розчин Cl_2

Хлорна вода (водний розчин Cl_2) в кислому середовищі окиснює бромід- і йодид-іони до Br_2 та I_2 , які забарвлюють органічні розчинники (*бензол*, *хлороформ*) в жовто-гарячий та малиново-фіолетовий колір, відповідно.





3-4 кр. 2 кр.

Виконання реакції:

До 4-5 крапель розчину, що містить аніони II-ої аналітичної групи додати 1-2 краплі 2 н. розчину H_2SO_4 і 1-2 краплі хлорної води. Після перемішування вмісту пробірки додати 3-4 краплі бензолу – C_6H_6 і інтенсивно струсити. Спостерігати забарвлення шару органічного розчинника, що перебуває поверху водного розчину. У разі присутності бромід йону шар бензолу має жовто-гарячий колір, йодид йону – малиново-фіолетовий колір.

III група аніонів NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-

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 $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$ і $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$.

Нітриди можуть утворювати комплексні сполуки, наприклад $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Нітрат-іон та **нітрит-іон** 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.

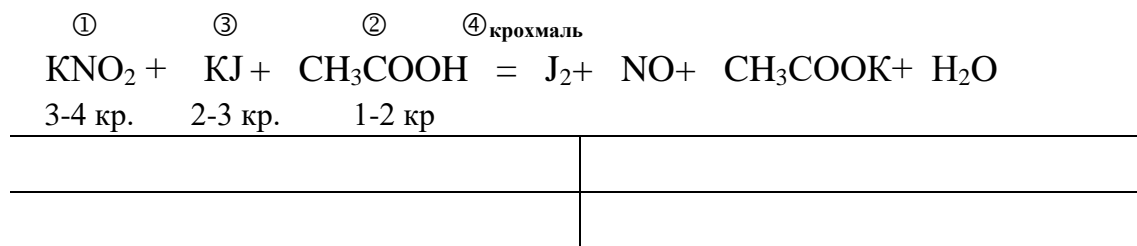
ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ III АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

☛ Якісні реакції виявлення NO_2^-

Основні **реагенти:**

1. KJ в присутності CH_3COOH ;
2. KMnO_4 .

1. Калій йодид KJ в присутності ацетатної кислоти CH_3COOH окиснюється нітрит-йоном до вільного йоду J_2 , який з розчином крохмалю утворює синє забарвлення:



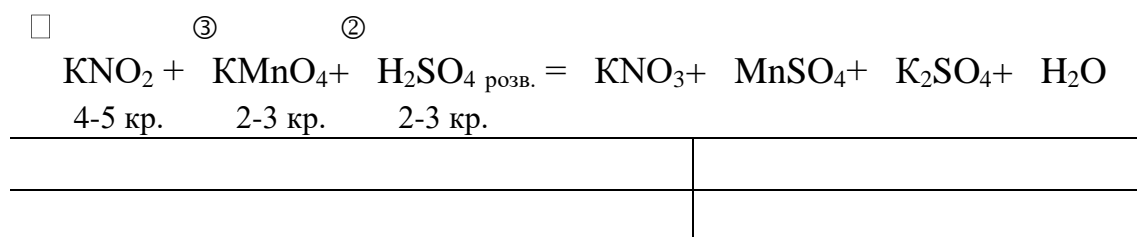
Скласти схему електронного балансу, отримати коефіцієнти, урівняти рівняння, вказати окисник і відновник.

Умова виконання реакції:

- відсутність відновників;
- застосування крохмалю.

У разі відсутності крохмалю розчин набуває коричневого забарвлення, інтенсивність якого змінюється залежно від концентрації J_2 , що утворюється внаслідок реакції.

2. Калій перманганат KMnO_4 в кислому середовищі окиснює нітрит йон NO_2^- до нітрату NO_3^- . Катіони Mn^{2+} , що утворюються внаслідок відновлення аніона MnO_4^- , зумовлюють знебарвлення малиново-фіолетового розчину KMnO_4 :



Скласти схему електронного балансу, отримати коефіцієнти, урівняти рівняння, вказати окисник і відновник.

✎ Якісні реакції виявлення NO_3^-

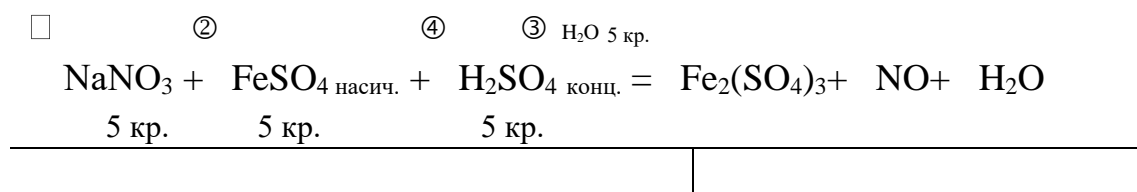
Основний **реагент:**

FeSO_4 насич. (в присутності H_2SO_4 конц.)

Насичений розчин ферум(II) сульфату – FeSO_4 насич. (в присутності H_2SO_4 конц.) у разі наявності аніонів NO_3^- утворює комплексну сполуку бурого кольору – ферум(II) нітрозосульфат складу $[\text{Fe}(\text{NO})\text{SO}_4]$.

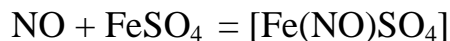
Реакція відбувається в дві основні стадії:

А. Йони Феруму (II) у присутності H_2SO_4 конц. відновлюють нітрат-йони NO_3^- до нітроген(II) оксиду NO :



Скласти схему електронного балансу, отримати коефіцієнти, урівняти рівняння, вказати окисник і відновник.

Б. Нітроген(II) оксид NO утворює з FeSO₄ комплексну сполуку складу [Fe(NO)SO₄]:



Ця реакція отримала назву реакція „бурого кільця”.

Виконання реакції:

До 5 крапель солі, що містить NO₃⁻, додати 5 крапель насиченого розчину FeSO₄ і 5 крапель води. Після перемішування вмісту пробірки, нахилити її під кутом 30-40 градусів і обережно додати на стінку пробірки 5 крапель концентрованої H₂SO₄. Через 1-2 хв. (після стікання H₂SO₄ конц. по стінці пробірки) пробірку повільно випрямити і на межі кислота-розчин спостерігати утворення кільця бурого кольору.

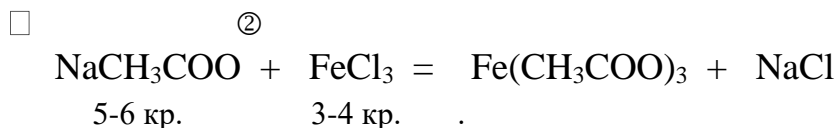
✚ Якісні реакції виявлення CH₃COO

Основні *реагенти*:

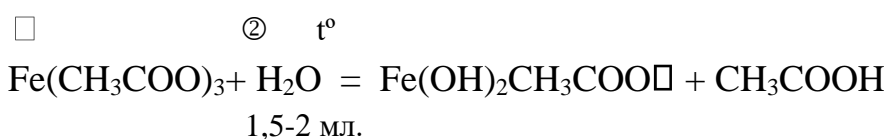
1. FeCl₃;

2. C₂H₅OH в присутності H₂SO₄ конц.

1. Ферум(III) хлорид *FeCl₃* з йонами CH₃COO⁻ утворює червоно-бурий розчин ферум(III) ацетату:



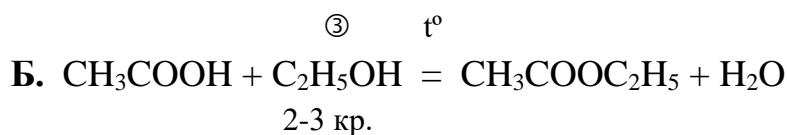
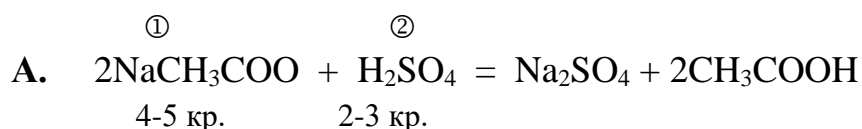
При додаванні до розчину Fe(CH₃COO)₃ води і нагріванні внаслідок гідролізу ферум(III) ацетату випадає бурий осад ферум(III)дигідроксо ацетату складу Fe(OH)₂CH₃COO:



Умови виконання реакцій:

- нагрівання на водяній бані протягом 7-10 хв;
- відсутність аніонів CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , PO_4^{3-} , J^- .

2. Етиловий спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ в присутності H_2SO_4 *конц.* утворює з аніонами CH_3COO^- леткий ацетатноетиловий ефір (етилацетат), який розпізнають за приємним запахом. Взаємодія відбувається в 2 стадії:



Виконання реакції:

До 4-5 крапель розчину солі, що містить CH_3COO^- додати 2-3 краплі концентрованої H_2SO_4 , стільки ж етанолу (етилового спирту), суміш нагріти на водяній бані протягом 2-3 хв. Вміст пробірки вилити у стаканчик з водою об'ємом до 20-30 мл.

Таблиця 8. Огляд характерних реакцій аніонів

№ п\п	Реактиви	Аніони I групи						
		SO ₄ ²⁻	SO ₃ ²⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	BO ₂ ⁻ (B ₄ O ₇ ²⁻)	PO ₄ ³⁻	MoO ₄ ²⁻
1	BaCl ₂	BaSO ₄ ↓ білий	BaSO ₃ ↓ білий	BaCO ₃ ↓ Білий	BaSiO ₃ ↓ білий	Ba(BO ₂) ₂ ↓ білий	Ba ₃ (PO ₄) ₂ ↓ білий	BaMoO ₄ ↓ білий
2	BaCl ₂ в присутності HNO ₃	BaSO ₄ ↓ білий	розчин	розчин	H ₂ SiO ₃ ↓	розчин	розчин	розчин
3	H ₂ SO ₄ (HCl)	розчин	SO ₂ ↑+ H ₂ O характ. запах (знебарв. KMnO ₄)	CO ₂ ↑+ H ₂ O помутніння Ca(OH) ₂	H ₂ SiO ₃ ↓ драг- листий білий	H ₃ BO ₃ розчин	H ₃ PO ₄ розчин	H ₂ MoO ₄ ↓ білий (при обережному додаванні HCl)
4	C ₂ H ₅ OH в присутн. H ₂ SO ₄	-	-	-	-	полум'я забарв. в зелений колір	-	при випарюв. „молібденова синь”
5	Pb(CH ₃ COO) ₂ або Pb(NO ₃) ₂	PbSO ₄ ↓ білий, розчинний в надлишку NaOH	PbSO ₃ ↓ білий	PbCO ₃ ↓ білий	PbSiO ₃ ↓ білий	Pb(BO ₂) ₂ ↓ білий	Pb ₃ (PO ₄) ₂ ↓ білий	PbMoO ₄ ↓ білий
6	Родизонат барію (BaC ₆ O ₆)	знебарвл. червоного забарвлен.	-	-	-	-	-	-
7	KMnO ₄ (розчин I ₂) в присутності H ₂ SO ₄ розведеної (в кислому середовищі)	не реагує	SO ₃ ²⁻ → SO ₄ ²⁻ (знебарвлює малинове забарвлення)	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує
8	NH ₄ Cl (інші солі амоніа)	не реагує	не реагує	не реагує	H ₂ SiO ₃ ↓ драгліс- тий білий	не реагує	не реагує	не реагує

9	Магнезіальна суміш $MgCl_2 + (NH_4OH + NH_4Cl)$	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує	$MgNH_4PO_4$ ↓ білий	не реагує
№ п\п	Реактиви	Аніони I групи						
		SO_4^{2-}	SO_3^{2-}	CO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	BO_2^- ($B_4O_7^{2-}$)	PO_4^{3-}	MoO_4^{2-}
10	Молібденова рідина $(NH_4)_2MoO_4$ в присутності HNO_3	не реагує	відновлює MoO_4^{2-} до молібденової сині MoO_6^{2-}	не реагує	утв. кремнієво-молібденова кислота	не реагує	$(NH_4)_3H_4[P(Mo_2O_7)_6]$ жовтий	не реагує
11	H_2O_2 в присутності аміаку	не реагує	$SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує	$MoO_4^{2-} \rightarrow MoO_6^{2-}$ карміночерв. Забарвлення
12	$FeSO_4$	не реагує	не реагує	не реагує	осад	осад	осад	$MoO_4^{2-} \rightarrow$ „Молібденова синь”
13	NH_4SCN або $KSCN$ в присутності $SnCl_2$	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує	не реагує	$MoO_4^{2-} \rightarrow$ „Молібденова синь”
14	$AgNO_3$	Ag_2SO_4 ↓ білий (утв. при дії концентрованих розчинів)	Ag_2SO_3 білий	Ag_2CO_3 ↓ білий	Ag_2SiO_3 ↓ білий	$AgBO_2$ ↓ білий	Ag_3PO_4 ↓ білий	Ag_2MoO_4 ↓ Білий
15	$AgNO_3$ в присутності HNO_3	розчин	розчин	розчин	H_2SiO_3 ↓	розчин	розчин	Розчин
16	Хлорна вода Cl_2 в присутності бензолу	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин
17	$CuSO_4$	розчин	$CuSO_3$ ↓	$CuCO_3$ ↓	$CuSiO_3$ ↓	$Cu(BO_2)_2$ ↓	$Cu_3(PO_4)_2$ ↓	$CuMoO_4$ ↓

18	KI в присутності CH ₃ COOH або H ₂ SO ₄	розчин	розчин	розчин	H ₂ SiO ₃ ↓	розчин	розчин	розчин
19	FeCl ₃ + H ₂ O, t °C	розчин	FeSO ₃ ↓	FeOHCO ₃ ↓	Fe ₂ (SiO ₃) ₃ ↓	FeBO ₃ ↓	FePO ₄ ↓	Fe ₂ (MoO ₄) ₃ ↓

№ п/п	Реактиви	Аніони II групи			Аніони III групи		
		Cl-	Br-	I-	NO ₃ -	NO ₂ -	CH ₃ COO ¹⁻
1	BaCl ₂	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	Розчин
2	H ₂ SO ₄ (HCl)	розчин	розчин	розчин	розчин	NO ₂ ↑	CH ₃ COOH↑ запах оцту
3	C ₂ H ₅ OH в присутн. H ₂ SO ₄	розчин	розчин	розчин	розчин	NO ₂ ↑	Розчин
4	Pb(CH ₃ COO) ₂ або Pb(NO ₃) ₂	PbCl ₂ ↓	PbBr ₂ ↓	PbI ₂ ↓	розчин	розчин	Розчин
5	Родизонат барію (BaC ₆ O ₆)	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	Розчин
6	KMnO ₄ (розчин I ₂) в присутності H ₂ SO ₄ розведеної	розчин	розчин	I ₂ ↓	розчин	розчин MnSO ₄ NO ₂ - →NO ₃ -	Розчин
7	NH ₄ Cl (інші солі амонія)	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	Розчин
8	Магнезіальна суміш MgCl ₂ + (NH ₄ OH + NH ₄ Cl)	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	Розчин
9	Молібденова рідина (NH ₄) ₂ MoO ₄ в присутності HNO ₃	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин

10	H ₂ O ₂ в присутності аміаку	розчин	розчин	розчин	розчин	розчин	Розчин
11	FeSO ₄	розчин	розчин	розчин	NO ₃ ¹⁻ → NO в присутн. H ₂ SO ₄ „буре кільце”	NO ₂ ¹⁻ → NO „буре кільце”	Розчин

Тема 4. Аналіз солей. Систематичний аналіз солі невідомого складу.

Якісний аналіз невідомої речовини складається з ряду операцій:

- а) попередні дослідження;***
- б) відкриття катіонів;***
- в) відкриття аніонів.***

Невідома речовина може бути твердим зразком або розчином. Кожна речовина може бути віднесена до однієї з двох категорій:

1) ***Речовини, що розчинні у воді.*** До них відносяться (в межах тих речовин, що вивчаються студентами): всі солі амонію і лужних металів, більшість солей галогеноводневих, азотної, азотистої та оцтової кислот, а також деякі сульфати та сульфіти (див. таблицю розчинності);

2) ***Речовини, що нерозчинні у воді.*** До них відносять оксиди, гідроксиди важких металів та карбонати, фосфати, силікати всіх важких та легких металів (за виключенням лужних) і деякі інші солі (див. таблицю розчинності).

Нерозчинні у воді речовини можуть бути ***двох типів:***

1) власно у воді нерозчинні, які при обробці водою не змінюють зовнішній вигляд; при відстоюванні ці речовини порівняно легко осідають на дно пробірки;

2) такі, що при розчиненні підлягають гідролізу з утворенням осаду гідроксидів чи основних солей, і при обробці їх водою утворюються (особливо при нагріванні) аморфні осади, які осаджуються на дно пробірки через довгий проміжок часу.

Переважає більшість нерозчинних у воді речовин переходить у розчин при їх обробці (на холоді чи при нагріванні) розведеними чи концентрованими мінеральними кислотами.

При цьому в розведених хлоридній (соляній) і нітратній (азотній) кислоті легко розчиняється більшість оксидів і гідроксидів металів і майже всі солі слабких кислот.

Багато речовин із категорії нерозчинних у воді переходять у розчин також під дією лугів чи розчину аміаку - ZnO , Al_2O_3 , $ZnCO_3$, $AlPO_4$, Ag_2CO_3 , $Cu(OH)_2$ та інш.

Хід аналізу речовин, що розчинні у воді, відрізняються від ходу аналізу речовин, нерозчинних у воді. Тому, перед тим, як приступити

до аналізу невідомої речовини, необхідно спочатку встановити, до якої категорії (розчинних чи нерозчинних) речовин вона відноситься.

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 виконують у дві стадії. Спочатку проводять попередні дослідження, які часто дають можливість правильно визначити напрямок подальшої роботи, а потім переходять до систематичного аналізу катіонів і аніонів.

а) Попередні дослідження

1. Звернути увагу на форму, величину та колір кристалів (або частинок). А якщо невідома речовина - розчин, зверніть увагу на забарвлення розчину.

Наявність у зразку синіх кристалів дає підставу думати про присутність солей Cu^{2+} , рожевих - про присутність солей Co^{2+} , або Mn^{2+} , зелених - солей Ni^{2+} або Fe^{2+} .

2. Проба на розчинність (якщо досліджуваний зразок - тверда речовина).

Проби на розчинність речовини починають з розчинності в дистильованій воді. Для цього беруть незначну кількість її (0,15 - 0,25 г) і розчиняють в 6-8 мл H_2O дист. На холоді, а при необхідності, при нагріванні.

Якщо речовина не розчиняється у воді (або розчиняється в ній погано), досліджують її розчинність на холоді і при нагріванні спочатку в оцтовій кислоті, а потім в розведеній і концентрованій соляній кислоті, в розведеній і концентрованій нітратній кислоті і, на кінець, в "царській водці".

При розчиненні в кислотах нерозчинних у воді сполук потрібно пам'ятати, що деякі катіони при взаємодії з соляною та сульфатною кислотами утворюють осаді малорозчинних хлоридів чи сульфатів.

Більшість речовин, що пропонується для аналізу, розчиняються у воді або в розведеній соляній кислоті, тому розчиняти їх в концентрованих кислотах чи в "царській водці" немає потреби.

При розчиненні досліджуваної речовини у воді, кислотах потрібно уважно спостерігати за явищами, що супроводжують процес розчинення.

3. Визначають рН отриманого розчину. рН визначають за допомогою універсального індикатора.

Кисла реакція розчину вказує, що зразок може бути сіллю слабкої основи і сильної кислоти (AlCl_3 , NH_4Cl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$). Лужна реакція розчину - сіль слабкої кислоти і сильної основи (Na_2CO_3 , K_3PO_4 , CH_3COONa). Нейтральна реакція розчину вказує, що речовина є сіллю сильної кислоти і сильної основи або слабкої кислоти і слабкої основи (KCl , Na_2SO_4 , CaCl_2 , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$).

У нашому випадку невідома речовина розчинна у воді і містить 1 катіон та 1 аніон.

Підготовка проби до аналізу

1. Описати зовнішній вигляд солі (забарвлення, розмір кристалів, гігроскопічність). Зробити попередні висновки стосовно наявності в ній катіону та аніону.
2. Приготувати водний розчин солі:
 - у пробірку налити дистильованої води (3/4 пробірки);
 - невеликими порціями, користуючись скляним шпателем, додавати в пробірку кристалічну сіль;
 - перед додаванням чергової порції солі вміст пробірки ретельно перемішувати, добиваючись розчинення солі;
 - сіль, що за агрегатним станом є рідиною, розбавити дистильованою водою у співвідношенні розчин солі:вода = 1:4; • якщо розчин солі непрозорий, його необхідно профільтрувати.

б) Відкриття катіону.

Відкриття проводять до першої позитивної реакції. Умови виконання конкретної реакції, зовнішні ефекти, що її супроводжують і свідчать про наявність певного катіона, дивись у темі 2,3

1. Проба на присутність катіону з IV групи.

До окремої порції розчину додати груповий реактив - 2 н. HCl . Якщо утворився білий осад, то катіон належить до IV групи.

Визначення Pb^{2+} . Осад, що утворився при дії групового реактиву обробити гарячею дистильованою водою. При наявності катіону Pb^{2+} осад повинен розчинитись. Далі проводимо якісну реакцію відкриття з **КІ. Якщо катіон Pb^{2+} відсутній, переходимо до відкриття катіону з III або II групи.**

2. Проба на катіони II-ої та III-ої аналітичних груп

До 2-3 крапель розчину солі (задачі), що приготовлений для аналізу, додати таку ж кількість розчину NH_4OH , 3-4 краплі розчину NH_4Cl та 2-3 краплі розчину $(NH_4)_2HPO_4$

При цьому можуть спостерігатися два різні за аналітичним сигналом випадки (**A і B**):

- ✦ осад не утворюється (випадок **A**); ✦
- осад утворюється (випадок **B**).

□ Випадок A - осад не утворюється

Висновок: в розчині солі катіони II-ої і III-ої аналітичних груп відсутні. Катіон солі належить до I-ої аналітичної групи.

Далі в окремих порціях розчину, що аналізується, виконати індивідуальні якісні реакції виявлення катіону I-ої групи (NH_4^+ , K^+ або Na^+).

Якщо катіон виявлений, аналіз катіонів припинити і розпочати виявлення аніону солі. **Виявлення катіону I-ої аналітичної групи:**

(Реакції проводити в суворій послідовності!)

- *Проба на NH_4^+ з $NaOH$ або з реактивом Несслера. Якщо катіон NH_4^+ відсутній, виконати якісні реакції виявлення катіону K^+ .*
- *Проба на K^+ з $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Якщо катіон K^+ не виявлений, виконати реакції виявлення катіону Na^+ .*
- *Проба на Na^+ з $K[Sb(OH)_6]$ -або цинк-ураніл ацетатом.*

□ Випадок B - осад утворюється

Висновок: катіон солі, що аналізується, належить до II-ої або III-ої аналітичної групи.

Далі виконати реакції на уточнення групи катіонів (III чи II). **I.**

Уточнення групи (II чи III), до якої належить катіон

(за різною розчинністю фосфатів у надлишку NH_4OH)

До невеликої кількості осаду фосфатів, що утворився при дії групового реагенту, краплинами додати надлишок 10%-ного розчину NH_4OH . Вміст пробірки ретельно перемішати.

При цьому також можуть спостерігатися два різні випадки (**В і Г**):

- † осад фосфатів розчиняється в надлишку NH_4OH (випадок **В**); † осад фосфатів не розчиняється в надлишку NH_4OH (випадок **Г**).

□ **Випадок В – осад фосфатів розчиняється в надлишку NH_4OH** *Висновок:* катіон солі належить до III-ої аналітичної групи.

Далі в окремих порціях розчину солі (задачі) виконати якісні реакції виявлення одного з катіонів III-ої групи.

Виявлення катіона III-ої аналітичної групи (Cu^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+})

Звернути увагу на забарвлення вихідного розчину. Якщо розчин солі безбарвний, передбачають наявність Zn^{2+} , блакитний – Cu^{2+} , рожевий – Co^{2+} , зелений – Ni^{2+} .

Далі в окремих порціях розчину, що аналізується, виконати індивідуальні якісні реакції виявлення катіону III-ої групи.

- *Проба на Cu^{2+}* з надлишком 10%-го розчину NH_4OH .
- *Проба на Zn^{2+}* з $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
- *Проба на Co^{2+}* з NH_4SCN в ацетоні.
- *Проба на Ni^{2+}* з реактивом Чугаєва (диметилгліоксимом).

□ **Випадок Г – осад фосфатів не розчиняється в надлишку NH_4OH** *Висновок:* катіон солі належить до II-ої аналітичної групи.

Далі виконати реакції для визначення підгрупи (II-A чи II-B).

Визначення підгрупи (II-A чи II-B), до якої належить катіон
(за різною розчинністю фосфатів у CH_3COOH)

До невеликої кількості осаду фосфатів, що утворився при дії групового реагенту, краплинами додати розчин CH_3COOH . Вміст пробірки ретельно перемішати.

При цьому можуть спостерігатися два випадки (**Д і Е**): † осад фосфатів розчиняється в CH_3COOH (випадок **Д**); † осад фосфатів не розчиняється в CH_3COOH (випадок **Е**).

□ **Випадок Д – осад фосфатів розчиняється в CH_3COOH**
Висновок: катіон солі належить до II-A аналітичної групи.

Далі в окремих порціях розчину солі виконати індивідуальні якісні реакції виявлення катіону II-A групи (Fe^{2+} , Ba^{2+} , Mn^{2+} , Ca^{2+} , Mg^{2+}).

Виявлення катіону II-A аналітичної групи:

(Реакції виконувати в суворій послідовності!) •

Проба на Fe^{2+} з $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ в кислому середовищі.

- Проба на Ba^{2+} з $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в присутності CH_3COONa .
- Проба на Mn^{2+} з NaBiO_3 в присутності HNO_3 розб.
- Проба на Ca^{2+} з $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.
- Проба на Mg^{2+} з $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ в присутності NH_4OH і NH_4Cl .

□ **Випадок Е - осад осфатів не розчиняється в CH_3COOH**

Висновок : катіон солі належить до II-B аналітичної групи. Далі в окремих порціях розчину солі виконати якісні реакції виявлення одного з катіонів II-B групи (Fe^{3+} , Al^{3+}).

Виявлення катіону II-B аналітичної групи

- Проба на Fe^{3+} з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ або з NH_4SCN .
Якщо катіон Fe^{3+} відсутній, виконати реакції виявлення Al^{3+} .
- Проба на Al^{3+} з NH_4Cl (крист.) в лужному середовищі.
За результатами аналізу зробити **висновок про катіон**, що входить до складу солі, яка досліджується.

Після визначення **катіона**, враховуючи те, що невідома речовина, розчинна у воді, роблять висновок про можливість присутності в розчині задачі одного з **аніонів** (див. таблицю розчинності солей).

в) Відкриття аніону.

За допомогою *групових реагентів* визначити належність аніону до певної аналітичної групи (I - III груп). Потім у межах групи, аналогічно аналізу катіонів, встановити конкретний аніон.

1. **Проба на аніони I-ої аналітичної групи** (SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-})
До 2-3 крапель розчину задачі додати 2-3 краплі розчину BaCl_2 .

При цьому можуть спостерігатися **два різні випадки (Ж і З)**:

- ✦ осад утворюється (випадок **Ж**)
- ✦ осад не утворюється (випадок **З**)

□ **Випадок Ж - осад утворюється**

Висновок: аніон солі, що аналізується, належить до I-ої групи.

Виявлення аніону I-ої аналітичної групи

Попередні випробування: до осаду, що утворився при дії BaCl_2 , додати (краплями) розчин HCl . Вміст пробірки ретельно перемішати.

За зовнішнім ефектом реакції зробити припущення стосовно наявності певного аніону: якщо

- осад не розчиняється – аніон солі – SO_4^{2-} ;
- осад розчиняється з виділенням газу – SO_3^{2-} , CO_3^{2-} ;
- осад розчиняється без видимого зовнішнього ефекту – PO_4^{3-} .

Далі виконати *якісні реакції виявлення конкретного аніону I групи:*

- *Проба на PO_4^{3-}* з молібденовою рідиною або магнезіальною сумішшю*.
- *Проба на SO_3^{2-}* з KMnO_4 або J_2 .
- *Проба на CO_3^{2-}* з Ca(OH)_2 .

*Умови виконання конкретної реакції, зовнішні ефекти, що її супроводжують і свідчать про наявність певного аніону, дивись у розділі 4.

□ **Випадок 3 – осад не утворюється.**

Висновок: аніони I-ої аналітичної групи відсутні. Аніон солі належить до II або III аналітичної групи аніонів.

Далі в окремій порції розчину солі (задачі) виконати реакцію з груповим реагентом для виявлення II-ої групи аніонів.

2. *Проба на аніони II-ої аналітичної групи (Cl^- , Br^- , J^-)*

До 2-3 крапель розчину солі додати таку ж кількість розчину $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ або $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

При цьому можуть спостерігатися два випадки (**К і Л**):

- ✦ осад утворюється (випадок **К**)
- ✦ осад не утворюється (випадок **Л**)

□ **Випадок К – осад утворюється**

Висновок: аніон солі належить до II-ої аналітичної групи.

Виявлення аніону II аналітичної групи

За кольором осаду, що утворився при дії групового реагенту ($\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ або $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$), передбачити аніон солі:

- якщо осад білого кольору – аніон солі – Cl^- ;
- якщо осад має блідо-жовто-сіруватий відтінок – аніон – Br^- ;
- якщо осад жовтого кольору – аніон – J^- .

Далі в окремих порціях розчину солі виконати якісні реакції для виявлення одного з аніонів II групи:

- *Проба на Br⁻ і J⁻* з Cl₂ (хлорна вода) в присутності C₆H₆
- *Проба на Cl⁻* з надлишком NH₄OH та HNO₃ розб

□ **Випадок Л – осад не утворюється**

Висновок: аніон солі належить до III-ої аналітичної групи.

Виявлення аніону III аналітичної групи (NO₃⁻, NO₂⁻, CH₃COO⁻):

- *Проба на NO₂⁻* з KJ в присутності CH₃COOH і крохмалю.
- *Проба на NO₃⁻* з FeSO₄ (насиченим) і H₂SO₄ (концентрованою).
- *Проба на CH₃COO⁻* з FeCl₃ або C₂H₅OH в присутності H₂SO₄конц.

За результатами аналізу зробити *висновок про аніон*, що входить до складу досліджуваної солі.

Враховуючи виявлені катіон і аніон, скласти формулу солі.

Написати звіт про виконаний якісний аналіз солі. Форма звітності – протокол ходу аналізу.

**Протокол
ходу якісного аналізу солі № ____ – Fe₂(SO₄)₃**

№ п/п	Аналітична операція, що виконується	Спостереження	Висновки
1.	Описати зовнішній вигляд солі. Наприклад: сіль кристалічна, бурого кольору.		Передбачаю наявність Fe ²⁺ або Fe ³⁺
Виявлення катіону			
2.	<i>Проба на Kt⁺ II і III аналіт. груп:</i> 2 кр. р-ну задачі + 2кр. NH ₄ OH + 2 кр. р-ну NH ₄ Cl + 3-4 кр. р-ну (NH ₄) ₂ HPO ₄	Утворився осад бурого кольору	Kt ⁺ належить до II або III аналітичної групи
3.	<i>Встановлюю групу Kt⁺ (за розчинністю осаду в надлишку NH₄OH)</i>	Осад не розчиняється	Kt ⁺ належить до II групи

4.	Встановлюю підгрупу Kt^+ (за розчинністю осаду в CH_3COOH)	Осад не розчиняється	Kt^+ II-Б гр.: Fe^{3+} або Al^{3+}
5.	Проба на Fe^{3+} (оскільки сіль бурого кольору): 2 кр. р-ну задачі + 2 кр. NH_4SCN	Утворився кровавочервоний розчин	Присутній Fe^{3+}
Виявлення аніону			
6.	Проба на An^- I аналітичної групи: 2 кр. р-ну задачі + 2 кр. розчину $BaCl_2$.	Утворився осад білого кольору	An^- належить до I групи
7.	Перевіряю розчинність осаду в HCl	Осад не розчиняється.	Присутній SO_4^{2-}

Висновок: Сіль № _____ – $Fe_2(SO_4)_3$

Скласти рівняння реакцій виявлення катіона і аніона, що входять до складу солі. Результати аналізу перевірити у викладача.

Аналіз невідомої речовини.

ЗВІТ АНАЛІЗУ НЕВІДОМОЇ РЕЧОВИНИ №1

Протокол

ходу якісного аналізу солі № _____ –

№ п/п	Аналітична операція, що виконується	Спостереження	Висновки
1.	Описати зовнішній вигляд солі.		
Виявлення катіону			
Виявлення аніону			

Виявлення аніону			

**РОЗДІЛ 6. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ. ОСНОВНІ МЕТОДИ
КІЛЬКІСНОГО ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ КОМПОНЕНТІВ
У РЕЧОВИНАХ.**

Тема 1. Основні поняття кількісного аналізу.

Способи та одиниці виразу концентрації реагентів.

Техніка роботи у кількісному аналізі.

**Гравіметричний метод аналізу. Особливості розрахунків у
методі гравіметрії.**

Що треба знати:

- які завдання кількісного хімічного аналізу в цілому та для сільськогосподарської практики зокрема?
- за допомогою яких показників можна характеризувати точність аналітичних визначень ?
- що таке абсолютна та відносна похибка вимірювань?
- якими кількісними показниками характеризують склад простих або складних речовин, розчинів?

- що таке титр розчину, які одиниці його вимірювання? Як на практиці можна використати титр речовини, яку визначають, за робочим розчином?
- яке визначення має поняття молярної концентрації і як вона математично пов'язана з титром розчину та наважкою речовини у ньому?
- що означає поняття моль-еквівалент (грам-еквівалент) речовини та як це пов'язано з молярною концентрацією еквівалента (нормальністю) розчину та наважкою речовини у ньому?
- що розуміють під термінами “масова частка” та “процентна концентрація” речовин або розчинів?
- які існують математичні співвідношення між титром, молярністю, нормальністю та процентною концентрацією розчинів?
- як можна класифікувати методи кількісного хімічного аналізу за типами реакцій?
- які співвідношення між основними одиницями маси у методі гравіметрії?
- що слід розуміти під поняттями “осаджувач”, “осаджувана та вагова форми”, “точність зважування”, “осади аморфні та кристалічні”?
- які умови одержання крупнокристалічних осадів та їх очистки?
- які основні етапи гравіметричного аналізу?
- які основні вимоги до реакцій в об'ємних методах аналізу?
- які співвідношення між основними одиницями об'єму і як вони математично пов'язані з масою речовин?
- що слід розуміти під поняттями “розчини з приготованим та встановленим титрами”, “вихідні речовини для приготування титрованих або робочих розчинів”, “титрант”, “титрування”?
- які основні етапи приготування титрованих розчинів і які правила вибору та використання мірного посуду для цього?
- які основні вимоги до вихідних речовин аналізу і як розрахувати їх наважку для приготування розчину точної концентрації?
- на яких реакціях базуються методи нейтралізації, редоксметрії, комплексонометрії, осаджувального титрування?
- що позначає термін “рН розчину”, як його розрахувати та виміряти?
- який зміст вкладають у поняття “індикатор”, за якими показниками його підбирають для певного методу аналізу?
- як за результатами кількісного хімічного аналізу розрахувати формулу хімічної сполуки?

Основні поняття кількісного хімічного аналізу

Кількісний аналіз – включає визначення кількісного вмісту окремих складових частин в речовині або окремих речовин в зразку, що досліджується (*виражають у %*).

Кількісний аналіз – це сукупність методів та способів, за допомогою яких визначають відносну кількість елементів, іонів чи хімічних сполук у досліджуваній речовині.

Кількісний аналіз дозволяє:

- знаходити вагові співвідношення між елементами у сполуках;
- визначати кількість розчиненої речовини в розчині;
- знаходити % вміст певного елемента в однорідній суміші речовин;
- визначати вміст певного компонента в неоднорідних речовинах (нітрогену – $N_2O_5\%$ - в азотних добривах, фосфору – $P_2O_5\%$ - в фосфорних добривах, калію – $K_2O\%$ - в калійних добривах і т.д.).

Об'єктами дослідження є - вода, ґрунт, повітря (об'єкти довкілля), рослини, с/г добрива, хімічні речовини для захисту рослин, харчові продукти, тощо.

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 такі основні методи кількісного хімічного аналізу:

1) Хімічні:

- ваговий (гравіметричний); □
об'ємний (титриметричний); □
газометричний.

2) Фізико-хімічні:

- оптичні;
- електрохімічні (потенціометрія, полярографія, кондуктометрія); □
хроматографічні.

3) Фізичні:

- спектрометричні; □
радіометричні, тощо.

Хімічні методи аналізу.

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).

В основі всіх хімічних методів лежить хімічна реакція



де X – досліджувана речовина; R – реактив (реагент); P – продукт реакції.

Кількісне визначення хімічним методом складається з 3-х етапів:

- 1) **вимірювання досліджуваної речовини** (зважування – m г, кг, або визначення об'єму – V – мл);
- 2) **проведення певної хімічної реакції** (досліджувана речовина перетворюється в сполуку з певними хімічними і фізичними властивостями);
- 3) **вимірювання показника фізичної властивості системи** (маси продукту – m , г, або об'єму реагенту – V , мл).

Ваговий (гравіметричний) аналіз.

Ваговим методом називається такий метод кількісного аналізу, у якому точно вимірюють лише масу речовин. Він найбільш старий, «класичний» і достатньо точний.

Суть методу полягає у переведенні «наважки» досліджуваної речовини (m , г) в розчин, осадженні аналізуемого компонента (іону) у вигляді малорозчинної сполуки певного складу (осаджувальна форма), відділенні осаду і його промиванні, висушуванні (одерженні вагової форми) і визначенні % вмісту даного компонента (іону) в речовині.

Особливості вагового аналізу:

- 1) **в основі методу – вимірювання** показника властивості – **маси** (m , г) аналізуємої речовини X (а також продукту реакції P – осаду);
- 2) **реагент – осаджувач R додають в надлишку** для забезпечення повного осаджування досліджуваного компонента X в продукт P ;

3) *реагент – осаджувач R може витратитись на побічні реакції*, але побічні продукти реакції не повинні мати схожих фізичних і хімічних властивостей з продуктом *P*.

Зважування – це процес встановлення маси речовини, тобто показника, що характеризує силу її притягання до Землі.

Зважування – одна із головних операцій кількісного аналізу. Точність аналізу визначається точністю, з якою виконують зважування реагентів, тобто “взяття наважки об’єкту досліджень”, встановлення маси продуктів реакції тощо. Зважування здійснюють за допомогою механічного пристосування, яке називається *терези* або *вага*. У кількісному хімічному аналізі найчастіше використовують терези трьох типів: технохімічні, технічні швидкодіючі (електричні, квадрантні) та аналітичні.

Точність зважування залежить, в першу чергу, від чутливості терезів. Так, за допомогою *технічних електричних терезів* квадрантного типу (ВЛКТ-500) масу речовини можна встановити з точністю $\pm 0,1$ г у діапазоні від 1 до 500 г наважки; на *технохімічних терезах* типу Т-200, ВЛТ - з точністю $\pm 0,01$ г при максимальному навантаженні 200 г, а на *аналітичних терезах* типу ВЛА-200 – з точністю $\pm 0,0001$ г при максимальному навантаженні 200 г; на сучасних електронних терезах типу ТВЕ, АХІS, ОНАУS – дискретність вимірювань маси від 0,01 до 0,00001 г.

Зовнішній вигляд цих типів терезів наведено на рис. 2. Спільними елементами у будові будь-яких терезів є наявність *коромисла з призмами* (1) та *шайбами* настроювання рівноваги (2), *стрілки рівноваги* (4) та *шкали вимірювання* (8), *сережок* (9) для кріплення *шальок* (6), *аретира* або важеля вмикання-вимикання (7), *виска* або пристосування для встановлення горизонтального рівня *основи терезів* (5) за допомогою *гвинтів* (3), що показано на прикладі технохімічних терезів (рис.).

У квадрантних терезах механізоване накладання гир, тому вони зручніші у роботі, бо менше схильні до поломок, не потребують важків і забезпечують високу швидкість зважування.

Особливості будови аналітичних терезів зумовлені їх високою чутливістю і здатністю визначати мізерні зміни маси, починаючи з 1 мг. Для цього вони додатково містять повітряні заспокоювачі – *демпфери*.

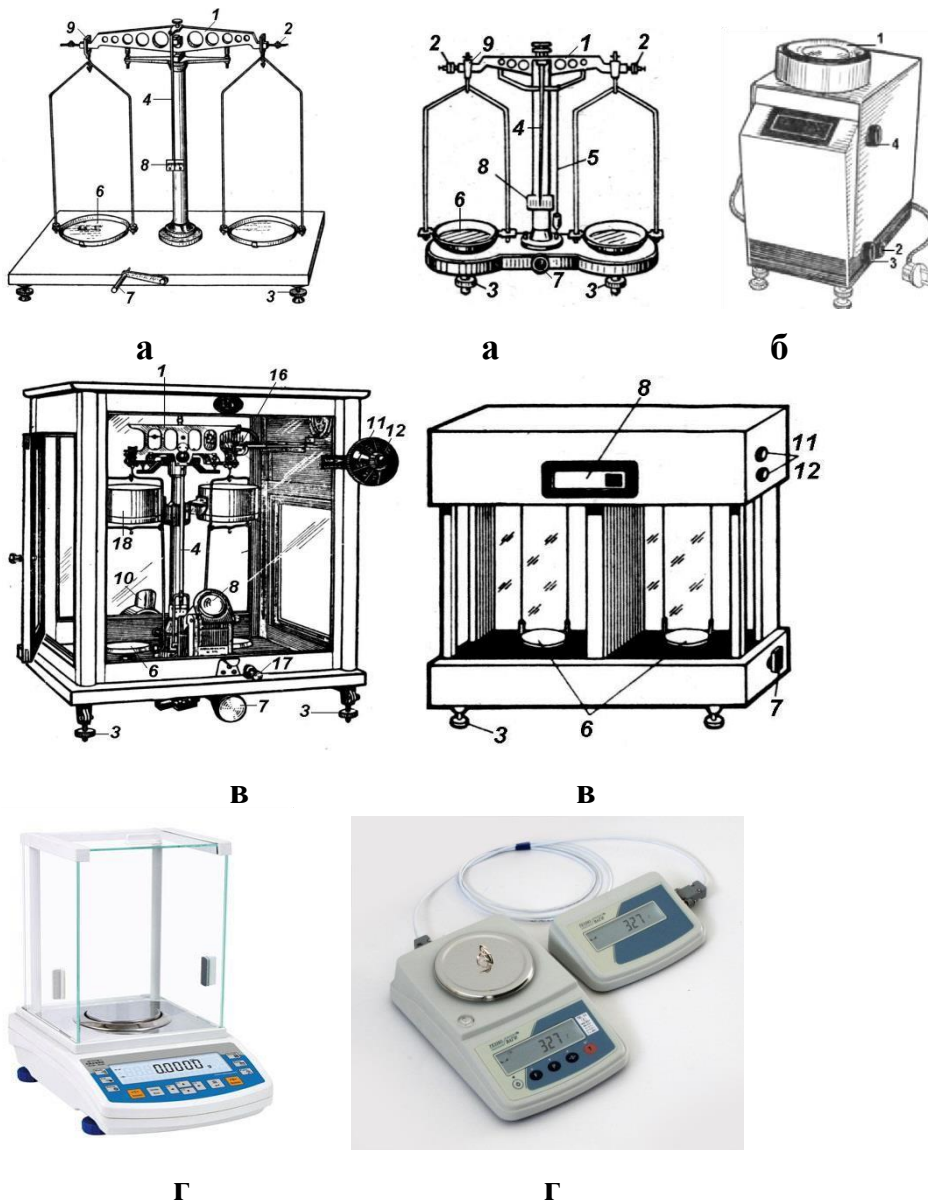


Рис. Терези в процесі розвитку техніки за останні 100 років: *а* – *технохімічні з рівноплечим коромислом*; *б* – *лабораторні квадрантні*; *в* – *аналітичні демпферні*; *г* - *електронні*

Сучасні лабораторні електронні терези (вага) порівнюють масу предмету, що зважують, з еталонним калібрувальним важком, інформація про який зберігається у пам'яті приладу. Механічних рухомих деталей зважування такі терези не мають, а тому їх зношення виключено, датчик, що передає інформацію на табло про навантаження на шальку ваги, є довговічним і надійним елементом.

Принцип роботи терезів базується на порівнянні маси предметів, які зважують, з відомою масою *важків*; отже зважуванням ми визначаємо масу тіл, а не їх вагу.

Важки – це набір гирок з точно відомою масою. Загальний вигляд важків з футляром показано на рис. При цьому важки для аналітичних терезів містять набір гир від 1 до 100 г, виготовлених звичайно з латуні. У важках для технохімічних терезів крім гир масою 1, 2, 5, 10, 20, 50 і 100 г є ще важки на 10, 20, 50, 100 і 500 мг, виготовлені з алюмінію. Для перенесення гир у футлярі є пінцет.

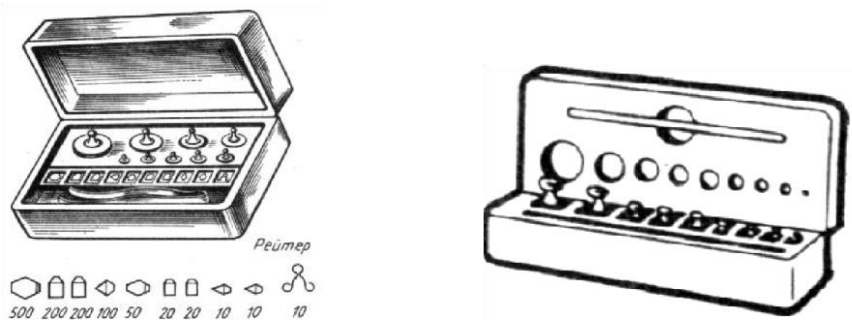


Рис. Набори важків для визначення маси з допомогою технохімічних та аналітичних терезів: гирі від 1 до 100 г з латуні, гирі від 10 до 500 мг з алюмінію, рейтер (гиря) – для терезів застарілих модифікацій.

Робота на терезах вимагає високого рівня обережності та акуратності, бо інакше вони швидко псуються і не забезпечують потрібну точність вимірювань. Тому кожен, хто працює з терезами, повинен добре засвоїти і виконувати такі загальні правила.

1. Ваги повинні бути захищені від різких коливань температури і дії прямих сонячних променів.
2. У ваговій кімнаті не можна палити, зберігати кислоти або проводити будь-які хімічні операції, пов'язані з виділенням газів чи використанням агресивних рідин.
3. Підготовлені до роботи терези потрібно встановити по виску або за допомогою пристосування для визначення рівня горизонтальності основи шляхом обертання гвинтів на її ніжках.
4. Для запобігання псування терезів (передчасне спрацьовування ребер призми) завжди виконуйте правило: *ставити на шальку терезів предмети або важки можна лише тоді, коли вони аретовані (вимкнуті).*
5. Перед зважуванням перевірте чистоту шальок терезів та їхню рівновагу у ненавантаженому стані, тобто наявність “нульової точки”.

6. У всіх випадках зважування відлік показань “*стрілки*” необхідно робити, коли дверцята шафи терезів зачинені. Це дає змогу уникнути помилки зважування внаслідок руху повітря у кімнаті.

7. Під час зважування предмет дослідження кладуть на ліву шальку терезів, а гирі (важки) - на праву. Класти їх потрібно ближче до центру шальки, щоб уникнути перекосу останньої і пов’язаної з цим помилки зважування.

8. Забороняється класти на шальки терезів вологі або брудні предмети, розсипати або розливати реактиви всередині шафи терезів. 9. Не допускається зважувати хімічні сполуки безпосередньо на шальці терезів або на папері. Зважувати речовини потрібно у бюксі, тиглі або на часовому скельці. Гігроскопічні речовини, леткі рідини дозволяється зважувати лише у герметично закритих бюксах або інших пристосуваннях.

10. Не можна зважувати гарячі або дуже охолоджені предмети. Їх спочатку потрібно витримати не менше 20 хвилин у ексикаторі.

11. Гирі для захисту від пилу, вологи та корозії потрібно зберігати у зачиненому футлярі. **Важки** (гирі) потрібно брати із гнізд футляру та знімати із шальок терезів лише за допомогою **пінцету**. Брати гирі пальцями забороняється, бо при цьому вони забруднюються і змінюють свою масу.

12. Під час зважування піднімати та опускати аретир потрібно повільно і повертати його рукоятку до упору.

13. Не можна навантажувати терези понад передбаченої для них максимальної маси.

14. Після завершення процесу зважування необхідно повністю розвантажити терези від гир та досліджуваних об’єктів.

15. Якщо виконують декілька зважувань протягом одного аналізу, то необхідно користуватися одними і тими ж терезами.

16. Результати зважування записують зразу ж до робочого зошиту; записів на окремих листках не допускати.

17. Якщо виявлені пошкодження або невірна робота терезів, то студентам не слід самим братися до усунення поломок, а потрібно звернутися за порадою до викладача або лаборанта.

Титриметричний (об'ємний) аналіз. *швидкий (експресний), універсальний і широко застосовується в аналізі різних матеріалів.*

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**», т.я. 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 цьому методі **використовуються розчини з точною концентрацією – титровані розчини.** Сам процес додавання титрованого розчину до розчину, який аналізують, називається **титруванням**. В аналітичній хімії також часто використовується **Титр** як спосіб вираження концентрації розчину.

Суть методу полягає у вимірюванні об'ємів реагуючих розчинів, причому концентрація розчину – реагенту **R** точно відома. За концентрацією і об'ємом реагенту **R**, витраченого в реакції визначають концентрацію досліджуваної речовини.

Особливості титриметричного (об'ємного) аналізу:

- 1) **в основі методу – точне вимірювання** кількості реагенту **R** – об'єму (V , мл), витраченого на реакцію з досліджуваним компонентом;
- 2) **реагент R додають в еквівалентній кількості відносно досліджуваної речовини X;**
- 3) **Реагент R не може витрачатись на побічні реакції;** реакція повинна бути практично необоротною, протікати швидко (моментально);
- 4) **Важливо правильно визначити точку еквівалентності** – момент встановлення еквівалентного співвідношення між реагуючими речовинами. Цей момент відповідає закінченню реакції і повинен бути добре помітним.

Класифікація методів титриметричного аналізу

В залежності від типу хімічної реакції, яка використовується в об'ємному аналізі титриметричні методи поділяють на такі основні методи: метод нейтралізації, методи окиснення-відновлення, методи осадження і комплексоутворення.

- 1) Метод нейтралізації – оснований на реакціях взаємодії кислот і основ (кисотно-основне титрування), тобто на реакціях нейтралізації:



Метод дозволяє визначати у розчинах не тільки концентрацію кислот і основ, а також і концентрацію солей, які гідролізують. Реагентом **R** може бути розчин кислоти (ацидиметрія), або розчин основи (алкаліметрія).

- 2) Методи окиснення-відновлення (редоксиметрія) – оснований на окисно-відновних реакціях між реагуючими речовинами. Найбільше використовуються такі:

□ перманганатометрія, — використовується реакція окиснення реагентом R калій перманганатом (**KMnO₄**);

□ йодометрія, в основу покладені реакції окиснення реагентом R вільним йодом **I₂** або відновлення іонами **I⁻**;

□ хроматометрія, в якій використовуються реакції окиснення реагентом R калій дихроматом (**K₂Cr₂O₇**);

□ броматометрія, де використовуються реакції окиснення реагентом R калій броматом (**KBrO₃**).

- 3) Методи осадження і комплексоутворення – оснований на осаджуванні того чи іншого іона у вигляді важкорозчинної сполуки або зв'язуванні його у малодисоційований комплекс:

□ аргентометрія, в основі реакції осадження з реагентом R нітратом срібла (**AgNO₃**);

□ роданометрія, де використовуються реакції з реагентом R амоній роданідом (**NH₄SCN**);

□ комплексометрія (трилонометрія), де в якості реагенту R використовують комплексонометри (натрієва сіль ЕДТА, трилон Б).

Газометричний аналіз.

застосовують для контролю технологічних процесів.

Суть методу: полягає у вимірюванні об'єму окремих компонентів газової суміші, які поглинаються при пропусканні через спеціальні реактиви (визначення вмісту CaCO_3 в природному вапняку за об'ємом CO_2 після реакції з HCl).

Способи та одиниці виразу концентрації реагентів

Однією з найважливіших характеристик кількісного складу розчин є їх концентрація.

Концентрація реагенту вказує на кількісне співвідношення між його складовими компонентами, наприклад, між масою розчиненої речовини та розчинника (процентна та молярна концентрації) або між масою розчиненої речовини та об'ємом розчину (титр, нормальна та молярна концентрації).

Розчини з великою концентрацією розчиненої речовини називаються концентрованими, з малою - розведеними. Межі між розведеними і концентрованими розчинами умовні. Розведені розчини містять невелику частку розчиненої речовини порівняно з концентрованими. В деяких випадках насичений розчин може бути досить розведеним. Тому для більш точної характеристики розчину його склад характеризується кількісно. Способів вираження кількісної залежності розчиненої речовини і розчинника існує декілька (Додаток 2)

Кількість розчиненої речовини в розчині може бути оцінена поняттям, яке називається *концентрацією*. Концентрація – розмірна величина і показує відношення маси або кількості розчиненої речовини до одиниці маси або об'єму розчину. Історично склалося, що концентрація розчину може бути виражена різними одиницями. Розглянемо їх:

1. Масова частка (ω), або процентна концентрація – відношення маси р.р. до маси розчину. Може бути виражена в долях одиниці (безрозмірна величина), або у відсотках (%).

$$\omega = m_x \cdot 100\%,$$

$m_{p-ну}$ де m_x – маса розчиненої речовини (р.р.), $m_{p-ну}$ – маса розчину.

Так розчин, в 100 г якого 5 г р.р., має масову частку р.р. $\frac{5}{100} = 0,05$, або 5 %.

Молярна концентрація (молярність - M, C) 2. n_m – кількість молей р.р., які приходяться в даному розчині на 1 літр його: $C_m = \frac{n_m}{V}$ або $C_m = \frac{m}{M \cdot V}$, моль/л, (моль/дм³); де m – маса розчиненої речовини (г); M – молярна маса р.р. (г/моль); V - об'єм розчину (л). Щоб перейти від масової частки до молярної концентрації слід знати густину розчину (ρ). $m \rho = \frac{m}{V}$ (г / мл).

Звичайно молярність позначають M після числового значення полярності. Так, запис **2M H₂SO₄** означає розчин, в кожному літрі якого міститься 2 молі сульфатної кислоти, тобто $C_m = 2$ моль/л. На практиці частіше всього використовують розчини такої молярності: 1 M – одномолярний; 0,1 M – децимолярний; 0,01 M – сантимольярний; 0,001 M – мілімолярний.

3. **Молярна концентрація еквівалента (нормальність – N, C_N)** – кількість еквівалентів р.р., які розчинені в 1 літрі даного розчину:

$$C_N = \frac{m_{\text{еквівалента}}}{V}, \text{ моль/дм}^3, \text{ г-екв/л}, \text{ (моль-екв/л)},$$

де V де $n_{\text{еквівалента}}$ – кількість еквівалентів речовини, що виражається через масу речовини (m) і молярну масу еквівалента (E), $n_{\text{еквівалента}} = \frac{m}{E}$ (моль).

Еквівалентом називають реальну або умовну частку речовини X , яка в даній реакції еквівалентна одному іону Гідрогена або в даній реакції окиснення-відновлення – одному електрону.

Наприклад, в реакції $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$, еквівалент хлоридної кислоти HCl дорівнює 1 моль. Чисельно еквівалент дорівнює молярній масі еквіваленту.

Молярною масою еквівалента речовини X називають масу одного моля еквівалента цієї речовини, рівну добутку фактора еквівалентності на молярну масу речовини X :

$$E = f \cdot M_m.$$

Фактор еквівалентності – це число, яке позначає, яка доля реальної частки речовини X еквівалентна одному іону гідрогена в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в даній реакції окиснення-відновлення.

Наприклад, молярна маса еквівалента хлоридної кислоти в реакції



$$E = 1 \cdot M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ г/моль},$$

а в реакції - $\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$, $f = \frac{1}{3}$, молярна маса еквівалента фосфатної кислоти H_3PO_4 дорівнює

$$E = \frac{1}{3} \cdot M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{98}{3} = 32,67 \text{ г/моль}.$$

Отже, молярна концентрація еквівалента розчиненої речовини дорівнює: $C_N = E \cdot \frac{m}{V}$.

Цей спосіб виразу концентрації розчину є чи не найважливішим, особливо в аналітичній хімії. Виходячи з визначення, що є

нормальність, можна записати $\nu_{\text{еквівалента}} = C_N \cdot V$, або $\nu_{\text{еквівалента}} = N \cdot$

V

Тоді зрозуміло, що коли цей розчин буде взаємодіяти з розчином якоїсь іншої речовини, то згідно закону еквівалентів реакція закінчиться, коли до $\nu_{\text{екв}}'$ ми додамо $\nu_{\text{екв}}''$. Але $\nu_{\text{екв}}' = N_1 \cdot V_1$

$$\nu_{\text{екв}}'' = N_2 \cdot V_2, \text{ тобто}$$

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

Отже, знаючи нормальність та об'єм одного з розчинів та, практично знайшовши об'єм розчину, концентрація якого невідома, що пішов на реакцію з першим розчином, можна знайти нормальність розчину з невідомою концентрацією. Припустимо на нейтралізацію 100 мл 0,5 нормального розчину HCl пішло 20 мл розчину KOH. Тоді можна записати: $N_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = N_{\text{KOH}} \cdot V_{\text{KOH}}$, звідси: $N_{\text{KOH}} = \frac{100}{20} \cdot 0,5 = 2,5$ моль/дм³, моль-екв/л (г-екв/л) 20

На практиці частіше всього використовують розчини, в яких після чисельного значення молярної концентрації еквівалентів ставлять букву n або N. Так, запис 2n H_2SO_4 означає розчин, в кожному літрі якого міститься 2 моля еквівалентів сульфатної кислоти, тобто N, або $C_N = 2$ моль/л.



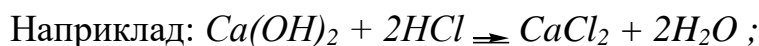
$$E(H_2SO_4) = M : 2 = 98 : 2 = 49;$$



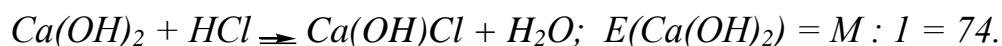
Еквіваленти основ дорівнюють їх молярним масам, поділеним на кількість гідроксильних груп (кислотність основ), що беруть участь у хімічних реакціях. По аналогії з кислотами еквіваленти основ у більшості випадків визначаються як результат ділення молярної маси основи на її кислотність (кількість гідроксильних груп). Так, $E(KOH) = M : 1$;

$$E(Ca(OH)_2) = M : 2.$$

Але і для основ це положення також іноді не виконується.



$$E(Ca(OH)_2) = M : 2 = 74 : 2 = 37;$$



Еквіваленти солей дорівнюють їх молярним масам, поділеним на добуток числа іонів металів (катионів) на їх заряд.

Наприклад:

$$E(KCl) = M : (1 \cdot 1); E(MgCl_2) = M : (1 \cdot 2); E(FeCl_3) = M : (1 \cdot 3);$$

$$E(TiCl_4) = M : (1 \cdot 4); E(K_2SO_4) = M : (2 \cdot 1); E(MgSO_4) = M : (1 \cdot 2);$$

$$E(Fe_2(SO_4)_3) = M : (2 \cdot 3) \text{ і т.д.}$$

Нормальність і молярність розчинів тотожні для одноосновних кислот (HCl, HNO₃, CH₃COOH), однокислотних основ (LiOH, KOH) та відповідних до них солей (KNO₃, LiCl, CH₃COONa). Якщо кислота, наприклад, двоосновна, то нормальність її удвічі більша за молярність.

Особливістю еквінормальних (однакової нормальності) розчинів є те, що однакові об'єми їх взаємодіють без залишку. Так, 50 мл 0,1 н. розчину NaOH взаємодіє без залишку з 50 мл 1 н. розчину будь-якої кислоти (HCl, HNO₃, H₂SO₄, H₃PO₄, H₄P₂O₇). Це є ілюстрацією до закону еквівалентів: *речовини взаємодіють між собою в кількостях, пропорційних їх еквівалентам.* 4. **Титр** – кількість грамів р.р. в 1 мл розчину: $T = m, \text{ г/мл.}$

▼

За титром можна розрахувати **нормальність** $C_N = T \cdot \frac{1000}{E}$, моль/дм³ ,

(моль-екв/л, г-екв/л) або **молярність** $C_M = T \cdot \frac{1000}{M}$ моль/дм³ (моль/л),

де m - кількість розчиненої речовини, г; C_N - нормальність розчину, C_M - молярність розчину; M - молярна маса розчиненої речовини; E - еквівалент розчиненої речовини.

Наведені співвідношення трьох видів концентрацій розчинів - титр, молярність, нормальність - дають змогу виконувати їх взаємні перерахунки (Додаток 2).

Титром за речовиною, що визначається ($T_{p.p./p.v.}$) називають кількість речовини (в грамах), яку визначають (р.в.), що відтитровується 1 мл робочого розчину (р.р.).

Наприклад, якщо $T(H_2SO_4) = 0,004912$ г/мл, то його титр за NaOH знаходять із пропорції: $E(H_2SO_4) \quad E(NaOH)$

$$49,04 \text{ г} \quad \text{—} \quad 40,00 \text{ г}$$

$$0,004912 \quad \text{—} \quad T(H_2SO_4)/(NaOH)$$

$T(H_2SO_4)/(NaOH) = 0,004912 \cdot (40,00 : 49,04) = 0,004006$ г/мл, тобто 1 мл розчину H_2SO_4 відтитровує 0,004006 г NaOH, а x мл цього ж розчину H_2SO_4 еквівалентні при титруванні ($0,004006 \cdot x$) грамам NaOH.

Із наведеного виразу $T_{H_2SO_4/NaOH}$ видно, що другий співмножник ($40,00 : 49,04$) є відношенням постійних величин. Таке відношення називають *об'ємно-аналітичним фактором* (позначають літерою « F »), який розраховують завчасно для різних речовин.

Приклад 1. Визначити розчинність і масову частку (%) розчиненої речовини, якщо у 42,34 г насиченого розчину міститься 7,28 г її.

Вирішення. Для визначення розчинності потрібно знайти кількість грамів речовини, розчиненої у 100 г розчинника.

$$\text{Маса розчинника дорівнює: } 42,34 - 7,28 = 35,06 \text{ г.}$$

Складаємо пропорцію: у 35,06 г розчинника — 7,28 г речовини,
а у 100,00 г розчинника — x г речовини.

Звідки $x = 100 \cdot 7,28 : 35,06 = 20,8$ г, тобто у 100 г розчинника за даних умов може розчинитися 20,8 г речовини.

Для визначення масової частки розчиненої речовини складаємо пропорцію: у 42,34 г розчину — 7,28 г речовини, а у 100,0 г розчину — у г речовини.

Тобто $y = 7,28 \cdot 100 : 42,34 = 17,2$ г. Отже, масова концентрація розчину рівна 17,2%.

Приклад 2. Скільки грамів 5%-го розчину можна приготувати із 75 г KCl?

Вирішення за пропорцією: у 100 г 5%-го розчину — 5 г KCl, а у x г 5%-го розчину — 75 г KCl
 $x = 75 \cdot 100 : 5 = 1500$ г розчину.

Приклад 3. У 175 г води розчинено 25 г мідного купоросу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Яка масова частка (%) сульфату міді у цьому розчині?

Вирішення. Якщо розчинена речовина не містить в своєму складі кристалізаційної води, то при розрахунках, пов'язаних з визначенням масової частки, її формула до уваги не приймається. Але якщо розчинена речовина є кристалогідратом, в розрахунках потрібно врахувати кристалізаційну воду, тобто визначити, скільки безводного CuSO_4 міститься у 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

Молярна маса (M) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 250$ г/моль; $M \text{CuSO}_4 = 160$ г/моль.

За пропорцією: у 250 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — 160 г CuSO_4 ,
а у 25 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ — x г CuSO_4

знаходимо, що $x = 25 \cdot 160 : 250 = 16$ г. При цьому загальна маса розчину дорівнює: $175 + 25 = 200$ г.

Для визначення масової частки сульфату міді складаємо пропорцію:

у 200 г розчину — 16 г CuSO_4 ,
а у 100 г — у г CuSO_4 .

Звідки $y = 100 \cdot 16 : 200 = 8$ г. Тобто концентрація розчину дорівнює 8%.

Відсоткову (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 (Рис.). Він 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.

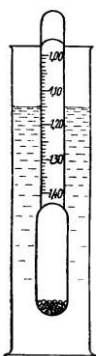


Рис. Ареометр

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. Розрахунки з використанням густини базуються на m

$$\rho = \frac{m}{V}$$

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

Приклад 4. До 400 мл 20% розчину сірчаної кислоти з густиною 1,14 г/мл долили 200 мл води. Яка процентна концентрація розчину, що утворився?

Вирішення. Знаходимо масу вихідного розчину:

$$m = \rho \cdot V; m = 1,14 \cdot 400 = 456 \text{ г.}$$

Розраховуємо кількість H_2SO_4 в цьому розчині за пропорцією:

$$\begin{aligned} 100 \text{ г розчину} & - 20 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 & 456 \text{ г} \\ \text{розчину} & - x_1 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4 & ; \quad x_1 = 20 \cdot 456 \\ & : 100 = 91,2 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4. \end{aligned}$$

Маса розчину, що утворився, дорівнює:

$$456 \text{ г} + 200 \text{ г} = 656 \text{ г оскільки } \rho_{(\text{H}_2\text{O})} = 1 \text{ г/мл.}$$

Складаємо пропорцію і знаходимо процентну концентрацію H_2SO_4 :

656 г розчину — 91,2 г H_2SO_4 100

г розчину — x_2 г H_2SO_4 ; $x_2 = 91,2 \cdot 100$:

656 = 13,9 г H_2SO_4 . Отже, одержали

розчин 13,9% -ної H_2SO_4 .

Іноді в практичній роботі необхідно готувати розчини потрібної (заданої) концентрації шляхом змішування розчинів з іншими концентраціями, або шляхом розведення розчинником розчинів з більш високою концентрацією. При розведенні потрібно знайти співвідношення рідин, що змішуються. Для цього можна використати правило змішування, або, як його ще називають, “правило хреста”.

Концентрація розчину, який потрібно одержати, записується в точці перетинання двох діагоналей, а концентрації вихідних розчинів - біля кінців цих ліній - зліва (більша концентрація - зверху, менша - знизу). Потім по кожній лінії здійснюється віднімання меншого числа від більшого і різниця записується біля вільного кінця лінії справа. Одержані числа справа (зверху і унизу) вказують співвідношення вагових частин кожного розчину, які потрібно взяти для приготування розчину з заданою концентрацією. Розглянемо застосування правила змішування на конкретних прикладах.

Приклад 5. Є два розчини глюкози: 45%-ний і 18%-ний. Потрібно приготувати 540 г 30%-ного розчину.

Вирішення. Складаємо схему для розрахунку вагових частин (ч) кожного з розчинів, які потрібно змішати:

45% \swarrow 12 ч Всього після змішування маємо: 30% \searrow 12 ч + 15 ч
ч = 27 ч, що за масою відповідає 18% 15 ч 540 г 30%-ного розчину.

Отже, 45%-ний розчин потрібно змішати з 18%-ним у співвідношенні відповідно 12 : 15 вагових частин. Далі розраховуємо, яку масу складає одна вагова частина, виходячи з пропорції:

540 г — 27 частин x
— 1 частину.

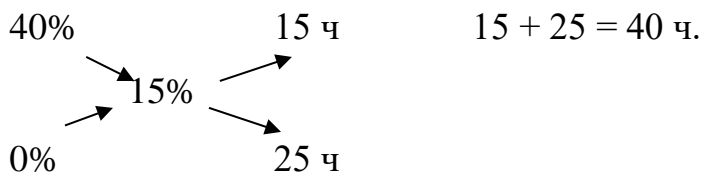
Звідси $x = 540 : 27 = 20$ г.

В результаті, 45%-ного розчину потрібно взяти 12 частин або $12 \cdot 20 = 240$ г, 18%-ного - 15 частин або $15 \cdot 20 = 300$ г.

Якщо необхідно приготувати новий розчин шляхом розведення більш концентрованого розчину водою, розрахунок виконується аналогічно, приймаючи воду за розчин 0%-ної концентрації.

Приклад 6. Приготувати 200 г 15%-ного розчину лугу, виходячи із 40%-ного розчину.

Вирішення: Розрахунок виконується як у попередньому прикладі:



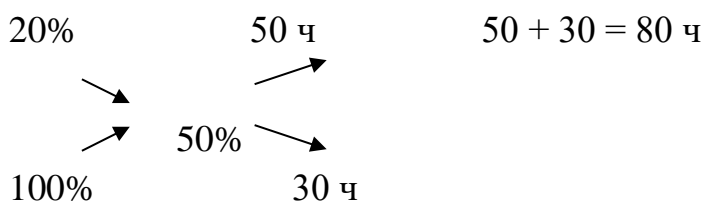
Увесь розчин 200 г складає 40 ч x
 складає 1 ч, тобто $x = 200 : 40 = 5$ г.

Отже, щоб приготувати 200 г 15%-ного розчину лугу, виходячи із 40% розчину, потрібно взяти 15 частин або $15 \cdot 5 = 75$ г 40%-ного розчину лугу, а води - 25 частин, або $25 \cdot 5 = 125$ г H_2O .

При необхідності збільшення концентрації розчину шляхом змішування його з твердою речовиною, останню прирівнюють до розчину з 100%-ною концентрацією. Розрахунки не відрізняються від наведених вище.

Приклад 7. Із 20%-ного розчину лугу необхідно приготувати 500 г 50% розчину, додавши твердий луг.

Вирішення: Складаємо схему для розрахунку вагових частин 20%-ного розчину і твердої речовини, які потрібно змішати.



Знаходимо масову частку однієї вагової частини:

$$\begin{aligned} 500 \text{ г розчину} & - 80 \text{ ч} \\ x \text{ розчину} & - 1 \text{ ч } x \\ & = 500 : 80 = 6,25 \text{ г.} \end{aligned}$$

Отже, для виконання завдання, 20% розчину потрібно взяти $6,25 \cdot 50 = 312,5$ г, а твердого лугу потрібно $6,25 \cdot 30 = 187,5$ г.

Приклад 8. Скільки грамів нітрату калію потрібно для приготування 0,2 л 2 М розчину?

Вирішення: Молекулярна маса KNO_3 дорівнює $39 + 14 + 48 = 101$ в.о. Розраховуємо кількість грамів KNO_3 , що знаходиться у 200 мл 2М розчину. Для цього складаємо пропорцію:

у 1000 мл 2 М розчину — $101 \cdot 2 = 202$ г KNO_3 ,
а у 200 мл 2 М розчину — x .

Звідси $x = 200 \cdot 202 : 1000 = 40,4$ г.

Отже, для приготування 200 мл 2 М розчину потрібно 40,4 г KNO_3 .

Приклад 9. Скільки мл 22% розчину HCl , густина якого 1,11 г/мл, потрібно для приготування 250 мл 0,5 М розчину?

Вирішення: Знаходимо кількість грамів HCl , що міститься у 250 мл 0,5 М розчину. Для цього складаємо пропорцію:

у 1000 мл 0,5М розчину — $36,5 \cdot 0,5 = 18,25$ г HCl ,

а у 250 мл 0,5М розчину — x_1 ; $x_1 = 250 \cdot 18,25 :$

$1000 = 4,56$ г.

Визначаємо, в якій кількості 22% розчину знаходиться 4,56 г HCl .

Складаємо пропорцію: 22 г HCl — у 100 г розчину

а 4,56 г HCl — x_2 ; $x_2 = 4,56 \cdot 100 : 22 = 20,73$ г

розчину.

Переводимо масу розрахованої 22% HCl у об'єм:

$V = m : \rho = 20,73 : 1,11 = 18,6$ мл.

Таким чином, для приготування 250 мл 0,5 М розчину необхідно взяти 18,6 мл 22% HCl .

Приклад 10. 50 мл 0,3 М розчину солі розвели водою до 80 мл. Яка молярна концентрація солі у розчині, що утворився?

Вирішення: Для вирішення такого типу завдань знати формули розчинених речовин не потрібно. При розведенні розчину кількість розчиненої речовини не змінюється, але концентрація розчину зменшується у стільки разів, у скільки разів збільшується об'єм розчину.

Спочатку визначимо кількість молів солі, що міститься у 50 мл

0,3 М розчину. Складаємо пропорцію: 0,3М — у 1000 мл,
а x_1 — у 50 мл ; $x_1 =$
 $0,3 \cdot 50 : 1000 = 0,015$ М.

Тепер визначаємо кількість молів солі, що міститься у 1 л розчину після його розведення: у 80 мл — 0,015 М, а у 1000 мл — x_2 ; $x_2 = 1000 \cdot 0,015 : 80 = 0,1875$ М. Отже, концентрація солі у розведеному розчині 0,1875 М.

Приклад 11. Визначити нормальну концентрацію розчину сірчаної кислоти, в 250 мл якого міститься 24,5 г H_2SO_4 .

Вирішення. Складаємо пропорцію: у
250 мл розчину H_2SO_4 — 24,5 г кислоти;
у 1000 мл розчину H_2SO_4 — x г кислоти; x
 $= 1000 \cdot 24,5 : 250 = 98$ г.

Еквівалент H_2SO_4 дорівнює $1/2$ молярної маси, тобто $98 : 2 = 49$.
Отже, даний розчин є ($98 : 49 = 2$) двонормальним.

Приклад 12. У 2 л розчину міститься 12,6 г HNO_3 . Обчислити нормальну концентрацію даного розчину.

Вирішення: Складаємо пропорцію: у 2 л розчину — 12,6 г
 HNO_3
у 1 л розчину — x HNO_3 ; x
 $= 12,6 : 2 = 6,3$ г.

Еквівалент HNO_3 дорівнює молярній масі — 63 г/моль. Отже, даний розчин є $6,3 : 63 = 0,1$ н.

Приклад 13. Для нейтралізації 40 мл розчину сірчаної кислоти було витрачено 24 мл 0,2 н. розчину лугу. Визначити нормальність вихідного розчину сірчаної кислоти.

Вирішення: Підставляємо значення об'ємів і концентрації лугу у формулу, що відображає закон еквівалентів:

$N(H_2SO_4) = N(NaOH) \cdot V(NaOH) : V(H_2SO_4) = 24 \cdot 0,2 : 40 = 0,12$
н.

Отже, вихідна кислота була 0,12 н.

Приклад 16. Обчислити титр 0,5 М сірчаної кислоти.

Вирішення: Молярна маса сірчаної кислоти дорівнює 98 г/моль.

Титр дорівнює:

$$T_{\text{H}_2\text{SO}_4} = C_m \cdot M_M : 1000 = 0,5 \cdot 98 : 1000 = 0,049 \text{ г/мл}$$

Приклад 17. Визначити титр децинормального розчину НСІ.

Вирішення: Молярна маса НСІ дорівнює 36,5 г/моль. Оскільки соляна кислота одноосновна, її еквівалент буде дорівнювати молярній масі. Обчислюємо титр: $T_{\text{НСІ}} = N \cdot E : 1000 = 0,1 \cdot 36,5 : 1000 = 0,00365 \text{ г/мл}$.

Гравіметричний метод аналізу. Особливості розрахунків у методі гравіметрії.

Ваговий аналіз виконується в такій послідовності, з дотриманням таких умов:

□ під час аналізу необхідно запобігати втратам речовини, яку визначають;

□ речовина, яку виділяють перед зважуванням, повинна бути одержана хімічно чистою;

□ з осаду шляхом промивання і наступного висушування або прожарювання повинні бути видалені всі домішки так, щоб речовина, яку зважують, мала точно відомий склад, який можна виражати формулою.

Для цього необхідно виконати наступні операції:

- розрахувати і взяти наважку речовини, яку аналізують;
- перевести наважку в розчин;
- осадити ту складову частину речовини, яка визначається;
- відфільтрувати осад і промити його;
- спалити (озолити) фільтр і прожарити осад;
- визначити масу осаду;
- розрахувати результати аналізу.

Як уже було вказано, будь-який аналіз речовини починається з взяття наважки. Наважку негігроскопічної сполуки зручніше всього брати на годинниковому скельці. Для цього спочатку визначають

масу скла, а потім – масу скла з речовиною, яку аналізують. За різницею цих величин розраховують величину наважки.

Аналізуючи добре розчинні хімічні сполуки, їх розчинення проводять в холодній чи гарячій дистильованій воді. Якщо ж речовина малорозчинна чи практично нерозчинна у воді, то в якості розчинника можна використати кислоти, розчини лугів і солей.

В ході аналізу найбільш важливою операцією є процес осадження. Від правильного вибору осаджувача і умов осадження в значній мірі залежить точність результатів аналізу.

У ваговому аналізі розрізняють осаджувану і вагову форми.

Осаджуваною формою називається та сполука, яка осаджується з розчину при дії на нього відповідними реактивами (осаджувач).

Ваговою формою називається сполука, яку зважують для одержання кінцевих результатів аналізу.

Осаджувана форма повинна задовольняти наступним умовам:

□ мала розчинність, що характеризується низьким значенням добутку розчинності (ДР). Практично повне осадження досягається, якщо ДР осаду сполуки типу MeAn не перевищує $1 \cdot 10^{-8}$;

□ крупнокристалічна структура осаду для полегшення його фільтрування і промивання. Менш зручні осади дрібнокристалічні і ще менше – осади аморфної структури;

□ осаджувана форма повинна досить легко і повністю переходити у вагову форму.

Вагова форма повинна задовольняти наступним умовам:

□ склад вагової форми повинен точно відповідати її хімічній формулі;

□ вагова форма повинна бути достатньо хімічно стійкою і не змінювати свій склад при контакті з повітрям внаслідок поглинання вологи, газів, окислення тощо;

□ вміст елемента, який визначається, у ваговій формі повинен бути якомога меншим, щоб знизити вплив помилок зважування на результати аналізу.

При виборі осаджувача необхідно перш за все враховувати, що один з його іонів повинен утворювати з іоном, який визначається, осад з якомога меншим ДР (величини ДР наведено в Додатку 3).

Добуток розчинності (ДР) – стала величина, яка чисельно дорівнює добутку концентрацій іонів в насиченому розчині сполуки. Згідно правила добутку розчинності, утворення осадів відбувається в тому випадку, коли добуток концентрацій (активностей) іонів в розчині перевищить величину ДР сполуки, яка осаджується, за даної температури. У ваговому аналізі практично повним осадження вважається в тому випадку, коли кількість речовини, що залишається в розчині, не перевищує 0,0002 г, тобто знаходиться в межах точності зважування на аналітичних терезах.

Так, наприклад, вміст Ва в його розчинних солях можна визначати ваговим методом, одержуючи осад BaC_2O_4 , BaCO_3 , BaSO_4 чи $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$. ДР цих сполук різний (Табл. 10), отже, в розчині над осадом залишиться різна кількість іонів Ba^{2+} і точність аналізу залежатиме від вірного вибору осаджувача. Наприклад, використання H_2SO_4 як осаджувача дає можливість переводити з розчину в осад не всі іони барію, а значну їх частину, за винятком кількості x :

$$\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = 1,1 \cdot 10^{-10} \quad ; \quad \text{ДР}(\text{BaSO}_4) = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}];$$

$$\text{ДР}(\text{BaSO}_4) = [x][x]; \quad \text{ДР}(\text{BaSO}_4) = x^2; \quad x^2 = 1,1 \cdot 10^{-10}; \quad x = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} \approx 10^{-5} \text{ г-іон/л.}$$

Звідси маса Ва, що залишиться в 1 л насиченого розчину над осадом BaSO_4 , є: $m_{\text{Ba}} = x \cdot A_{\text{Ba}} = 10^{-5} \cdot 137,33 = 0,00137 \text{ г} = 1,37 \text{ мг}$.

Результати аналогічних розрахунків для інших осадів (Таблиця 10) свідчать, що для осадження Ba^{2+} незадовільні результати при осадженні оксалату ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$), карбонату (CO_3^{2-}), задовільні — сульфату та фосфату.

Для практично повного осадження іона достатньо 1,5–2 – кратного надлишку осаджувача від розрахованої стехіометричної кількості. Крім того, бажано, щоб осаджувач був речовиною легкою, оскільки при цьому його надлишок може бути видалений з осаду при прожарюванні.

Таблиця 10. Розрахунок втрат іонів барію при використанні різних осаджувачів

Склад осадів	ДР осадів	Маса неосадженого Ba^{2+} в мг на 1 л розчину	Процент втрат Ba^{2+} із розрахунку одержання 0,5 г осаду з 1 л розчину
BaC_2O_4	$1,1 \cdot 10^{-7}$	45,6	15,0 %
$BaCO_3$	$5,1 \cdot 10^{-9}$	9,8	2,8 %
$BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$	1,4	0,5 %
$Ba_3(PO_4)_2$	$6,0 \cdot 10^{-39}$	0,004	0,001 %

Таблиця 11. Умови одержання крупнокристалічних осадів

Умови осадження	Ефект, що досягається
1. Осадження ведуть з розведених розчинів досліджуваної речовини і осаджувача	1. Випадання осаду вповільнюється, що перешкоджає утворенню дрібних кристалів і співосадженню домішок
2. Розчин осаджувача додають повільно, по краплям, постійно перемішуючи	2. Краплі розчину осаджувача розводяться великим об'ємом розчину, що аналізується, внаслідок чого попереджується локальне пересичення; осад поглинає менше домішок осаджувача
3. Осадження ведуть з підігрітого досліджуваного розчину гарячим розчином осаджувача	3. Підвищення температури збільшує розчинність осаду, що перешкоджає пересиченню розчину і сприяє формуванню крупних кристалів
4. Одержаний осад витримують 1,5-2 години на гарячій водяній бані і залишають для визрівання на 12 – 24 години	4. При визріванні дрібні кристали розчиняються і за їх рахунок ростуть великі

Умови одержання крупнокристалічних осадів.

Дрібнозернисті осадки можуть проходити крізь пори фільтра або забивати їх, що сповільнює процес фільтрування і знижує точність аналізу. Щоб уникнути похибок такого роду, необхідно в процесі осадження одержувати крупні кристали, що досягається при виконанні умов, перерахованих в Табл. 11.

Лабораторна робота №10. Експериментальна контрольна задача на визначення вмісту кристалізаційної і гігроскопічної води в солі гравіметричним методом.

Мета роботи: Визначити кристалізаційну воду у твердій речовині, яка входить до її складу.

Матеріали та обладнання: кристалічна сіль $\text{BaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, бюкс для висушування, сушильна шафа, аналітичні терези, калькулятор.

Хід виконання роботи:

1. Виконати дослідження за прописом в лабораторній роботі.
2. Розрахувати вміст кристалізаційної води у хлориді барію.
3. Записати точну формулу сполуки з врахуванням кристалізаційної води.
4. Оформити звіт про виконану роботу.

1. Визначення кристалізаційної води.

Визначення води у твердих речовинах – важливе визначення, оскільки вода часто є основною частиною досліджуваних речовин. Вміст води визначають як прямим, так і непрямим шляхом.

Як відомо, кристалізаційною називають воду, яка входить в структуру кристалів деяких речовин – кристалогідратів. Вміст кристалізаційної води в кристалогідратах відповідає певним хімічним формулам, наприклад $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ та ін. Внаслідок цього кристалізаційну воду називають також стехіометричною водою.

При нагріванні кристалогідрати розкладаються з виділенням води. На цьому основано визначення вмісту кристалізаційної води в більшості кристалогідратів методом відгонки. Так, наприклад, наважку речовини $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ поміщають в бюкс (див. Рис. 9), нагрівають до $120 - 125^\circ\text{C}$ в сушильній шафі (див. Рис. 14) до тих пір, поки маса речовини не стане постійною (висушування до постійної маси).

Досягнення постійної маси свідчить про те, що вся кристалізаційна вода вже видалена. Маса її рівна різниці від маси речовини.

Для того, щоб перевірити правильність результату по формулі Барію хлориду потрібно брати перекристалізовану хімічно чисту сіль.

Хід визначення:

Взяття наважки. Ретельно вимитий бюкс висушують в сушильній шафі, охолоджують, не закриваючи кришки. Потім точно зважують бюкс разом з кришкою на аналітичних терезах. Далі поміщають в нього біля 1,5 г свіжеперекристалізованого $BaCl_2 \cdot 2H_2O$, закривають кришкою і знову точно зважують. (Зручніше спочатку приблизно зважити 1,4 – 1,5 г речовини на технічних терезах і тільки після цього зважити бюкс з речовиною на аналітичних терезах).

Висушування. Бюкс з відкритою кришкою (кришка поряд з бюксом) ставлять в сушильну шафу. Витримують бюкс в шафі при температурі $t = 125^\circ\text{C}$ приблизно 2 години. Потім за допомогою тигельних щипців (див. Рис. 17) переносять бюкс і кришку в ексикатор (Рис) і витримують 20 хвилин. Після цього бюкс закривають кришкою і точно зважують. Далі знову ставлять бюкс з речовиною в сушильну шафу і витримують його, відкривши кришку, біля 1 години, повторно охолоджують в ексикаторі і знову зважують.



Рис. Ексикатор

Якщо друге зважування дає той же самий результат, що і перше або відрізняється не більше ніж на 0,0002 г, можна вважати, що кристалізаційна вода видалена практично повністю. В іншому випадку висушування з періодичним зважуванням повторюють до тих пір, поки не буде досягнута постійна маса речовини. Результати всіх повторних зважувань обов'язково записують в лабораторний зошит, навіть якщо вони однакові.

Обчислення.

Розглянемо *приклад*. При визначенні кристалізаційної води були отримані такі результати:

<u>Маса бюкса з речовиною</u>	9,5895 г	
Маса бюкса.....	8,1320	г
Наважка $BaCl_2 \cdot 2H_2O$	1,4575 г	
<u>Маса бюкса з речовиною після висушування</u>		
1-е висушування.....	9,3758 г	
2-е висушування.....	9,3747 г	
3-е висушування.....	9,3749 г	

Відкинувши результат першого висушування (9,3758 г), знаходять масу кристалізаційної води в наважці, використовуючи середнє значення після висушування (9,3748 г):

$$9,5895 - 9,3748 = 0,2147 \text{ г}$$

Процентний вміст кристалізаційної води в $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ обчислюють з пропорції:

В наважці **1,4575 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$** міститься **0,2147 г води H_2O**

а в **100 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$** **x г води H_2O**

або

Наважка **1,4575 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$** складає 100%

Маса кристалізаційної води **0,2147 г** x%

$$x = \frac{0,2147 \cdot 100}{1,4575} = 14,73 \text{ г (\%)}$$

Перевірка точності визначення. Для перевірки одержану величину порівнюють з теоретично обчисленим значенням процентного вмісту H_2O в речовині $BaCl_2 \cdot 2H_2O$.

1 моль (**244,3 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$**) містить 2 моль (**36,03 г H_2O**)

а в **100 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$** **y г H_2O**

$$y = \frac{36,03 \cdot 100}{244,3} = 14,75\%$$

Абсолютна похибка складає **14,73% - 14,75% = -0,02%**

$$\text{Відносна похибка : } D = \frac{(-0,02) \cdot 100}{14,75} \approx -0,14\%$$

Ця похибка пояснюється неточністю зважування. Абсолютна похибка не повинна перевищувати $\pm 0,05\%$.

2. Визначення гігроскопічної води.

Тверді речовини адсорбують на своїй поверхні водяні пари з повітря. Адсорбована вода називається *гігроскопічною водою*. На відміну від *кристалізаційної води* вміст *гігроскопічної води* не постійний і тому не може бути відображений в хімічній формулі речовини.

Речовини з дуже великою поверхнею можуть адсорбувати значні кількості води і при цьому зберігати вигляд сухого порошку. *Гігроскопічна вода* знаходиться в динамічній рівновазі з водяними парами повітря. Тому вона частково видаляється з речовини в процесі зберігання в сухому приміщенні.

Більш повне видалення і кількісне визначення *гігроскопічної води* в речовинах досягається методом, аналогічним як і при визначенні *кристалізаційної води*, тобто висушуванням речовини до постійної маси при 105 - 130°C.

Бюкс для аналізу попередньо висушують при 105 - 130°C і зважують. Потім беруть наважку біля 2-5 г добре подрібненої досліджуваної речовини (середня проба) і висушують її при 105 - 130°C до постійної маси. За різницею маси визначають кількість видаленої *гігроскопічної води*. Результат визначення виражають у відсотках (%) до наважки речовини.

Метрологічні характеристики кількісних методів аналізу

Гравіметричний та титриметричні методи відіграють провідну роль у сучасній аналітичній хімії. Область практичного застосування цих методів розширюється завдяки використанню нових органічних реагентів у гравіметрії, комплексонів у комплексонометрії та удосконаленню хіміко-аналітичного обладнання.

Як і при будь-якому вимірюванні, результати аналітичного визначення завжди мають деяку похибку. Оцінка похибки результату є важливою частиною аналізу, а сама похибка – його важливою характеристикою.

Класифікація похибок

Донедавна широке розповсюдження мав термін «помилка вимірювання». Згідно з ГОСТ 16263-70 цей термін відноситься до категорії nereкомендованих.

Похибкою вимірювання називають відхилення результату вимірювання від істинного значення величини, яку вимірюють. Абсолютна похибка аналізу дорівнює:

$$\Delta x_i = x_i - \bar{x}; \quad (1) \text{ де } \Delta x_i - \text{абсолютна}$$

похибка вимірювання; x_i – результат аналізу; \bar{x} – істинний вміст у пробі компоненту, який аналізують.

Відношення абсолютної похибки до істинного значення величини, яку вимірюють, називається *відносною похибкою вимірювання*. Як правило, абсолютна похибка вимірювання виражається в процентах, хоча можна використовувати і частки:

$$\Delta x_i = \frac{|x_i - \bar{x}|}{\bar{x}} \cdot 100\% \quad (2) \text{ т}$$

Похибка вимірювання залежить від багатьох факторів: класу точності приборів, що застосовуються; методики вимірювання; індивідуальних особливостей спостерігача тощо.

Похибка вимірювання, яка при повторних вимірюваннях залишається постійною або закономірно змінюється, називається *систематичною*.

Знак систематичної похибки не змінюється від досліду до досліду. Систематична похибка або тільки занижує, або тільки завищує результат.

Похибка, яка при повторних вимірюваннях змінюється випадковим чином, називається *випадковою похибкою* вимірювання.

Знак випадкової похибки в серії вимірювань не залишається постійним і від досліду до досліду змінюється.

Грубі похибки, що суттєво перевищують очікувані при даних умовах, називаються *промахами*. Вони бувають, як правило, наслідками грубих оперативних погрішностей аналітика (втрата розчину з осадом при фільтруванні, втрата осаду при прожарюванні чи зважуванні тощо).

Систематичні похибки

Джерела систематичних похибок доволі численні. Найбільше значення з них мають похибки, зумовлені приладами, які застосовуються, реактивами, похибками методу та похибками, пов'язаними з індивідуальними особливостями аналітика (чутливість кольорового зору тощо).

Джерелом систематичної похибки може бути застосування неперевірених важків, некаліброваного мірного посуду тощо. Часто їх можна суттєво зменшити введенням поправок, які знаходять при калібруванні чи порівнянні одержаних результатів з результатами вимірювання на іншому приладі, що має більш високий клас точності та наперед відому меншу систематичну похибку. Використання реактиву, що містить компонент, який визначається, або домішку, яка заважає, також викликає систематичну похибку. Ретельне попереднє очищення реактиву зменшує її практично до нуля.

Похибки методів залежать від властивостей системи, яку аналізують (наприклад, від розчинності осаду при осадженні або промиванні, нестійкості у часі розчинів, які фотометрують; неповноти протікання реакції тощо). Методичні похибки часто залишаються непоміченими. Суттєве значення мають також оперативні та особисті похибки, пов'язані з операціями, що виконуються при аналізі, та залежать головним чином від кваліфікації аналітика та його здібностей. Виявлення та усунення систематичних похибок базується на критичній оцінці всіх операцій в ході аналізу з точки зору можливих перешкод.

Найбільш розповсюдженими практичними прийомами виявлення систематичної похибки є виконання аналізів незалежним методом, проведення холостого досліду та аналізу стандартних зразків. ***Випадкові похибки***

Випадкові похибки не мають певного знаку та сама назва “випадкові” вказує на відсутність будь-якої закономірності у появі похибки цього типу. Існування випадкових похибок виявляється, наприклад, в тому, що результати паралельних аналізів майже завжди трохи відрізняються один від одного, навіть якщо всі джерела систематичних похибок враховані за допомогою відповідних поправок. Поява випадкових похибок зазвичай розглядається як випадкова подія і ці похибки обробляють на основі теорії ймовірності та математичної статистики.

Тема 2. Основні теоретичні положення титриметрії та методу кислотно-основного титрування (методу нейтралізації).

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 запаєних ампулах, вміст яких потрібно кількісно, дотримуючись певних вимог (рис. Приготування титрованого розчину із фіксаналу), перенести в мірну колбу відомого об'єму.

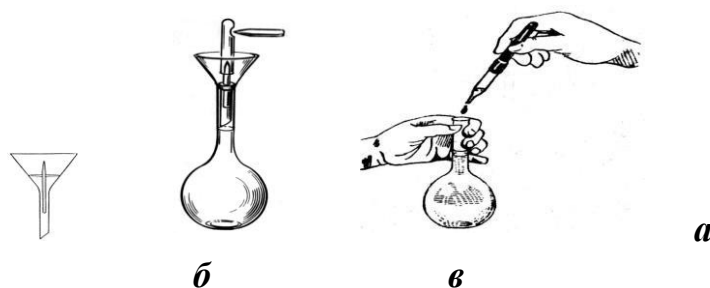


Рис. Приготування титрованого розчину із фіксаналу: *а* – воронка із скляним бойком; *б* – розбивання ампул з реактивом; *в* – остаточне доведення рідини в мірній колбі до мітки.

Розчини з встановленим титром (вторинні стандарти) спочатку готують з приблизною концентрацією, а потім уточнюють її шляхом титрування розчином з приготованим титром.

В більшості методів титриметричного аналізу використовуються вихідні речовини, з яких одержують 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 будьяка 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. *Літр* – це об'єм, який займає маса води в 1кг 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 см³.

Для точного вимірювання об'єму в мілілітрах застосовуються циліндри бюретки, мірні колби, піпетки (Рис. Мірний посуд), тощо.

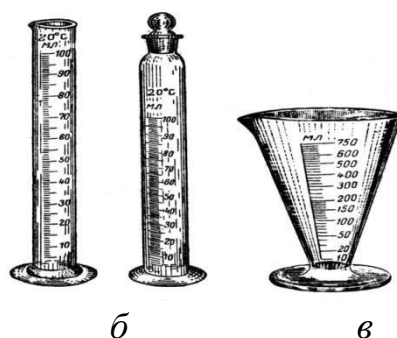


Рис. Мірні циліндри (а, б) та мензурка (в) :

а - звичайний; б – з притертою пробкою.

Бюретка (рис. а-в) являє собою скляну трубку, градуйовану на цілі та десяті частини мілілітра, що перекривається внизу скляним краном (рис. а) або іншим пристосуванням, наприклад, гумовим перехідником із пружинним металевим затискачем (затискачем Мора).

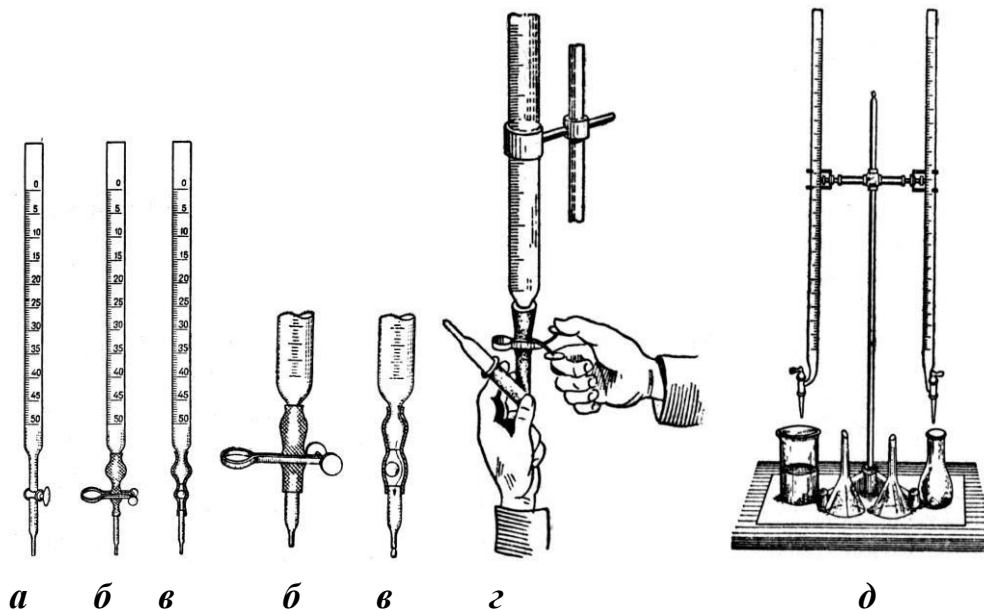


Рис. Бюретки об'ємні для титрування: а – з прямим скляним краном; б – з пружинним металевим затискачем; в – із затискачем у вигляді скляної

кульки; z - видалення повітря із кінчика бюретки; d – набір посуду для титрування.

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 $1\frac{1}{2}$ був опущений 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 (рис.). Поліпшує якість вимірювання використання чорного екрану (рис. б), на фоні якого краще видно положення меніску прозорого розчину. Для забарвлених реактивів встановлення рівня рідини в бюретці проводиться по верхньому меніску (рис. в).
5. Перед початком роботи необхідно видалити із наконечника бюретки пухирці повітря (перед тим, як встановлювати нульовий рівень рідини) (рис. г).
6. Рідину із бюретки виливати повільно, невеликими порціями, не дозволяючи витікання струменем.

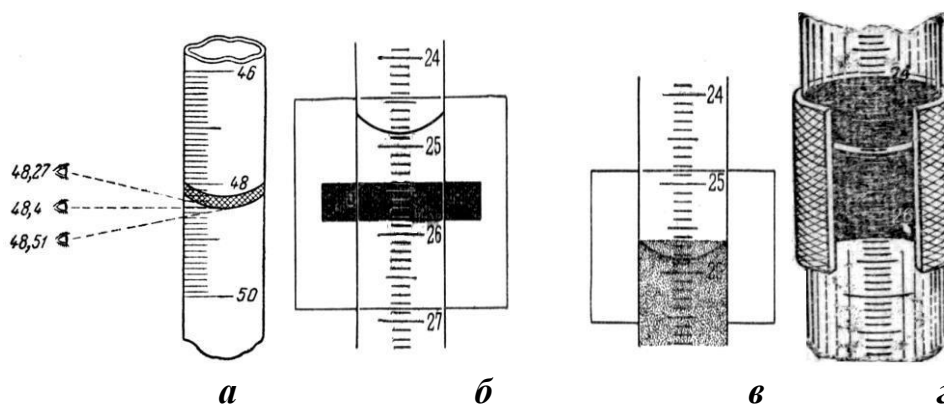


Рис. Відлік за шкалою бюретки: *a* – в залежності від положення ока спостерігача (вірно 48,4 мл); *б* – відлік за допомогою білого екрану з чорною смужкою (вірно 24,85 мл); *в* – відлік рівня забарвленого розчину по верхньому меніску (вірно 25,65 мл); *г* – відлік за допомогою відрізка гумової трубки меніска прозорої рідини (вірно 25,0 мл).

Мірні колби (рис.) 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.

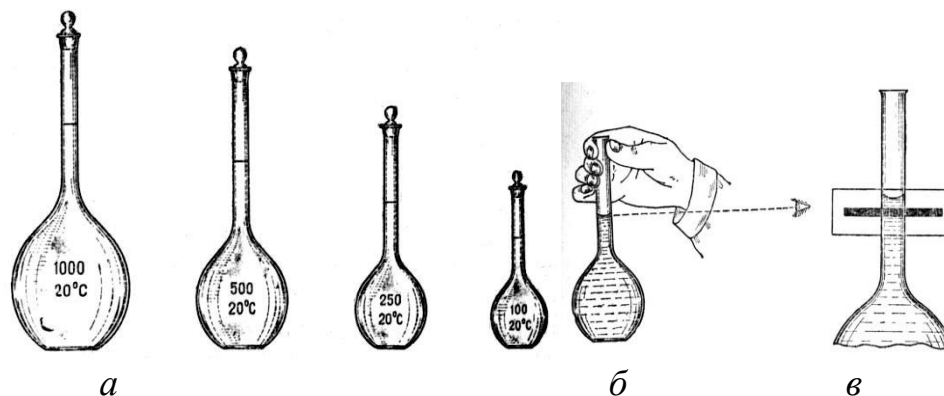


Рис. Мірні колби різного об'єму (а) та встановлення меніску рідини в колбі на рівні ока (б) і спостереження за ним на фоні чорного екрану (в)

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 водою.
3. Налити у колбу дистильовану воду кімнатної температури приблизно до її половини і перемішати розчин до повного розчинення речовини. Потрібно прийняти до уваги, що при цьому розчин може охолоджуватися (при розчиненні, наприклад, NH_4NO_3) або нагріватися (при розчиненні, наприклад, H_2SO_4). В цьому випадку потрібно почекати, поки температура розчину зрівняється з кімнатною.
4. Після цього в колбу долити воду майже до риски. Останні краплі води потрібно добавляти дуже обережно, поки нижній меніск рідини в колбі торкнеться кільцевої помітки на її шийці. Для цього зручно користуватися піпеткою (Рис.) або крапельницею (див. Рис. 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 рисою колби (Рис. б). Полегшить цю процедуру

- спостереження за рівнем меніску у мірній колбі на фоні чорного екрану (Рис. 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.

Перевірка мірного посуду

Мірний посуд калібрують, тобто наносять на поверхню скла риски і поділки, що позначають певний об'єм. Це звичайно роблять з цілком достатньою для кількісного аналізу точністю. Проте інколи виникає потреба перевірити об'єм мірного посуду. Для цього простіше всього зважити вилиту з піпетки (колби чи бюретки) воду в повітрі при температурі навколишнього середовища. Об'єм води в мілілітрах у цьому випадку чисельно вже не дорівнюватиме масі води в грамах. Справжній об'єм можна зайти внесенням певних поправок.

Піпетка (Рис. а) призначена для відбору певного об'єму розчину (аліквотної дози). Піпетка звичайно 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 тільки 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 піпетку з рота 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. б).

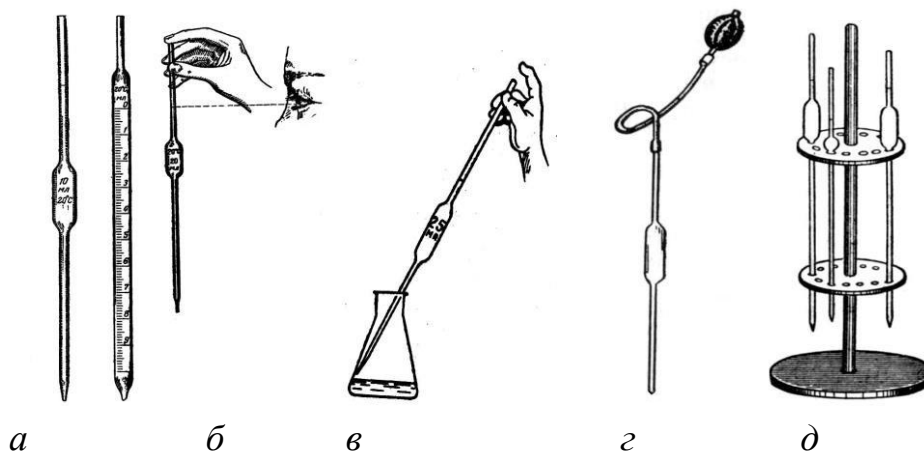


Рис. Мірні піпетки (а): б - положення піпетки для встановлення меніска рідини на рівні риски; в – виливання рідини із піпетки; г – піпетка з гумовою грушею для набирання хімічних реагентів; д – штатив для зберігання піпеток.

5. При виливанні розчину із піпетки палець повністю від отвору не віднімати, щоб рідина витікала повільно, інакше значна частина її залишиться на стінках піпетки (Рис. в).
6. Коли вся рідина витече, відняти 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 каплю розчину, яка утримується капілярними силами поверхневого натягу.
7. Розчини летких чи шкідливих речовин втягувати в піпетку не ротом, а з допомогою гумової груші (Рис. г) чи спеціального пристрою – піпеткидозатора.

В методі нейтралізації відповідно до сили кислот і основ можливі такі типи кислотно-основної взаємодії:

- між сильною кислотою і сильною основою;
- між сильною кислотою і слабкою основою;
- між слабкою кислотою і сильною основою; –
- між слабкою кислотою і слабкою основою.

Внаслідок взаємодії кислоти і основи утворюються сіль і вода. У першому випадку утворюється сіль сильної кислоти і сильної основи. Такі солі у водних розчинах не зазнають гідролізу і в точці еквівалентності, коли кислота повністю нейтралізована лугом, реакція

буде нейтральною, тобто рН дорівнюватиме 7. Як приклад титрування сильної кислоти сильною основою можна навести взаємодію між гідроксидом натрію і соляною кислотою. Внаслідок реакції утворюється хлорид натрію, розчин якого має нейтральну реакцію: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

У другому випадку в точці еквівалентності утворюється сіль сильної кислоти і слабкої основи. Прикладом такого титрування є взаємодія між гідроксидом амонію і соляною кислотою: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.

Солі слабких основ і сильних кислот у водних розчинах гідролізують: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$;

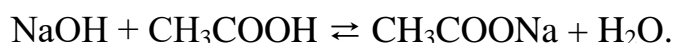
або в іонному вигляді: $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$; NH_4^+

$+ \text{HOH} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$.

В результаті реакції гідролізу в розчині реакція середовища – кисла, тому точка еквівалентності при титруванні слабкої основи сильною кислотою буде при рН \square 7. Точне значення рН можна розрахувати за формулою (10): $\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{основи}} - \frac{1}{2} \lg C_{\text{солі}}$, (10) 2

де $\text{pK}_{\text{основи}}$ – від’ємний десятковий логарифм константи дисоціації слабкої основи, тобто $\text{pK} = -\lg K_{\text{дисоціації основи}}$; $C_{\text{солі}}$ – концентрація розчину солі, моль/л.

При титруванні слабкої кислоти сильною основою утворюється сіль сильної основи і слабкої кислоти. Наприклад:



Солі слабких кислот і сильних основ у водних розчинах гідролізуються: $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH}$; або в

іонному вигляді: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

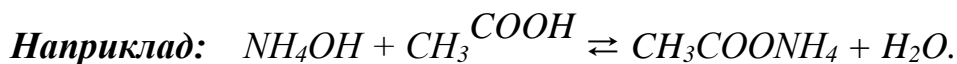
;

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{HOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$.

В результаті реакції гідролізу в розчині реакція середовища – лужна, тому точка еквівалентності при титруванні слабкої кислоти сильною основою буде при рН \square 7. Точне значення рН можна розрахувати за формулою (11): $\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{кислоти}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{солі}}$, (11)

де $pK_{\text{кислоти}}$ – від’ємний десятковий логарифм константи дисоціації слабкої кислоти, тобто $pK = -\lg K_{\text{дисоціації кислоти}}$; $C_{\text{солі}}$ – концентрація розчину солі, моль/л.

При титруванні слабкої кислоти слабкою основою в точці еквівалентності утворюється сіль слабкої основи і слабкої кислоти.



Солі слабких кислот і слабких основ у водних розчинах гідролізуються: $CH_3COONH_4 + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH + CH_3COOH$; або в іонному вигляді: $CH_3COO^- + NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + NH_4OH$.

У цьому випадку реакція розчину залежить від сили кислоти і основи; якщо кислота і основа однакової сили (константи дисоціації їх рівні), то розчин матиме нейтральну реакцію ($pH \approx 7$). Якщо ж сильнішою буде кислота, то реакцію розчину буде слабкокислою, а при більшій силі основи порівняно з кислотою – слабколужною. Точне значення pH можна розрахувати за формулою (12):

$$pH = 7 + \frac{1}{2} (pK_{\text{кислоти}} - pK_{\text{основи}}) \quad (12)$$

де $pK_{\text{кислоти}}$ – від’ємний десятковий логарифм константи дисоціації слабкої кислоти, тобто $pK = -\lg K_{\text{дисоціації кислоти}}$; $pK_{\text{основи}}$ – від’ємний десятковий логарифм константи дисоціації слабкої основи, тобто $pK = -\lg K_{\text{дисоціації основи}}$.

Загальна характеристика кислотно-основних індикаторів

При титруванні до розчину одного компонента додають розчин другого компонента, поки не буде досягнуто точки еквівалентності, тобто поки кількості доданого і взятого для аналізу компонентів будуть еквівалентними. У методі нейтралізації розчин кислоти титрують розчином лугу чи навпаки. Для визначення кінця титрування застосовують індикатори. Практично неможливо вибрати індикатор, який показав би кінець титрування в точці еквівалентності. Тому точку кінця титрування, яку визначають індикатором, називають *кінцевою точкою титрування*. Остання майже завжди відрізняється від *теоретичної точки еквівалентності (т.т.е.)*. Т.т.е. в методі кислотноосновного титрування являє собою таке значення pH, при якому речовини прореагували між являє собою таке значення pH, при якому речовини прореагували між собою у строго еквівалентних

кількостях. Чим більше ці точки відрізняються одна від одної, тим більша похибка титрування.

Індикатори методу кислотно-основного титрування є слабкими органічними кислотами або основами, молекулярна форма яких має інше забарвлення, ніж іонна. Кислотно-основні індикатори бувають одно- і двоколірними. Одноколірні мають забарвлення лише в одній, звичайно іонній (сольовій) формі. Їх забарвлення залежить від рН розчину.

У водних розчинах кислотні індикатори дисоціюють на іони:

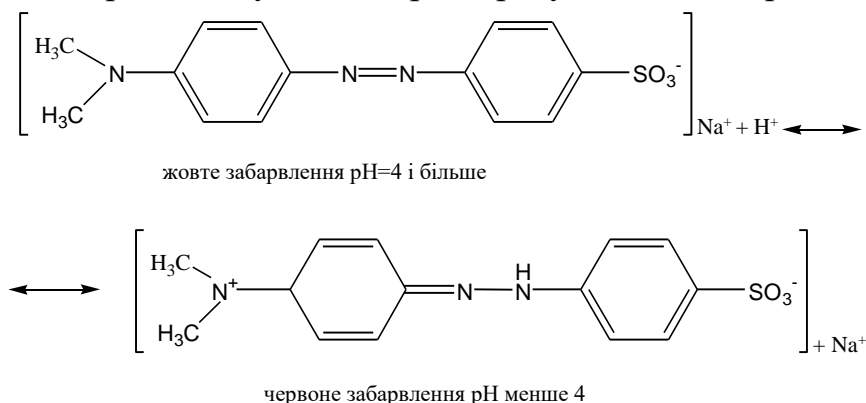


Характеристикою такого індикатору є його константа дисоціації:

$$K_{\text{HInd}} = \frac{[\text{H}^+][\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} \quad (14)$$

Залежно від значення константи дисоціації кислотно-основні індикатори поділяють на *сильні, проміжні і слабкі*.

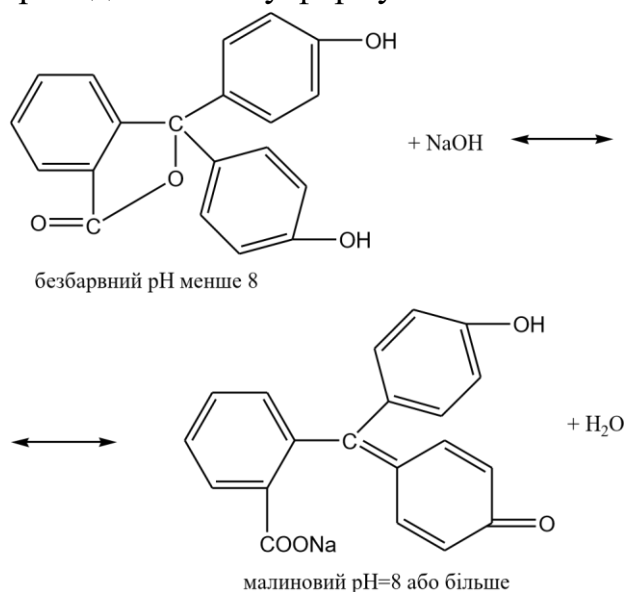
Сильні індикатори характеризуються $K_{\text{HInd}} \ll 10^{-7}$ і змінюють своє забарвлення в кислому середовищі при $\text{pH} \ll 7$. Типовим представником цієї групи є *метилоранж* (метилоранж). Він є амфотерним електролітом, який і в нейтральних, і в лужних розчинах перебуває в іонному стані. Зміна структури метилоранжу при переході з лужних і нейтральних розчинів у кислі характеризується таким рівнянням:



Індикатори проміжної сили змінюють своє забарвлення при $\text{pH} \approx 7$.

До цієї групи індикаторів належить *лакмус нейтральний* (чи просто лакмус), який змінює своє забарвлення при $\text{pH} = 6,8 - 7,2$ з рожевого у кислому середовищі на синє в лужному.

Слабкі індикатори змінюють своє забарвлення в слабколужному середовищі. Типовим представником цієї групи індикаторів є фенолфталеїн, дві гідроксидні групи якого мають кислотний характер. При переході в сольову форму змінюється структура фенолфталеїну:



При великій концентрації лугу (рН = 13,5-14) фенолфталеїн переходить в іншу, безбарвну форму.

Інтервал переходу індикатора. Забарвлення індикатора залежить від концентрації водневих іонів розчину. Далі розглядається характер цієї залежності для кислотних індикаторів. Установлені закономірності справджуються також для індикаторів інших типів.

З рівняння (14) виходить, що стан рівноваги між молекулярною та іонною формами індикатора залежить від величини рН розчину. З константи дисоціації індикатора можна обчислити межі рН, в яких змінюється його забарвлення у розчині. При цьому треба мати на увазі, що людське око помічає зміну забарвлення розчину лише в тому випадку, коли не менш як 10% загальної кількості індикатора переходить з однієї забарвленої форми в іншу.

Виходячи з рівняння (15), можна записати:

$$\frac{[H^+][Ind^-]}{[Ind]} = [K_{HInd}] \quad (15)$$

$$\text{звідки } pH = pK_{HInd} + \lg \frac{[Ind^-]}{[HInd]} = pK_{HInd} + \frac{10}{90} \lg [K_{HInd}] - 1 \quad (16)$$

$$\text{або } pH = pK_{HInd} + \lg \frac{90}{10} [K_{HInd}] + 1.$$

Отже, інтервал кислотності розчину, в межах якого відбувається помітна для людського ока зміна забарвлення індикатора, визначається рівнянням:

$$pH = pK_{HInd} \pm 1. \quad (17)$$

Цей інтервал рН називають *інтервалом переходу* індикатора. Для переважної більшості індикаторів інтервал переходу за рівнянням (17) лежить у межах двох одиниць рН. Проте слід відзначити, що величина інтервалу переходу до деякої міри залежить також від індивідуальних особливостей індикатора, зокрема від кольору та інтенсивності забарвлення його молекулярної і сольової форм. Характеристику ряду таких індикаторів наведено в *Таблиця 12*.

Таблиця 12. Характеристика деяких кислотно-основних індикаторів

№	Назва	Інтервал переходу	pT	Масова частка, %; розчинник	Забарвлення індикатора	
					в кислому середовищі	в лужному середовищі
1.	Пентаметоксичервоний	1,2 – 3,3	2,0	0,1; спирт (70%)	червонофіолетове	безбарвне
2.	Тропеолін 00	1,4-3,2	2,3	1,0; 0,1; 0,001; вода	червоне	жовте
3.	Метилловий жовтий	2,9 – 4,0	3,4	0,1; 0,01; спирт (90%)	червоне	жовте
4.	Бромфеноловий синій	3,0 – 4,6	3,8	0,1; спирт (20%)	жовте	синє
5.	Метилловий оранжевий	3,1 – 4,4	3,8	0,1; вода	червоне	оранжевожовте
6.	Конго червоний	3,0 – 5,2	4,1	0,1; вода	синьфіолетове	червоне
7.	Бромкрезоловий синій (зелений)	3,8 – 5,4	4,6	0,1; спирт (20%)	жовте	синє
8.	Метилловий червоний	4,4 – 6,4	5,4	0,1; 0,2; спирт (60%)	червоне	жовте
9.	Лакмоїд	4,4 – 6,4	5,4	0,2; 0,5; спирт (90%)	червоне	синє
10.	Хлорфеноловий червоний	5,0 – 6,6	5,8	0,1; спирт (20%)	жовте	червоне
11.	Алізарин	5,6 – 6,8	6,2	0,02; спирт (90%)	жовте	пурпурне

12.	Бромтимоловий синій	6,0 – 7,6	6,8	0,02; спирт (90%)	жовте	синє
13.	Нейтральний червоний	6,8 – 8,0	7,4	0,1; спирт (60%)	червоне	бурштиново - жовте
14.	П-нафтолфталеїн	7,4 – 8,6	8,0	1,0; 0,1; спирт (50%)	жовторожеве	синьозелене
15.	Крезолфталеїн	8,2 – 9,8	9,0	0,5; спирт (90%)	безколірне	червоне
16.	Фенолфталеїн	8,2 – 10,0	9,1	1,0; 0,1; спирт (60%)	безколірне	малинове
17.	Тимолфталеїн	4,9 – 10,6	10,0	0,1; спирт (90%)	безколірне	синє
18.	Нільський голубий	10,1 – 11,1	10,6	0,1; вода	синє	червоне
19.	Алізариновий синій	11,0 – 13,0	12,0	0,05; спирт	оранжевожовте	лілове
20.	Тропеолін О	11,0 – 14,0	12,0	0,1; вода	жовте	оранжевокоричневе
21.	Індігокармін	11,6 – 14,0	12,8	0,25; спирт (50%)	синє	жовте

Показник титрування індикатора. У межах інтервалу переходу індикатора є значення рН, при якому спостерігається найбільш помітна людським оком зміна забарвлення індикатора. Це значення рН називають показником титрування індикатора і позначають рТ.

Різка зміна забарвлення відбувається, як правило, в той момент, коли концентрація іонної і молекулярної форм індикатора стають однаковими, тому показник титрування здебільшого збігається з величиною логарифма константи дисоціації з оберненим знаком – рК. Проте специфічні властивості окремих індикаторів можуть призводити до певної розбіжності величин рК і рТ.

Вибір індикаторів при титруванні кислотами та основами

Умовою правильного визначення точки еквівалентності є те, щоб різниця значень рТ індикатора і рН розчину в теоретичній точці еквівалентності (т.т.е.) була якнайменша. Показник титрування індикатора знаходять з довідника (фрагмент представлений в Таблиця 12), а рН розчину в т.т.е. обчислюють за рівнянням реакції. Розглянемо правила вибору індикаторів у різних випадках кислотно-основного титрування.

Титрування сильних основ сильними кислотами. В цьому випадку, як показано вище, утворюється розчин солі сильної кислоти і сильної основи, який має нейтральну реакцію ($pH = 7$). Найкращим індикатором у цьому випадку буде індикатор проміжної сили. Застосування сильних та слабких індикаторів також не призведе до великих похибок, тому що всі індикатори є слабкими кислотами та основами і для переведення їх в іонну чи молекулярну форму витрачається досить малий надлишок сильної кислоти чи лугу. Проте треба мати на увазі, що у водних розчинах завжди присутня вугільна кислота (з повітря) і реакція розчину нейтральної солі (в кінці титрування) завжди буде слабкокислою. Тому краще обирати сильні індикатори. Індикатори з pT меншим від 4 і більшим від 10 при титруванні використовувати не можна, тому що при цьому буде велика похибка титрування.

Титрування слабких основ сильними кислотами. В цьому випадку в кінці титрування утворюється сіль слабкої основи і сильної кислоти. Такі солі у водних розчинах зазнають гідролізу і реакція розчину буде слабкокислою ($pH < 7$). Тому слід використовувати сильні індикатори. Щоб правильно підібрати індикатор, обчислюють pH розчину наприкінці титрування.

П р и к л а д 1. Вибрати індикатор для титрування 0,1 н. розчину гідроксиду амонію 0,1 н. розчином соляної кислоти, якщо $pK(NH_3 \cdot H_2O) = 4,7$.

Рівняння реакції: $NH_3 \cdot H_2O + HCl \rightleftharpoons NH_4Cl + H_2O$.

Наприкінці визначення концентрація розчину хлориду амонію буде в два рази менша за початкову концентрацію гідроксиду амонію, внаслідок розведення розчину під час титрування і становитиме $0,1/2 = 0,05$ н.

За формулою (10) для обчислення pH розчину солі слабкої основи і сильної кислоти знаходимо: $pH = 7 - pK_{основи} - \lg C_{соли} = 7 - 4,7 - \lg \frac{1}{2} \cdot 0,05 = 7 - 2,35 + 0,7 = 5,35$.

Відповідно до Таблиця 12 для титрування гідроксиду амонію соляною кислотою найбільш придатні індикатори метиловий червоний або лакмоїд ($pT = 5,4$).

Титрування сильних основ слабкими кислотами. В цьому випадку в кінці титрування утворюється сіль сильної основи і слабкої кислоти. Такі солі у водних розчинах зазнають гідролізу, і реакція розчину буде

слабколужною ($pH > 7$). Тому слід використовувати слабкі індикатори. Щоб правильно підібрати індикатор, обчислюють pH розчину наприкінці титрування.

Приклад 2. Вибрати індикатор для титрування 0,1 н. розчину оцтової кислоти 0,1 н. розчином гідроксиду натрію, якщо $pK_{(CH_3COOH)} = 4,7$.



Наприкінці визначення концентрація розчину ацетату натрію буде в два рази менша за початкову концентрацію оцтової кислоти внаслідок розведення розчину під час титрування і становитиме $0,1/2 = 0,05$ н.

За формулою (11) для обчислення pH розчину солі сильної основи і слабкої кислоти знаходимо:

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{\text{кислоти}} + \frac{1}{2} \lg C_{\text{солі}} = 7 + \frac{1}{2} \cdot 4,7 + \frac{1}{2} \lg 0,05 = 7 + 2,35 - 0,7 = 8,65.$$

Відповідно до Таблиці 12 для титрування оцтової кислоти розчином гідроксиду натрію найбільш придатні індикатори крезолфталеїн ($pT = 9,0$) чи фенолфталеїн ($pT = 9,1$).

Титрування слабких основ слабкими кислотами в принципі не може бути використане у методі кислотно-основного титрування, оскільки в т.т.е. утворюється буферний розчин. До точки т.т.е. вона складається із слабкої кислоти і її солі, а після т.т.е. – із слабкої основи і її солі.

Титрування солей слабких кислот і сильних основ. Внаслідок взаємодії такої солі з сильною кислотою утворюється вільна слабка кислота. Тому в точці еквівалентності реакція розчину буде слабкокислою ($pH < 7$). У цьому випадку треба брати сильний індикатор. Для точного його вибору потрібно обчислити pH розчину в точці еквівалентності.

Приклад 3. Вибрати індикатор для титрування 0,1 н. розчину бури $Na_2B_4O_7$ 0,1 н. розчином соляної кислоти, якщо $pK_1(H_3BO_3) = 9,24$.



Внаслідок титрування об'єм розчину в точці еквівалентності збільшиться вдвоє. Згідно з рівнянням реакції, з 1 моля бури

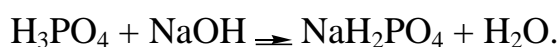
утворюється 4 моля борної кислоти. Враховуючи, що бура – сіль, її еквівалентна маса рівна $\frac{1}{2}$ мольної маси, то з 1 еквівалента бури утворюється 2 моля борної кислоти. Отже, хоч об'єм збільшується вдвічі порівняно з початковим об'ємом розчину солі, проте концентрація борної кислоти в кінці титрування буде вдвічі більшою порівняно з вихідною концентрацією розчину бури, тобто 0,1 моль/л.

За формулою для обчислення рН розчину слабкої кислоти знаходимо рН 0,1 М розчину борної кислоти, враховуючи, що вона найсильніше дисоціює за першою стадією (тобто використовуючи для розрахунку константу дисоціації її у вигляді pK_1): $pH = -\frac{1}{2} pK_1 - \frac{1}{2} \lg C_{\text{кислоти}} = -\frac{1}{2} \cdot 9,22 - \lg 0,1 = 4,61 + \frac{1}{2} \cdot 0,5 = 5,11$.

Відповідно до Таблиці 12 в цьому випадку найбільш придатні індикатори - метиловий червоний або лакмоїд ($pT = 5,4$).

Титрування багатоосновних кислот. Багатоосновні кислоти здебільшого титрують до кислих солей. Так, фосфорну кислоту можна титрувати до одно- (дигідрофосфату) чи двозаміщеної солі (гідрофосфату).

Рівняння реакції при титруванні до однозаміщеної солі:



У цьому випадку рН у т.т.е. знаходиться як напівсума pK_1 та pK_2 фосфорної кислоти, рівних відповідно 2,15 та 7,21. $pH = \frac{pK_1 + pK_2}{2} = \frac{2,15 + 7,21}{2} = 4,68$.

Відповідно до Таблиці 12 в цьому випадку найбільш придатні індикатори - бромкрезоловий синій (зелений) ($pT = 4,6$) або навіть метиловий оранжевий ($pT = 3,8$).

Фосфорну кислоту можна титрувати і до двозаміщеної солі:



Аналогічним чином рН у точці еквівалентності знаходиться як напівсума pK_2 та pK_3 фосфорної кислоти, рівних відповідно 7,2 та 12,3 :

$$pH = \frac{pK_2 + pK_3}{2} = \frac{7,21 + 12,00}{2} = 9,60.$$

Відповідно до таблиці 12 в цьому випадку найбільш придатні індикатори – фенолфталеїн ($pT = 9,1$) або тимолфталеїн ($pT = 10,0$).

Титрування солей багатоосновних кислот можна вести до утворення кислих солей або вільної кислоти. Так, карбонат натрію (0,1 моль/л) можна титрувати до гідрокарбонату: $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{NaHCO}_3 + \text{NaCl}$.

У точці еквівалентності рН розраховується як напівсума pK_1 та pK_2 вугільної кислоти, рівних відповідно 6,5 та 10,2 :

$$\begin{aligned} \text{pK}^1 + \text{pK}^2 - 6,35 + 10,33 \\ = \frac{\quad}{2} \quad \quad \quad \frac{\quad}{2} \quad \quad \quad \text{pH} = \\ = \quad \quad \quad = 8,34. \end{aligned}$$

Відповідно до Таблиці 12 в цьому випадку найбільш придатні індикатори – \square -нафтолфталеїн ($\text{pT} = 8,0$) або крезолфталеїн ($\text{pT} = 9,0$).

Карбонат натрію можна відтитрувати також і до вугільної кислоти:



За формулою для обчислення рН розчину слабкої кислоти знаходимо його значення в т.т.е.(для 0,05 моль/л розчину вугільної кислоти, бо в процесі титрування відбувається двократне розбавлення

$$\begin{aligned} 0,1 \text{ М розчину карбонату натрію): } \text{pH} = \frac{1}{2} \text{pK}_1 - \frac{1}{2} \lg C_{\text{кислоти}} = \frac{1}{2} \square \\ 6,35 - \lg 0,05 = 3,12 + 0,65 = 3,78. \end{aligned}$$

Відповідно до Таблиці 12 в цьому випадку найбільш придатні індикатори – бромфеноловий синій ($\text{pT} = 3,8$) або метиловий оранжевий ($\text{pT} = 3,8$).

Криві титрування

Точність титрування зумовлено не тільки відповідністю між величинами pT індикатора і рН точки еквівалентності, а й характером зміни рН розчину біля точки еквівалентності. Різка зміна рН біля точки еквівалентності призводить до значної зміни співвідношення концентрації молекулярної та іонної форми індикатора і, отже, до чіткої зміни забарвлення. Для загальної характеристики зміни рН біля точки еквівалентності використовують *криві титрування* – графічне зображення зміни рН розчину в процесі титрування.

У структурі кривої титрування незалежно від природи реагентів прослідковуються такі закономірності:

- на початку процесу титрування (біля 90 % титранту) рН розчину змінюється повільно;

- помітна зміна рН спостерігається під час додавання останніх 10 % об'єму титранту, необхідного для досягнення повної нейтралізації;
- найбільш різкої зміни зазнає рН поблизу теоретичної точки еквівалентності в межах $\pm 0,1$ % об'єму титранту, необхідного для досягнення повної нейтралізації.

Цей діапазон різкої зміни рН поблизу теоретичної точки еквівалентності називають **стрибком титрування**. Величина стрибка титрування визначає точність титрування: чим він більший, тим більша точність. В межах інтервалу рН стрибка титрування можна вибрати індикатор.

Форма кривої титрування і величина стрибка титрування залежить від природи титранту та речовини, яку титрують.

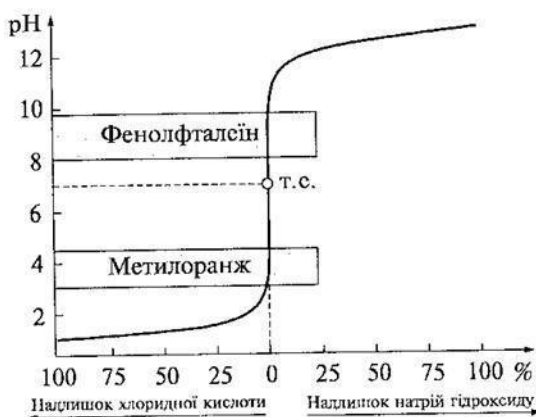


Рис. Крива титрування сильної кислоти лугом

Лабораторна робота № 11. Визначення концентрації розчину лугу та тимчасової твердості води методом нейтралізації.

Мета роботи: 1) За допомогою *робочого розчину* хлоридної (соляної) кислоти *HCl* визначити нормальність розчину лугу (*NaOH*, *KOH*, тощо).

2) Визначити тимчасову (карбонатну) твердість води.

Матеріали та обладнання:

- 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; • мірний циліндр на 100 мл чи більший;
- промивалка з дистильованою водою.
- вода дистильована (ГОСТ 6709);
- Натрій тетраборнокислий 10-водний $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (ГОСТ 4199), титрований розчин, 0,1 н.;
- Кислота хлоридна (соляна) ГОСТ 3118, розчин соляної кислоти приблизної концентрації $C_N = 0,1$ н ($0,1 \text{ моль}_{\text{дм}^3}$);
- Метилловий оранжевий (індикатор), ТУ 6-09-5171, розчин з масовою часткою. 0,1%.

Хід виконання роботи:

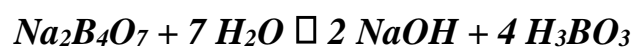
- 1) Приготування титрованого розчину бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (первинного стандарту);
- 2) Приготування *робочого розчину* хлоридної (соляної) кислоти HCl ;
- 3) Встановлення нормальності робочого розчину HCl за розчином бури;
- 4) Визначення нормальності контрольної задачі розчину луку;
- 5) Визначення тимчасової твердості води.

1) Приготування титрованого розчину бури $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

(первинного стандарту) – Натрій тетраборнокислий 10-водний (за ГОСТ 4199), препарат з масовою часткою основної речовини ($100 \pm 0,2$)%

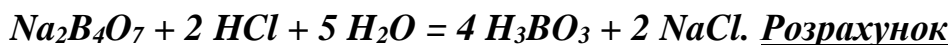
Найчастіше у якості первинного стандарту для встановлення точної концентрації кислоти використовують **буру $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$** чи **безводну сіль $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$** (остання гірше розчинна у воді – 11,1 г/100 г води при 0 °С проти 25,2 для гідрату).

При розчиненні у воді бура гідролізує:



Оскільки утворена при гідролізі ортоборна кислота H_3BO_3 є дуже слабкою ($\text{pK}_1=9,22$), а 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:



наважки бури.

Вихідні дані: Для аналізу необхідно приготувати титрований $C_N = 0,1$ н (моль₃) розчин бури $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, об'ємом $V = 100$ мл (см³).

дм

$N (C_N) = 0,1$ н моль
або дмз, —————
бури, г (————— г).

————— моль г-екв
(моль-екв, г-екв); л
л
 $E_{бури} = \frac{M_{бури}}{2} = \frac{381,42}{2} = 190,71$ г
 $V = 100$ мл = 0,1 л
(100 см³ або 0,1 дм³)
 $\cdot 0,1 \cdot 190,71 = 1,9071$ г.
моль $t_{бури} = 0,1$

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.

Порядок приготування розчину бури:

- взяту 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. 1);
- колбу закрити притертою пробкою та підписати прізвище студента;
- перед використанням розчин бури ретельно перемішати.

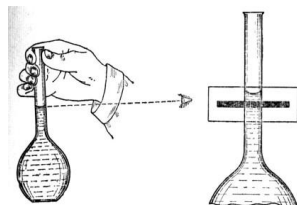


Рис. 1 Доведення рівня розчину за нижнім меніском.

Таблиця 1 . Приготування титрованого розчину бури

№	Аналітична операція	Умовне позначення	Одиниця виміру	Результати вимірювань чи розрахунку
1.	Маса годинникового скельця на технохімічних вагах	m_1	г	
2.	Маса годинникового скельця на аналітичних вагах	m_2	г	
3.	Маса годинникового скельця з бурою на технохімічних вагах	m_3	г	
4.	Маса годинникового скельця з бурою на аналітичних вагах	m_4	г	
5.	Наважка бури	$m_5 = m_4 - m_2$	г	
6.	Об'єм мірної колби	V	мл	
7.	Титр розчину бури	$T = \frac{m}{V}$	г/мл	
8.	Нормальна концентрація розчину бури	$N = \frac{T}{E \cdot 1000}$	г-екв/л	

2) Приготування робочого розчину хлоридної (соляної) кислоти HCl .

Вихідні дані: Для аналізу необхідно приготувати приблизно $C_N = 0,1$ н. ($\frac{1}{3}$ моль) розчину HCl об'ємом $V = 0,5$ л з концентрованої соляної дм

кислот ($\approx 36\%$ -ної).

$$N(C_N) \approx 0,1 \text{ н або } m_{HCl} = N \cdot V \cdot E,$$

моль
 $\frac{\text{дм}^3}{\text{дм}^3} \text{ (Г-екв/л);}$ де E – еквівалентна маса HCl , моль_____ (Г/Г-екв).

$$V = 0,5 \text{ л (0,5 дм}^3 \text{) } E_{HCl} = \frac{M_{HCl}}{1} = 36,5 \text{ г (Г/Г-екв).}$$

або 500 см^3 1 моль

$$\frac{\rho_{\text{вихідної конц. HCl}}}{36\%} = m_{HCl} = 0,1 \cdot 0,5 \cdot 36,5 = 1,82 \text{ г.}$$

$V_{\text{вихідної конц. HCl}} - ?$

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 ---.

$$x = \frac{100 \text{ г} \cdot 1,82 \text{ г}}{36 \text{ г}} = 5,06 \text{ г.}$$

Розрахунок об’єму вихідного концентрованого розчину HCl : знаходимо, що густина 36%-ного розчину HCl рівна $\rho = 1,179 \text{ г/мл}$

(Додаток 3). Тоді: $V_{\text{вихідної конц. HCl}} = \frac{m_{HCl}}{\rho} = \frac{5,06}{1,179} = 4,29 \text{ мл.}$

Порядок приготування розчину HCl :

- циліндром відміряти приблизно 0,5 л дистильованої води і вилити воду у склянку для розчину кислоти;
- мірним циліндром чи конічною пробіркою з поділками відміряти 4,5 – 5,0 мл концентрованої соляної кислоти (**ПІД ТЯГОЮ!**) і перенести її в склянку з водою (**КИСЛОТУ НАЛИВАЮТЬ У ВОДУ**, а не навпаки);
- склянку закрити пробкою, ретельно перемішати реактив;
- підписати прізвище студента та назву реактиву.

3) Встановлення нормальності робочого розчину HCl за розчином бури:

Підготовка до роботи: Весь лабораторний посуд перед початком роботи ретельно промити водопровідною водою, а потім дистильованою водою. Підготувати бюретку:

- промити її невеликою кількістю розчину соляної кислоти, користуючись воронкою;
- заповнити бюретку розчином соляної кислоти і добитися відсутності пухирців повітря в кінчику бюретки (див.

рис. 2),



Рис. 2 Видалення повітря з кінчика бюретки;

- зняти воронку і вивести рівень рідини в бюретці до нульової помітки за нижнім меніском (як показано вище рис. 1) Піпетку промити невеликою кількістю розчину бури.

Хід аналізу: В чисту, промиту дистильованою водою конічну колбу для титрування на 250 мл відміряти піпеткою аліквотну частину розчину бури (20 мл). 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 додавати в колбу розчин соляної кислоти, весь час перемішуючи рідину в колбі плавними коловими рухами (титрувати). Потрібно вловити момент (точку еквівалентності), коли від однієї краплі соляної кислоти жовтий колір розчину в колбі зміниться на блідорозжевий. Відмітити об'єм титранту – розчину соляної кислоти, який пішов на титрування – по нижньому меніску (див. рис. 1). 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 цінні поділки 0,1 мл). Наприклад, якщо при трьох паралельних титруваннях одержано результати: 15,8; 15,4; 15,3 мл соляної кислоти, то перший результат відкидається як такий, що розходиться з даними інших визначень більш, ніж на 0,1 мл. Якщо ж і три результати мають розходження більш ніж на 0,1 мл, то потрібно проводити четверте і т.д., поки не вдається добитися збіжності.

Таблиця 2. Встановлення нормальності робочого розчину хлоридної (соляної) кислоти за стандартним розчином бури

№ титрування	Об'єм розчину бури, мл*	Нормальність розчину бури, г-екв/л**	Об'єм НСІ, витрачений на титрування, мл	Нормальність розчину НСІ, г-екв/л
1				
2				
3				
...				

* - однаковий об'єм піпетки, використаної для відбору аликвоти бури; ** - визначена в *Таблиці 1*, п. 8.

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:

$$N_{HCl} = \frac{V_{бури} \cdot N_{бури}}{V_{HCl}} = 0,XXXX \text{ г-екв./л}$$

Значення N_{HCl} потрібно вирахувати з точністю до четвертого знаку після коми, тобто, наприклад, подати у такому вигляді (в останній колонці *Таблиці 2*): 0,0934. Результат повинен бути один (розраховувати не для кожного значення об'єму кислоти, що пішов на титрування, а для середнього значення).

4) Визначення нормальності контрольної задачі розчину лугу ($NaOH$).

Порядок і хід роботи: аналогічний до попереднього розділу, тільки замість розчину бури взяти розчин лугу контрольної задачі.

Таблиця 3. Встановлення нормальності контрольної задачі розчину $NaOH$ за робочим розчином хлоридної (соляної) кислоти.

№ 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				
...				

* - однаковий об'єм піпетки, використаної для відбору аліквоти лугу; ** - наведена в *Таблиці 1*, 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: $N_{NaOH} = \frac{V_{HCl} \cdot N_{HCl}}{V_{NaOH}}$ $N_{HCl} = 0,XXXX$ г-екв./л V_{NaOH}

Результат розрахунку з точністю до четвертого знаку після коми занести в *Таблицю 3* (остання колонка) і перевірити правильність виконання роботи у викладача. Розрахувати абсолютну та відносну похибку аналізу.

5) Визначення тимчасової твердості води.

Порядок роботи:

- в конічну колбу для титрування перенести 100 мл досліджуваної води (контрольної задачі), відміряної циліндром;
- додати в колбу 2-3 краплі метилового оранжевого (до появи блідожовтого забарвлення);
- відтитрувати розчином соляної кислоти із бюретки до зміни забарвлення із жовтого до блідо-рожевого;
- повторити титрування до одержання результатів паралельних визначень, що відрізняються не більш ніж на 0,1 мл.

В *Таблиці 4* наведено основні катіони металів, що зумовлюють твердість, і головні аніони, які з ними асоціюються.

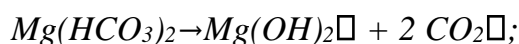
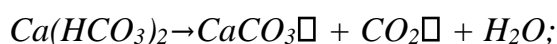
Таблиця 4. Характеристика основних іонів твердості

Катіони	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Fe ²⁺ , Fe ³⁺	Mn ²⁺
Аніони	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	SiO ₃ ²⁻

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 іонів кальцію і магнію. Є сумою карбонатної (тимчасової) і некарбонатної (постійної) твердості;
- **карбонатна (тимчасова) твердість** – зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів та карбонатів (при рН ≈ 8,3) кальцію і магнію. Даний тип твердості майже повністю усувається при кип'ятінні води і тому називається також тимчасовою твердістю. При нагріванні води гідрокарбонати розкладаються з утворенням вугільної кислоти та випаданням в осад карбонату кальцію і гідроксиду магнію:



- **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 (d⁰, dН), французький градус (f⁰), американський градус, ppm CaCO₃. Наприклад, 1 мг-екв/л = 2,804 dН.

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:



Порядок роботи:

- в конічну колбу для титрування перенести 100 мл досліджуваної води (контрольної задачі), відміряної циліндром;
- додати в колбу 2-3 краплі метилового оранжевого (до появи блідожовтого забарвлення);

- відтитрувати розчином соляної кислоти із бюретки до зміни забарвлення із жовтого до блідо-рожевого;
- повторити титрування до одержання результатів паралельних визначень, що відрізняються не більш ніж на 0,1 мл.

Результати роботи оформити у вигляді *Таблиці 5*.

Таблиця 5. Встановлення тимчасової твердості води за робочим розчином хлоридної (соляної) кислоти.

№ 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 *Таблиці 1*, 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:

$$T_{\text{тимчасова води}} = \frac{V_{\text{НСІ}} \cdot N_{\text{НСІ}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{V_{\text{НСІ}} \cdot N_{\text{НСІ}}}{10} = X.XX \text{ мг-екв./л}$$

Результат розрахунку з точністю до другого знаку після коми занести в *Таблицю 5* (остання колонка) і перевірити правильність виконання роботи у викладача. Розрахувати абсолютну та відносну похибку аналізу.

6) Лабораторна робота №11. Визначення кислотності дитячого фруктового пюре:

Прикормом прийнято називати все, яке споживає дитина на першому році життя, крім грудного молока (його замінників). Фрукти і овочі - дуже важлива складова раціону і дорослої людини, і малюка. Вводити в дитячий раціон фрукти і овочі починають у вигляді соків і пюре. Вони не замінюють "основні страви", але доповнюють раціон вітамінами, мінералами, поживними речовинами.

Кислотність є одним з найважливіших показників доброякісності сировини і готової продукції.

Кислотність коливається в досить широких межах. У сировині ці коливання залежать від сорту, зрілості, кліматичних умов, рівня агротехніки та інших факторів. Кислотність готової консервної продукції залежить від виду і якості сировини, рецептури і технологічного процесу.

В таблиці 6 представлені вимоги до кислотності дитячих пюре у відповідності до ДСТУ 4084 -2001

Таблиця 6. Вимоги до титрованої кислотності дитячих фруктових пюре натуральних та з цукром

Вид та назва	Масова частка титрованих кислот у перерахунку на яблучну кислоту, %
Пюре фруктові натуральні	
Пюре з груш	0,2—0,5
Пюре з яблук	0,2—1,0
Пюре з груш і яблук	0,2—0,6
Пюре фруктові з цукром	
Пюре з абрикос	0,4—0,8
Пюре з груш	0,2—0,5
Пюре зі слив	0,3 —0,8
Пюре з чорної смородини	1,4 —3,0
Пюре з чорносливу	0,4—0,8
Пюре з чорниць	0,4—0,9
Пюре з персиків	0,3— 0,8
Пюре з айви	0,3—1,0
Пюре з яблук	0,2—1,0
Пюре з яблук і абрикос	0,3 — 0,9
Пюре з яблук і вишень	0,5—1,1
Пюре з яблук, груш і айви	0,4—1,0
Пюре з яблук, слив і суниць (полуниць)	0,4—1,1
Пюре з яблук і слив	0,2—1,0

Пюре з яблук і чорної смородини	0,4—1,2
Пюре з яблук і суниць (полуниць)	0,3—1,0
Пюре з яблук і малини	0,3—1,1

Порядок роботи:

- В конічну колбу для титрування перенести 20 г фруктового пюре;
- Потім в колбу долити воду температурою $(80 \pm 5)^\circ \text{C}$ до половини її об'єму, ретельно перемішати і витримати протягом 30 хв (періодично перемішуючи);
- Після охолодження вміст колби кількісно перенести в мірну колбу місткістю 250 см^3 і долити водою до мітки; заклавши пробкою, ретельно перемішати вміст і профільтрувати розчин;
- В конічну колбу піпеткою внести 50 см^3 фільтрату, додати в колбу 2-3 краплі фенолфталеїну (до появи блідо-жовтого забарвлення);
- відтитрувати розчином $0,1 \text{ н NaOH}$ із бюретки до появи блідорожевого забарвлення, яке не зникає протягом 1 хв;
- повторити титрування до одержання результатів паралельних визначень, що відрізняються не більш ніж на $0,1 \text{ мл}$.
- **Таблиця 7. Встановлення кислотності дитячого пюре за натрій гідроксидом.**

№ титрування	Наважка фруктового пюре	Об'єм фільтрату, взятий для аналізу	Об'єм NaOH, витрачений на титрування, мл	Кислотність фруктового пюре
1				
2				
3				
...				

Титровану кислотність T , у град., з урахуванням розведення, обчислюють за формулою:

$$T = \frac{250}{m} \cdot V_1 \cdot c \cdot \frac{100}{V}$$

де:

m – маса навалжки фруктового пюре, г; V_1 – об’єм NaOH, витрачений на титрування, мл; c – концентрація розчину натрій гідроксиду (0,1 мг/дм³);
 V – об’єм фільтрату, взятий для аналізу (50 мл)

Для визначення кислотності (у %) у перерахунку на яблучну кислоту, отриманий результат помножують на 0,067 (коефіцієнт яблучної кислоти)

$$T (\%) = TP \cdot 0,067$$

Результат розрахунку з точністю до другого знаку після коми занести в *Таблицю 6* (остання колонка) і перевірити правильність виконання роботи у викладача.

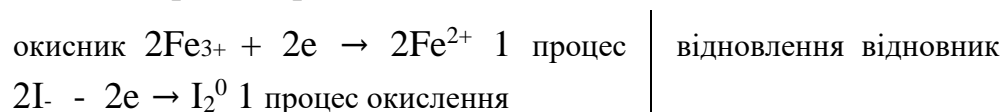
Результат розрахунку порівняти з даними *Таблиці 7* та зробити висновок щодо якості вказаного фруктового пюре та доцільності його вживання дітьми.

Тема 3. Методи окисно-відновного титрування

(редоксиметрія). Метод перманганатометрії. Метод йодометрії.

Методи окисно-відновного титрування, або редоксиметрії, засновані на кількісному окисненні або відновленні речовини, що визначається. В цих методах використовуються реакції, в яких відбувається перенесення електронів від одного іону (атому, молекули) до іншого. При цьому число електронів, які віддаються однією речовиною, дорівнює числу електронів, що приймаються другою. Внаслідок такого перерозподілу електронів змінюються лише ступені окислення відповідних іонів. Атоми або іони, які в реакції приймають електрони, є *окисниками*, а ті, що віддають електрони - *відновниками*.

Будь-яку окисно-відновну реакцію можна представити двома окремими півреакціями. Півреакція - це схема переносу електронів між двома різними ступенями окислення одного і того ж елементу - окисновідновної пари. Наприклад: $2Fe^{3+} + 2I^- \rightleftharpoons 2Fe^{2+} + I_2^0$



Таким чином, для здійснення окисно-відновного процесу необхідний одночасний перебіг і реакції окислення, і реакції відновлення, тобто наявність у вихідних реагентах окисника і

відновника. Тому окислення одних речовин завжди супроводжується одночасним відновленням інших і в реакціях окислення-відновлення завжди приймають участь дві окисно-відновні пари, які мають різну спорідненість з електроном.

Ефективність використання окисно-відновної реакції для титриметричних визначень залежить від таких факторів: 1) переважаючого напрямку протікання процесів перерозподілу електронів; 2) швидкості здійснення взаємодії реагентів; 3) можливості встановлення точки еквівалентності реакції.

Кількісна характеристика напрямку та повноти проходження окисно-відновних реакцій.

Передбачити напрямок окисно-відновної реакції можна лише на основі кількісної характеристики донорно-акцепторних, по відношенню до електрона, властивостей, окисно-відновних пар, що приймають участь в реакції. Такою характеристикою є величина окисно-відновного потенціалу пари, що вимірюється в вольтах та описується рівнянням Нернста. Для кожної оберненої півреакції типу:

окисник + n⁻e → відновник рівняння Нернста має вигляд:

$$E = E^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{ок}}{a_{від}}$$

де E - потенціал півреакції; E⁰ - стандартний окисно-відновний потенціал (стандартний електродний потенціал), виміряний при активності компонентів півреакції, рівній 1; R - газова стала; T - абсолютна температура; n - число електронів, які беруть участь в півреакції; F - число Фарадея (96500); ln - натуральний логарифм (2,303); a_{ок} - активність окисленої форми; a_{від} - активність відновленої форми.

При 25⁰C перетворена формула має вигляд:
$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{a_{ок}}{a_{від}}$$

Якщо на хід реакції впливають іони водню, то величина E також залежить від їх концентрації, точніше від активності:

$$E = E^0 + 0,059n \lg \frac{a_{від} a_{ок} a_{H^+}}{a_{H^+}}$$

Наприклад: для півреакції $MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

$$E_{MnO_4^- - Mn^{2+}} = E^0 + \frac{0,05951}{n} \lg \frac{[MnO_4^-][Mn^{2+}]^2}{[H^+]^8} .$$

Для реакцій, де маємо пару метал - катіон металу ($Zn^{2+} + 2e \rightarrow Zn^0$)

рівняння Нернста приймає вигляд: $E = E^0 + \frac{0,059}{n} \lg [Me^{n+}]$

Коли відома величина окисно-відновних потенціалів півреакцій, можна вирішувати ряд практичних питань, що лежать в основі титриметричних редокс методів.

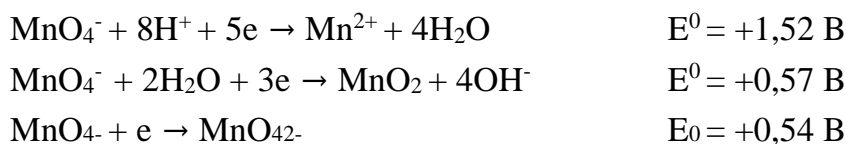
Обов'язковою умовою протікання будь-якої окисно-відновної реакції є додатне значення різниці потенціалів півреакції окисника та відновника, тобто ЕРС реакції: $ЕРС = E_{ок} - E_{від}$.

Чим більша різниця між $E_{ок}$ та $E_{від}$, тим більша ЕРС реакції і тим сильніше зменшується вільна енергія системи, а, значить, і повніше протікає окисно-відновний процес.

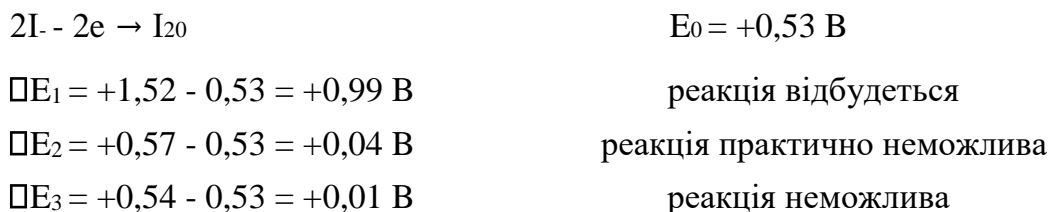
Приклад 1. Розрахувати, в якому середовищі можливе проходження реакції між $KMnO_4$ та KI .

Наближений розрахунок можна виконати шляхом порівняння лише стандартних електродних потенціалів півреакцій, серед яких табульовані такі:

а) для окисника:



б) для відновника:



Із трьох процесів, що порівнюються, для кількісних визначень можна використовувати лише реакцію окислення йодид-іонів $KMnO_4$ в кислому середовищі.

Для кількісної характеристики можливості здійснення окисновідновної реакції і її придатності для титриметричного аналізу

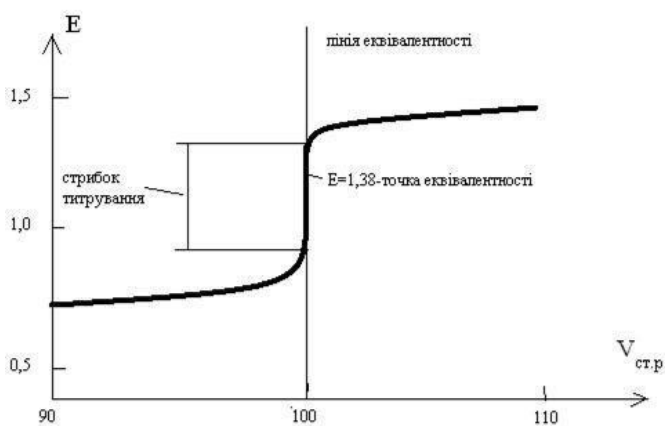
крім ЕРС процесу необхідно визначати *константу рівноваги*, яка характеризує ступінь перетворення вихідних реагентів в кінцеві продукти. При цьому вважається, що для кількісного аналізу придатні лише ті реакції, в яких рівновага зміщена у бік кінцевих продуктів майже повністю, тобто наближається до 100%. Для таких реакцій константа рівноваги - позитивне число, яке дорівнює тисячам або десяткам тисяч.

Криві окисно-відновного титрування

Титрування окисників або відновників супроводжується зміною окисно-відновного потенціалу системи. **Зміна потенціалу системи в залежності від кількості титранту**, який додається до речовини, яка визначається, в графічному виразі являє собою **криву окисно-відновного титрування**.

Характер кривої титрування має значення для встановлення точки еквівалентності реакції та для вірного вибору індикатора. Для зручності побудови таких кривих їх розділяють на три частини:

- 1) область до точки еквівалентності;
- 2) точка еквівалентності; 3) область після точки еквівалентності.



Титровані розчини в методах редоксметрії та індикатори

Методи окисно-відновного титрування, як і інші методи об'ємного аналізу, будуються на використанні *титрованих розчинів*. Причому класифікація редоксметодів аналізу здійснюється по окиснику, який, як правило, не являється вихідною речовиною аналізу із-за наявності домішок в сполучі або зміни концентрації речовини під час приготування розчинів.

Характеристика найбільш поширених методів редоксметрії:

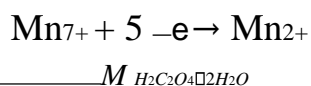
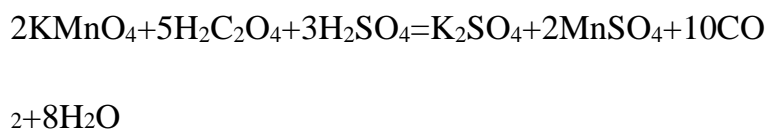
Метод	Окисник	Вихідні речовини методу
Перманганатометрія	KMnO ₄	H ₂ C ₂ O ₄ ·2H ₂ O Na ₂ C ₂ O ₄ (NH ₄) ₂ C ₂ O ₄ ·H ₂ O
Йодометрія	розчин I ₂	Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O (як правило вторинний стандарт) K ₂ Cr ₂ O ₇ як первинний стандарт для розчину Na ₂ S ₂ O ₃
Дихроматометрія	K ₂ Cr ₂ O ₇	K ₂ Cr ₂ O ₇

При приготуванні титрованих розчинів із вихідних речовин слід пам'ятати, що сполуки повинні бути найвищої якості («ХЧ», «ОСЧ», **фіксанали**), при необхідності проводять їх перекристалізацію. Крім того повинна бути повна впевненість, що їх склад повністю відповідає формулі.

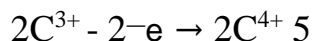
В будь-якому випадку для приготування розчинів вихідних речовин (*первинний стандарт*) або робочих розчинів окисників та відновників (*вторинний стандарт*) виникає необхідність розраховувати їх наважки. В основі розрахунку маси наважки лежить рівняння $m = N \cdot E \cdot V$, де N та V - задані величини, а для визначення еквіваленту (E) крім формули сполуки потрібно знати таке правило: **«Грамм-еквівалент окисника чи відновника в реакції дорівнює відношенню його грам-молекулярної маси до числа електронів, які дана речовина перерозподіляє в окисно-відновній реакції».**

По відношенню до основних типів окисно-відновних реакцій в методах перманганатометрії, йодометрії та дихроматометрії ці розрахунки такі:

Типи реакцій



_____ $M_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}$



Розрахунок

еквіваленту

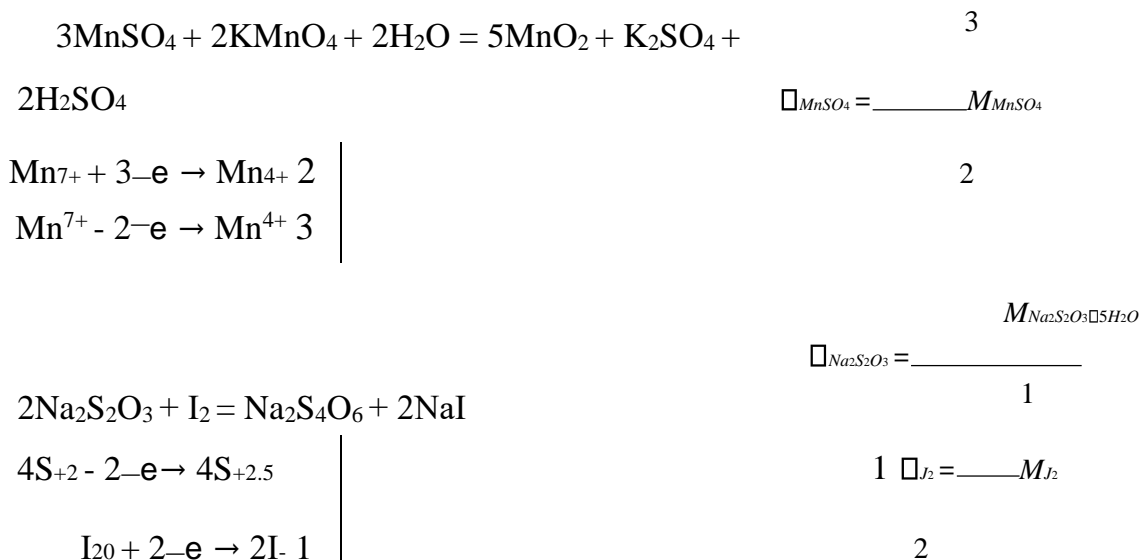
$$\square_{\text{KMnO}_4} = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{5}$$

$$2 \square_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} =$$

$$2$$

M_{KMnO_4}

$$\square_{\text{KMnO}_4} = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{5}$$



Як і в будь-якому титриметричному методі, точку еквівалентності в редоксметрії встановлюють за допомогою індикаторів. Розрізняють декілька видів індикаторів.

1) Індикатором є будь-який реагент, що використовується для титрування або утворюється внаслідок його.

Наприклад:

Метод	Індикатор	Середовище	Реакція та колір реагентів
Перманганатометрія	KMnO_4	кисле	MnO_4^- (фіолетове) + $5e + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ (безбарвне) + $4\text{H}_2\text{O}$
		нейтральне	MnO_4^- (фіолетове) + $3e + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2$ (бурий осад) + 4OH^-
		лужне	MnO_4^- (фіолетове) + $e \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$ (зелене)

На практиці при здійсненні окисно-відновного титрування враховують не тільки можливість проходження реакції, а й можливість візуального сприйняття зміни забарвлення індикатора. Так, людське око найбільш чутливо реагує в перманганатометрії на зміни червонофіалкового забарвлення на безколірне, і навпаки.

2) Індикатором є сполука, яка здатна вступати в специфічну реакцію або з титрантом, або з продуктом його відновлення чи окислення.

Це, наприклад, **крохмаль**, який є індикатором на елементний **йод** (інтенсивно синє забарвлення). Точку еквівалентності можна встановити або по появі забарвлення, або по його зникненню. Помітне синє забарвлення дає концентрація йоду в розчині $2 \cdot 10^{-7}$ М.

3) Редокс-індикатори є окисно-відновними парами, в яких окислена і відновлена форми відрізняються забарвленням.

Причому, зміна забарвлення відбувається лише тоді, коли в реакції досягнуто певне значення окисно-відновного потенціалу системи. При використанні таких індикаторів потрібно, щоб потенціал зміни їх забарвлення співпадав з стрибком титрування на кривій титрування, а ще краще - з точкою еквівалентності.

Наприклад:

а) **дефініламін та його похідні.** Зміна забарвлення від безбарвного до синього при $E=0,77$ В;

б) **фенілантранілова кислота.** Зміна забарвлення від безбарвного до синього при $E=1,08$ В. Використовують для визначення Mo^{6+} методом ванадатометрії;

в) **ферроїн.** Зміна забарвлення від червоного до блідо-блакитного при $E=1,06$ В. Використовують для визначення відновників сильними окисниками.

Йодометрія.

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

Вільний йод, як і інші галогени, здатний забирати електрони у речовин-відновників і в реакціях веде себе як окисник:



Іони I^- під впливом речовин, здатних приєднувати електрони (тобто окисників), легко віддають свої електрони і, відповідно, являються відновниками: $2I^- - 2e^- \rightarrow I_2$; ($2I^-$ - відновник).

Таким чином, йодометричний метод аналізу базується на окисновідновних процесах, пов'язаних з цими властивостями йоду та його іонів: $I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$

Стандартний окисний потенціал системи $E_{I_2/2I^-}^0 = +0,54$ В

/

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.

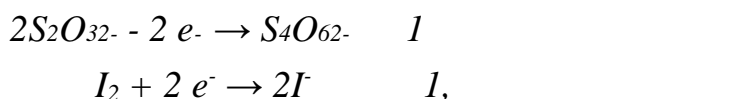
Речовини, окисний потенціал яких менше цієї величини ($E^0 < +0,54 \text{ В}$) будуть відновниками по відношенню до вільного йоду. А речовини, у яких $E^0 > +0,54 \text{ В}$ будуть окисниками по відношенню до іонів I^- .

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: тіосульфату натрію $Na_2S_2O_3$, сульфідної (H_2S), сульфітної (H_2SO_3), арсенітної (H_3AsO_3) кислот та їх солей, хлориду стануму(II) $SnCl_2$ тощо.

Наприклад, дією на розчин тіосульфату натрію вільним йодом відбувається реакція: $2 Na_2S_2O_3 + I_2 \rightleftharpoons 2 NaI + Na_2S_4O_6$



де $Na_2S_4O_6$ - тетратіонат натрію (сіль тетратіонової кислоти $H_2S_4O_6$).

Із рівняння видно, що два тіосульфат-іони 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 кількість $Na_2S_2O_3$ в досліджуваному розчині.

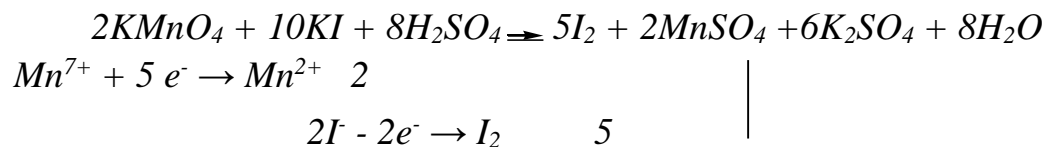
Визначення окисників

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 відтитровують 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 тіосульфату натрію $Na_2S_2O_3$ 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 у 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 за тіосульфатом 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: $I_2 + 2KOH \rightleftharpoons KI + KIO + H_2O$.
3. При визначенні окисників потрібно брати значний надлишок розчину KI . Вільний йод, що виділяється, мало розчинний 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: $I_2 + KI \rightleftharpoons K[I_3]$. Утворення цієї сполуки не заважає титруванню йоду тіосульфатом натрію. В процесі титрування рівновага зміщується вліво, полійодид поступово розкладається з утворенням нових кількостей йоду.

Крім того, надлишок KI прискорює реакцію окислення іонів I^- .

4. Деякі реакції в методі йодометрії оборотні (не проходять до кінця). Збільшення концентрації іонів I^- 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 KI необхідно витримати 7 - 10 хвилин і тільки після цього титрувати тіосульфатом.
6. Реагуючу суміш залишають стояти (7-10 хв.) в темному місці, бо світло прискорює реакцію окислення іонів I^- до I_2 киснем повітря:

$$4I^- + 4H^+ + O_2 \rightleftharpoons 2I_2 + 2H_2O$$
7. Крохмаль адсорбує значні кількості йоду і дуже повільно повертає їх у розчин. Тому, щоб запобігти помилкам 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 KI . 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.

Для приготування колоїдного розчину крохмалю зважують 2 г крохмалю, розтирають з декількома мілілітрами води. Отриману пасту переносять в 500 мл киплячої дистильованої води і кип'ятять ще 2-3 хвилини (поки розчин не стане прозорим) і його гарячим фільтрують.

Розчин крохмалю малостійкий, бо у ньому розмножуються мікроорганізми. Тому, для запобігання утворення плісняви і розкладання бактеріями, в розчин крохмалю додають трохи йодиду ртуті, хлориду цинку чи саліцилової кислоти. На титрування 50 мл розчину беруть 2-3 мл індикатора - крохмалю. Якщо індикатор приготовлений правильно, то з краплею 0,02 н. розчину йоду в 50 мл води, 2-3 мл крохмалю дає чисте синє забарвлення. Розчин крохмалю, що дає з йодом фіолетово-червоне забарвлення, для роботи непридатний.

Лабораторна робота №13. Редоксиметричні методи аналізу.

Перманганатометрія. Йодометрія.

Мета роботи:

1. За допомогою робочого розчину *перманганату калію* $KMnO_4$ **встановити нормальність розчину солі Мора** $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$.
2. За допомогою *робочих розчинів* KI/I_2 і *Натрій тіосульфату* $Na_2S_2O_3$ **визначити вміст Купруму (%) в мідному купоросі. Матеріали та обладнання:**

- 2-3 конічні колби для титрування об'ємом 250 – 300 мл (ГОСТ 253360-82);
- бюретка на 50 мл (ГОСТ 29251), закріплена на штативі;
- піпетки на 20 або 25 мл (ГОСТ 29227);
- воронки скляні (ГОСТ 1277-82);
- промивалка з дистильованою водою;
- дозатор для розчину сульфатної (сірчаної) кислоти;
- електроплитка;
- перманганат калію з встановленою концентрацією (розчин 0,05н.);
- щавлева кислота (титрований розчин 0,05н.);
- сульфатна кислота (розчин 2н.);
- сіль Мора ;

- Вода дистильована (ГОСТ 6709);
- Натрій тіосульфат 5-водний $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ (ГОСТ 27068), з встановленим титром, 0,05 н (моль₃); дм
- Калій йодид KI (ГОСТ 4232) 10% розчин;
- Крохмаль розчинний (ГОСТ 10163), 0,5%;
- Кислота ацетатна (оцтова) CH_3COOH (ГОСТ 61-75), 2 н розчин; • Міді сульфат 5-водневий $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (ГОСТ 4165-78).
- Кислота сульфатна H_2SO_4 (ГОСТ 4204-77), 2 н розчин;
- Калій перманганат $KMnO_4$ титрований розчин 0,05 н ($\frac{\quad}{3}$) моль_{дм} .

Хід виконання роботи:

I. Перманганатометрія.

- 1) Приготування **робочого розчину** перманганату калію $KMnO_4$ з приблизною концентрацією;
- 2) Приготування титрованого **розчину вихідної речовини щавлевої кислоти** $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$;
- 3) Встановлення точної концентрації робочого розчину $KMnO_4$ за розчином вихідної речовини (щавелевої кислоти);
- 4) Визначення нормальності розчину солі Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$

1) Приготування **робочого розчину** перманганату калію $KMnO_4$ ($C_N = 0,05$ моль $\frac{\quad}{дм^3}$ або моль $\frac{\quad}{л}^{-екв}$, $V = 0,5$ л) з приблизною концентрацією.

Розрахунок наважки перманганату калію.

Вихідні дані: Для аналізу необхідно приготувати розчин $KMnO_4$ з приблизною концентрацією $C_N = 0,05$ моль $\frac{\quad}{дм^3}$ або моль_л^{-екв} ($\frac{\quad}{л}^{-екв}$), об'ємом

$V = 0,5$ л (дм³)

$$\begin{array}{l}
 N (C_N) = 0,05 \text{ н} \\
 \text{або мольз (моль} \underline{\hspace{2cm}} \text{л}^{-\text{екв}} \\
 \text{маса перманганату дм} \\
 \text{калію,} \\
 V = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л} \quad); \\
 \text{або } 500 \text{ см}^3 \text{ (} 0,5 \text{ дм}^3 \text{)}
 \end{array}
 \left|
 \begin{array}{l}
 m_{\text{KMnO}_4} = N \cdot V \cdot E, \\
 , \text{ г}^{-\text{л}^{\text{екв}}}); \text{ де } E - \text{ еквівалентна} \\
 \\
 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \left(\frac{\text{г}}{\text{г}^{-\text{екв}}} \right) \\
 E_{\text{KMnO}_4} = \\
 \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{5} = \frac{158,03}{5} = 31,61 \text{ г}; \\
 m_{\text{KMnO}_4} = 0,05 \cdot 0,5 \cdot 31,61 = 0,7903 \text{ г.}
 \end{array}
 \right.$$

Порядок приготування розчину KMnO_4 :

Наважку $\approx 0,8 \text{ г KMnO}_4$ розчиняють в 500 мл води таким чином: поступово приливають в стакан з наважкою малі порції гарячої води, безперервно перемішуючи, змивають розчин з кристалів у приготовлену склянку. Після повного розчинення добре перемішати розчин, обгорнути склянку чорним папером і залишити на зберігання.

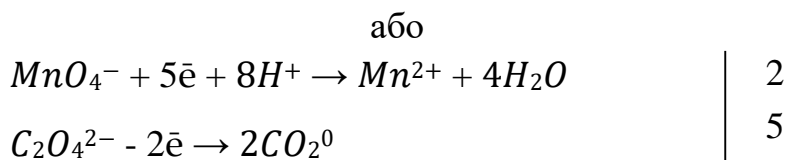
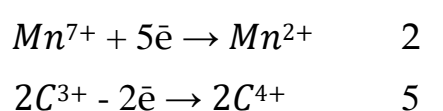
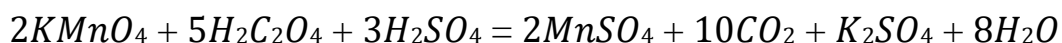
Студенти одержують приготовлений розчин перманганату для аналізу

2) Приготування титрованого розчину вихідної речовини

щавлевої кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ($C_N = 0,05 \text{ моль} \underline{\hspace{2cm}} \text{дм}^3$, або $\text{моль} \underline{\hspace{2cm}} \text{л}^{-\text{екв}}$, $V = 0,1 \text{ л}$).

Основним недоліком щавлевої кислоти є поступове вивітрювання кристалізаційної води, внаслідок чого препарат перед використанням необхідно перекристалізувати.

Для виконання розрахунків наважки щавелевої кислоти необхідно врахувати, що реакція окисно-відновна і протікає в кислому середовищі:



Розрахунки наважки щавлевої кислоти.

Вихідні данні: Для аналізу необхідно приготувати титрований розчин щавлевої кислоти $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ з концентрацією $C_N = 0,05$ моль/дм³, або моль-екв _____ і об'ємом $V = 0,1$ л.

$N(C_N) = 0,05$ н

$m_{щ.к.} = N \cdot V \cdot E$, де E – еквівалентна маса

або моль/дм³, (моль _____ л-екв, г-лекв) щавлевої кислоти $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$, моль _____ г

(_____); г-екв

Згідно до ОВР, $E_{щ.к.} = M_{2M} = 1262,07 = 63,04$ г

$m_{щ.к.} = 0,05 \cdot 0,1 \cdot 63,04 = 0,3152$ г.

Наважку беруть в межах 0,3 – 0,33 г на аналітичних терезах (до 4-го знаку після коми), розчиняють в мірній колбі на 100 мл, доводять об'єм розчину дистильованою водою до мітки і ретельно перемішують.

Точна нормальність щавлевої кислоти визначається враховуючи поправочний коефіцієнт:

$K = m_{\text{практ.}}$ розрахунк. ; $N = K \cdot 0,05 = 0, \dots$ моль/дм³, або _____ л

або через Титр:

$T = \frac{m_{\text{практ.}}}{100} = 0, \dots$ г, $N = \frac{T \cdot 1000}{E} = 0, \dots$ моль/дм³, (_____ л)

Студенти одержують титрований розчин щавлевої кислоти.

3) Встановлення точної концентрації робочого розчину перманганату калію $KMnO_4$.

Весь посуд ретельно промити водопровідною і дистильованою водою. Бюретку промити розчином перманганату калію і заповнити її за верхнім меніском, т.я. розчин має темне забарвлення.

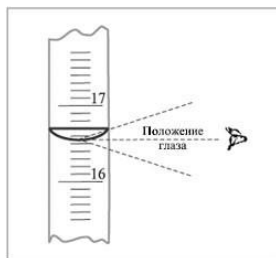


Рис. 1 Визначення об'єму за верхнім меніском.

Хід аналізу: В конічну колбу для титрування на 250 мл піпеткою вносять аліквотну частину розчину вихідної речовини (20-25 мл). Дозатором відміряють 20 мл 2н. розчину H_2SO_4 , нагрівають на електроплитці до 70 – 80°C (не допускати до кипіння при якому шавлева кислота розкладається). Гарячий розчин титрують розчином $KMnO_4$ повільно приливають по краплям при безперервному перемішуванні. Кожну наступну краплю додають лише після знебарвлення попередньої. Перші краплі $KMnO_4$ знебарвлюються повільно, але по мірі утворення сульфату марганцю $MnSO_4$ і накопичення Mn^{+2} , який прискорює реакцію і є каталізатором, реакція прискорюється. Титрування зупиняється в т.екв., якщо від однієї надлишкової краплі весь розчин забарвлюється у блідо-рожевий колір, який не зникає протягом 1-2 хв.

Повторити титрування 2-3 рази, результати паралельних визначень заносять в таблицю 1, які не повинні відрізнитись більше ніж на 0,1 мл.

Результати паралельних визначень заносять в таблицю 1, які не повинні відрізнитись більше ніж на 0,1 мл.

Табл. 1 **Визначення точної концентрації $KMnO_4$**

№ п/п	Об'єм $H_2C_2O_4$, $V_{щ.к.}$, МЛ	Нормальність $H_2C_2O_4$, моль г-екв $\frac{\text{---}}{\text{---}}$, ($\frac{\text{---}}{\text{---}}$) дм ³ л	Об'єм $KMnO_4$, V_{KMnO_4} , МЛ	Нормальність $KMnO_4$, моль —дм ³ , (г— —екв) л
1				

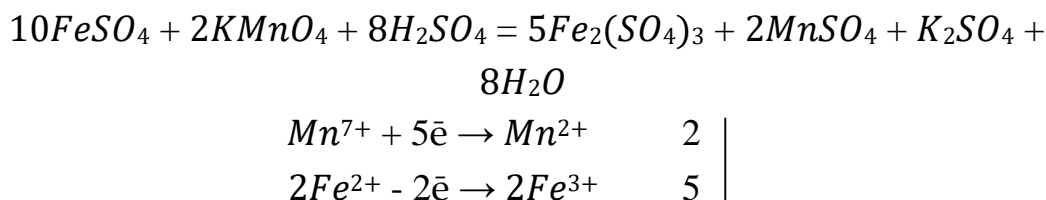
2				
3				

В т.екв. справджується рівність: $N_{KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4} = N_{H_2C_2O_4} \cdot V_{H_2C_2O_4}$ Звідси нормальність $KMnO_4$:

$$N_{KMnO_4} = N_{H_2C_2O_4} \cdot \frac{V_{H_2C_2O_4}}{V_{KMnO_4}} = 0,XXXX \text{ моль/дм}^3, (\text{г-лекв})$$

4) Визначення нормальності розчину солі Мора $(NH_4)_2SO_4 \cdot FeSO_4 \cdot 6H_2O$.

Сутність цього визначення полягає в тому, що перманганат калію в кислому середовищі окислює іони Fe^{+2} до Fe^{+3} .



Хід аналізу: Підготувати бюретку до титрування заповнити розчином $KMnO_4$. В колбу для титрування на 250 мл піпеткою відміряють аліквотну частину контрольної задачі (20-25 мл) і дозатором доливають 20 мл 2н. H_2SO_4 .

НАГРІВАТИ СУМІШ НЕ ПОТРІБНО! Т.я. при нагріванні солі двохвалентного заліза окислюються киснем повітря.

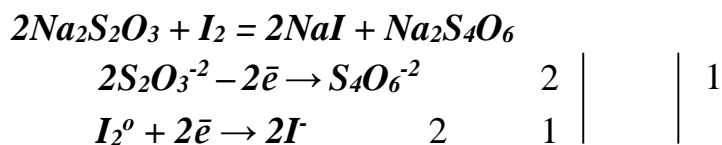
Відтитрують розчин в колбі на холоді до появи блідо-рожевого забарвлення від однієї надлишкової краплі.

Повторити титрування до одержання відтворюваних результатів, які записати в таблицю 2.

Табл.2 **Визначення нормальності контрольної задачі розчину солі Мора**

№ п/п	Об'єм $KMnO_4$, V_{KMnO_4} , мл	Нормальність $KMnO_4$, моль/дм ³ ,	Об'єм солі Мора, $V_{с.м.}$, мл	Нормальність солі Мора, $N_{с.м.}$, моль/дм ³ ,

Наважку розраховують за формулою : $m = N \cdot V \cdot E$. Для розрахунку маси еквіваленту (E) враховують реакцію, яка протікає між Натрій тіосульфатом і йодом (який виділяється в реакції з досліджуваною речовиною):



З рівняння видно , що 2 моля Натрій тіосульфату віддають 2 електрони і перетворюються в 1 моль Натрій тетратіонат $Na_2S_4O_6$. (А один моль віддає 1 \bar{e}). Тому маса еквіваленту визначається як відношення молярної маси до кількості відданих електронів (оскільки еквівалент розраховується для окисно-відновної реакції):

$$E = \frac{M_{Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O}}{\bar{e}} = \frac{248,21}{1} = 248,21 \text{ г}$$

Для приготування 500 мл $\approx 0,05$ н розчину необхідно взяти наважку $m = 0,05 \cdot 0,5 \cdot 248,21 = 6,2 \text{ г}$

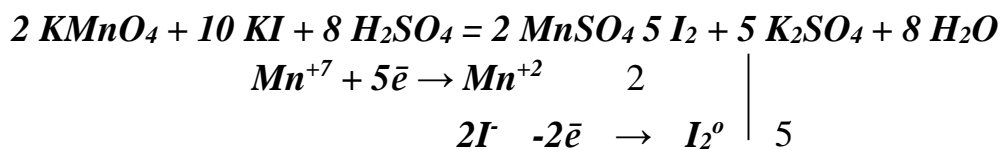
Порядок приготування робочого розчину Натрій тіосульфату:

- На технічних терезах взяти наважку $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ приблизно 6,5 г і перенести її в колбу на 500 мл, довести до мітки.
- Розчин витримати 8-10 днів, так як титр розчину змінюється. Зберігати розчин потрібно в склянці з темного скла з пробкою, що має трубку з натронним вапном, оскільки у водних розчинах Натрій тіосульфат розкладається під дією кисню і вуглекислого газу повітря і сонячного світла у присутності мікроорганізмів (для знезараження від плісняви додають 10 мг HgI_2 на 1 л розчину).

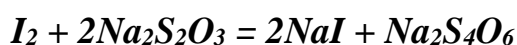
2) Встановлення точної концентрації робочого розчину Натрій тіосульфату за титруванням розчином Калій перманганату ($KMnO_4$ 0,05 н);

Заповнити бюретку розчином $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ і встановити рівень рідини за нижнім меніском на нуль. В конічну колбу для титрування прилити дозатором 10 мл 10% розчину Калій йодиду, додати дозатором 20-40 мл H_2SO_4 і піпеткою (20-25 мл) титрованого розчину $KMnO_4$.

Накрити колбу годинниковим скельцем і поставити в темне місце на 57 хвилин для завершення реакції:



Розчин розбавляють 50-60 мл води і титрують (без крохмалю) Натрій тіосульфатом повільно, перемішуючи до переходу до солом'яно-жовтого забарвлення. Потім додають 2-3 мл розчину крохмалю і продовжують титрувати до повного зникання синього забарвлення. Титрування повторюють 3 рази. Відбувається реакція :



З реакції видно, що KMnO_4 безпосередньо з $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ не взаємодіє, але число витрачених моль-еквівалентів (грам-еквівалентів) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ рівно числу моль-еквівалентів йоду, який виділився в реакції, а число моль-еквівалентів йоду – рівне числу моль-еквівалентів KMnO_4 .

$$N_{\text{KMnO}_4} \cdot V_{\text{KMnO}_4} = N_{\text{I}_2} \cdot V_{\text{I}_2}$$

$$N_{\text{I}_2} \cdot V_{\text{I}_2} = N_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3},$$

тому

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

Таблиця 3. Встановлення нормальності робочого розчину Натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

№ п/п	Об'єм KMnO_4 , V_{KMnO_4} , мл	Нормальність KMnO_4 , _____ дм ³ , (г _____ -екв) л	Об'єм розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$, мл	Нормальність розчину $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, моль г-екв _____ (_____) _____ дм ³ л
1				
2				
3				

Розрахунок нормальності Натрій тіосульфату проводять за формулою:

$$= \frac{KMnO_4}{\Gamma\text{-екв}} \cdot N \cdot V$$

$$N_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} = 0,XXXX \text{ л}$$

- 3) Приготування розчину контрольної задачі (сульфату міді) з приблизною концентрацією ($V = 100 \text{ мл}$, $N = 0,05 \text{ н}$);

Йодометричний метод визначення Купруму є одним з найбільш точних і експресних методів.

Для приготування розчину контрольної задачі (мідного купоросу $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$) необхідно зробити розрахунок наважки m :

$$m = N \cdot V \cdot E = 0,05 \cdot 0,1 \cdot 249,7 = 1,2485 \approx 1,25 \text{ г}$$

$$E_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} = \frac{M_M}{1} = \frac{249,7}{1} = 249,7 \text{ г}$$

Взяти наважку ($\approx 1,25 \text{ г}$) на аналітичних терезах, перенести в мірну колбу на 100 мл. При розчиненні наважки розчин підкислити 15 мл 2 н розчином CH_3COOH , після чого розбавити водою і довести до мітки, ретельно перемішати.

- 4) Визначення *вмісту Купруму (%) в мідному купоросі (сульфаті міді).*

Хід виконання роботи:

В конічну колбу для титрування переносять мірним циліндром (чи дозатором) 10 мл 10% розчину KI, приливають аліквотну частину 20 мл (піпеткою) розчину контрольної задачі. Колбу накривають годинниковим скельцем, дають постояти в темному місці 5-7 хв. До завершення реакції. Після цього побурівшу від виділеного йоду суміш титрують з бюретки *робочим розчином $Na_2S_2O_3$* до солом'яно-жовтого забарвлення. Додають 2-3 мл крохмалю і продовжують титрувати до повного зникнення синього забарвлення (до знебарвлення) від однієї краплі Натрій тіосульфату.

Потрібно пам'ятати, що після досягнення *точки еквівалентності* розчин не стає прозорим, а залишається жовто-білим (колір слонов'яї кістки) внаслідок присутності в ньому осаду CuI .

Титрування повторити 2-3 рази з новими порціями розчину сульфату міді. Результати не повинні розходитись більше ніж на 0,1 мл.

Табл.4. **Визначення вмісту Купруму (Cu%) в мідному купоросі $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$**

№ п/п	Нормальність розчину $N_{Na_2S_2O_3}$, моль г-екв — —, () дм ³ л	Об'єм розчину $Na_2S_2O_3$, $V_{Na_2S_2O_3}$, мл	Об'єм розчину мідного купоросу, $V_{с.м.}$, мл	Процентний вміст Купруму в наважці, $Cu\%$
1				
2				
3				

Процентний вміст Купруму в наважці $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$ обчислюють за формулою:

$$N \cdot 10 \cdot m \cdot V_{\text{піпетки}}$$

$$\%Cu = \frac{N_{Na_2S_2O_3} \cdot V_{Na_2S_2O_3} \cdot E_{Cu}}{m} \cdot V_{\text{колби}}$$

де N ($Na_2S_2O_3$) - нормальність Натрій тіосульфату,
моль г-екв
— —, ()
дм л

V ($Na_2S_2O_3$) - об'єм розчину Натрій тіосульфату, витраченого на титрування, мл;

E (Cu) - грам-еквівалент міді $E_{Cu} = 63,54$ г ; m

- наважка $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$, г;

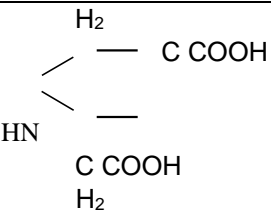
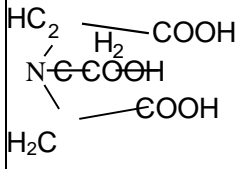
$V_{\text{колби}}$ - об'єм мірної колби, мл; $V_{\text{піпетки}}$ - об'єм піпетки, мл.

Тема 4. Методи комплексонометрії в хімічному аналізі.

Реакції утворення комплексних і малодисоційованих сполук є основою методів визначення концентрації ряду іонів в розчині. Найбільше значення в титриметричному аналізі має

комплексоутворення іонів металів з галогенід- та псевдогалогенідами (SCN^- , CN^-), а також з групою поліамінокарбонових кислот, що об'єднуються загальною назвою "комплексони" (Таблиця 13).

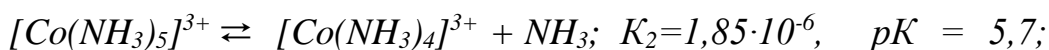
Таблиця 13. Речовини, що утворюють в розчині комплексні іони

Ліганди	Назва ліганду в сполуці	Катіони металів, що утворюють комплексні іони з лігандом
NH_3	аміно-	Cu^{2+} , Ag^+ , Zn^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Co^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{2+}
SCN^-	тіоціанато-	Fe^{2+} , Co^{2+} , Ag^+ , Ni^{2+} , Pb^{2+}
CN^-	ціано-	Ag^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+}
Cl^-	хлоро-	Hg^{2+} , Co^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+}
F^-	фторо-	Hg^{2+} , Co^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+}
I^-	йодо-	Hg^{2+} , Co^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+}
	імінодіоцтова кислота	Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , La^{3+} , Y^{3+} , Sc^{3+}
	Нітрилотриоцтова кислота (комплексон I, НТА, H_3Y)	Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Mn^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Pb^{2+}

	Етилендіамінтетраоцтова кислота (комплексон II, ЕДТА, Н ₄ Y)	$\text{Be}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+},$ $\text{Ba}^{2+}, \text{Ra}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Ti}^{3+},$ $\text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Co}^{2+},$ $\text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Zn}^{2+},$ $\text{Cd}^{2+},$ $\text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}_2^{2+}, \text{Sn}_2^{2+}, \text{Bi}_3^{3+}$
	динатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти (комплексон III або трилон Б або Na ₂ H ₂ Y)	$\text{Be}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+},$ $\text{Ba}^{2+}, \text{Ra}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Ti}^{3+},$ $\text{Mn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Co}^{2+},$ $\text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Zn}^{2+},$ $\text{Cd}^{2+},$ $\text{Hg}_2^{2+}, \text{Pb}_2^{2+}, \text{Sn}_2^{2+}, \text{Bi}_3^{3+}$

Характерною особливістю комплексних сполук для хімічного аналізу є досить висока стійкість комплексного іону в розчині, яка в кількісному плані характеризується константою дисоціації (константою нестійкості) та оберненою їй величиною – константою стійкості.

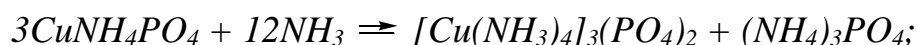
Наприклад: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} \rightleftharpoons [\text{Co}(\text{NH}_3)_5]^{3+} + \text{NH}_3;$
 $K_1 = 7,75 \cdot 10^{-6}, pK = 5,1;$



Чим менше значення константи нестійкості комплексного іону або чим більше значення константи його стійкості, тим більш стійкий він у розчині.

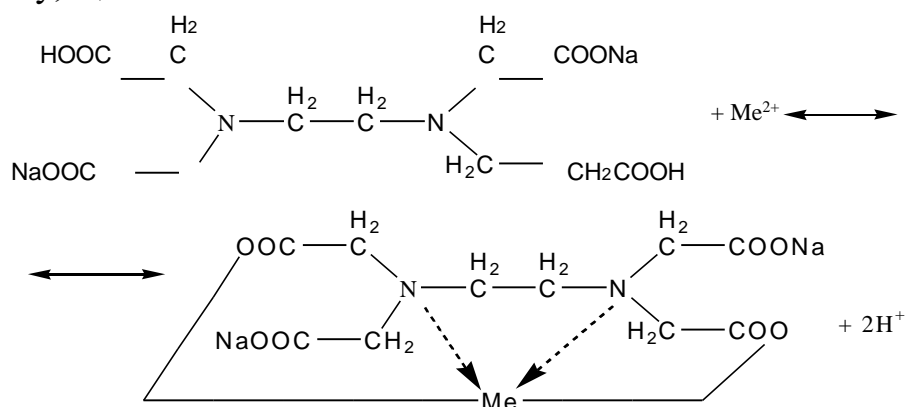
Зовнішньою ознакою утворення комплексної сполуки часто є забарвлення розчинів, розчинення осаду. Це широко використовується в якісному аналізі не лише для відкриття іонів, а й для їх розділення та маскування. **Наприклад:**

1) **розчинення осадів з метою розділення катіонів:** фосфати $\text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Co}^{2+}$ та Ni^{2+} розчиняються в надлишку NH_3 і можуть бути відділені від фосфатів $\text{Ca}^{2+}, \text{Sr}^{2+}, \text{Al}^{3+}$ та інших:



відділення AgCl від AgI :

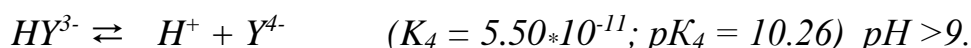
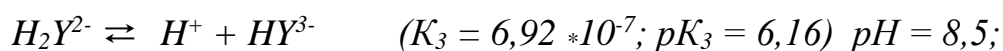
б) утворення координаційних зв'язків між атомами азоту та атомами металу, що визначається:



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

- характеризується високою чутливістю (до 10⁻² моль/л);
- реакції відбуваються швидко та стехіометрично, тобто у еквівалентних відношеннях реагентів;
- має високу вибірковість, що дозволяє його використовувати для аналізу розчину, що містить суміш катіонів.

Розчин трилону Б містить іони, що є продуктами дисоціації вихідної сполуки:



При цьому, судячи по величині рК, найбільш міцні комплексні сполуки здатні утворювати найменш протонізовані аміноацетатні ліганди. Збільшення ступеню дисоціації трилону Б залежить від рН розчину, в якому відбувається реакція комплексоутворення. Так, відповідно за рН = 4,5 в розчині, в основному, присутні іони H₂Y²⁻, за рН = 8,5 - іони HY³⁻, а за рН > 9 – іони Y⁴⁻.

Стійкість комплексних іонів залежить також від природи катіону – комплексоутворювача.

Так, катіони тризарядних металів (Fe³⁺, In³⁺, Sc³⁺) утворюють досить міцні комплекси з трилоном Б навіть в кислому середовищі. При цьому в кислому середовищі іони двовалентних металів з ЕДТА практично не взаємодіють і не заважають визначенню Me³⁺.

Стійкість комплексів двозарядних металів збільшується в лужному середовищі і досягає максимуму при $\text{pH} = 8-9$. Тому для визначення катіонів двовалентних металів за допомогою трилону Б використовують буферний розчин ($\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$).

В сильнолужному середовищі ($\text{pH} = 9,5-11$) більшість металів (перехідних) утворюють осаді гідроксидів. Тому титрування їх в таких умовах можливе лише за умови попереднього зв'язування допоміжними комплексоутворюючими речовинами, більш слабкими, ніж трилон Б. Наприклад, іони Mn^{2+} триетаноламіном.

Крім того, в сильнолужному середовищі трилоном Б можна титрувати лужноземельні метали.

Визначення точки еквівалентності в трилонометрії.

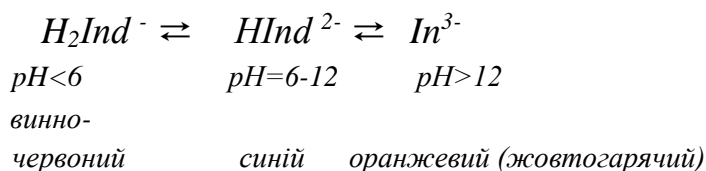
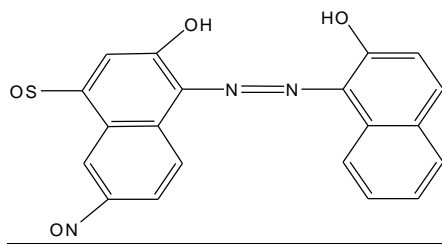
Точку еквівалентності в комплексонометричному титруванні, як і в інших методах, визначають за допомогою індикаторів. Найбільше значення і поширення одержали металоіндикатори, тобто органічні барвники, що утворюють забарвлені комплексні сполуки з катіонами дво- та тривалентних металів.

З такими індикаторами іони металів, наприклад Ca^{2+} , Mg^{2+} та інші, утворюють внутрішньокмлексні сполуки червоного кольору. Особливість полягає в тому, що ці сполуки менш стійки, ніж комплекси цих же металів з ЕДТА. Тому при титруванні розчину, що підлягає аналізу, комплекс металу з індикатором руйнується під дією титранту (ЕДТА або $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$) і утворюється комплекс MeEДТА : $\text{MeInd} + \text{EДТА} \rightarrow \text{MeEДТА} + \text{H}_2\text{Ind}$.

Індикатори повинні відповідати таким вимогам:

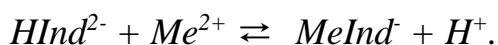
- забезпечувати чутливу та селективну реакцію з іонами металів, що визначаються. Тому розрізняють універсальні та специфічні індикатори;
- утворювати з іонами металів достатньо міцні комплексні сполуки, які поступаються лише комплексонатам, утвореним ЕДТА з цими металами;
- зміна забарвлення в кінцевій точці титрування повинна бути контрастною та різкою; комплексні сполуки індикаторів з іонами металів повинні бути лабільними і досить швидко обмінюватися лігандами з ЕДТА.

Найбільш поширеним індикатором для комплексометрії є *еріохром чорний Т* (H_2Ind^{1-}) відповідає формулі:



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 з сухим NaCl в співвідношенні від 1 : 100 до 1 : 400. Для кожного титрування беруть 20 – 30 мг суміші. Визначення з цим індикатором проводиться при $pH = 7-11$, де переважна кількість індикатора перебуває у вигляді забарвлених у синій колір іонів $HInd^{2-}$. При додаванні невеликої кількості індикатора до розчину солі металу весь індикатор переходить у забарвлену комплексну сполуку з катіоном металу, наприклад:



Титрування розчином ЕДТА полягає у зв'язуванні вільних іонів металу в комплексну сполуку: $Me^{2+} + H_2Y^{2-} \rightleftharpoons MeY^{2-} + 2H^+$.

Після цього ЕДТА взаємодіє з йонами $MeInd^-$:



винно-червоний синій

Отже точка еквівалентності характеризується зміною винночервоного кольору розчину (забарвлення йонів $MeInd^-$) на синій (забарвлення йонів індикатора $HInd^{2-}$). На практиці застосовують і інші індикатори:

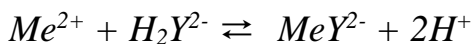
- *мурексид (пурпурат амонію)* – за $pH \leq 9$ він червоно-фіалковий, $pH 9-10$ – фіолетовий, $pH > 11$ – синьо-фіолетовий. З катіонами Ca^{2+} ,

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+} (рН 1–1,5); Al^{3+} (рН 2-4); Zn^{2+} , Cd^{2+} , Cu^{2+} та Hg^{2+} (рН 5-6), Tl^{3+} (рН 4-5), Bi^{3+} (рН 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 рН. Наприклад, катіонів Zn^{2+} (рН 9-10), Mg^{2+} (рН 10-11), Mn^{2+} (рН 10), Ca^{2+} (рН > 12). Комплекси з катіонами металів забарвлені у вишневочервоний колір.

У іншому варіанті трилонометричних визначень точку еквівалентності встановлюють, виходячи із змін кислотно-основних властивостей системи під час титрування. Тоді до розчину солі додають надлишок робочого розчину ЕДТА.



Внаслідок реакції катіони металу витискують еквівалентну кількість йонів водню. Визначення закінчується титруванням виділеної кислоти робочим розчином лугу, використовуючи звичайні кислотноосновні індикатори для встановлення точки еквівалентності. Цей метод має обмежене використання.

Буферні суміші у комплексометрії. Для приготування буферних сумішей з різним діапазоном рН використовують наступні речовини:

- рН 1 : 1М розчини HCl або HNO_3 ;
- рН 2-4 : Змішуванням гліколю та його солянокислої солі. Використовують тверду амінокислоту, яку по мірі необхідності додають до розчинів, що аналізуються;
- рН 4-6,5: Змішуванням 1М розчинів оцтової кислоти та ацетату натрію;
- рН 6,5-8 : Змішуванням 1М розчинів триетаноламіну та його солянокислої солі. Триетаноламін $\text{N}(\text{C}_2\text{H}_4\text{OH})_3$ – хелатоутворююча речовина, що утворює комплекси з

багатьма металами, що зменшує стрибок титрування в точці еквівалентності. Тому концентрація вільного триетаноламіну в розчині повинна бути якнайменшою;

- рН 8-11 : Змішуванням 1М розчинів аміаку та солі амонію; □ рН 10 : 70 г хлориду амонію змішують з 570 мл концентрованого розчину аміаку (густина 0,90 г/см³) і розбавляють розчин до 1 л;
- рН 11-13: 1М розчин NaOH.

Лабораторна робота №15. Визначення нормальності розчину Кальцію нітрату і загальної твердості води методом комплексометричного титрування.

Мета роботи: 1) За допомогою робочого розчину Комплексону III (Трилону Б або ЕДТА) - визначити нормальність розчину $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;

2) Визначити загальну твердість води.

Матеріали та обладнання:

- 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;
- мірний циліндр на 100 мл чи більший;
- промивалка з дистильованою водою.
- вода дистильована (ГОСТ 6709);
- Натрій етилендіамінтетраацетат 2-водний ($\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2\text{Na}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), Комплексон III або Трилон Б, розчин з концентрацією 0,05 н.;
- Цинк сульфат $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, титрований розчин 0,05 н.;
- металіндикатор хромоген чорний спеціальний ET-00 (еріохром чорний Т-ЕХС);
- амонійна буферна суміш при рН =8-10 ($\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$);

Хід виконання роботи:

- 1) Приготування робочого розчину Комплексона III (Трилону Б);
- 2) Приготування титрованого розчину сульфату Цинку ZnSO_4 (первинного стандарту);

- 3) Встановлення нормальності робочого розчину Трилону Б за розчином сульфату Цинку $ZnSO_4$;
- 4) Визначення нормальності розчину контрольної задачі $Ca(NO_3)_2$;
- 5) Визначення загальної твердості води.

1) Приготування робочого розчину Комплексона III (Трилону Б)

$$C_N = 0,05 \text{ моль-дм}^3 \text{ або г-декв (моль-л-екв)}.$$

Розчин Комплексону III звичайно готують з точної наважки препарату. Розраховану наважку розчиняють в мірній колбі, розраховують титр і нормальність. Титр робочого розчину Комплексону III можна перевірити за розчином солі Магнію, Кальцію або Цинку відомої концентрації (наприклад за розчином сульфату Цинку або Магнію, приготовленого з фіксаналу).

Розрахунок наважки Комплексону III (Трилону Б).

$N \text{ (} C_N \text{)} = 0,05 \text{ н. еквівалентна або з (моль-л-екв); моль-дм}^3$	$m_{\text{тр.Б}} = N \cdot V \cdot E_{\text{тр.Б}}, \quad \text{де } E_{\text{тр.Б}} = \frac{\text{г маса трилону Б (г-екв)}}{\text{М}}$
$V = 1000 \text{ мл} = 1 \text{ л}$ <p style="text-align: center;">(1000³ або 1 дм³)</p>	$E_{\text{тр.Б}} = \frac{2M}{3722,3} = 186,15 \text{ моль-г}$ $m_{\text{тр.Б}} = 0,05 \cdot 1 \cdot 186,15 = 9,3075 \text{ г.}$

2) Приготування титрованого розчину сульфату Цинку $ZnSO_4$

(первинного стандарту) з концентрацією $C_N = 0,05 \text{ н. (моль-дм}^3 \text{, або г-екв-л)}$

Розчин сульфату Цинку готують за точною наважкою або з фіксаналу.

Розрахунок наважки сульфату Цинку $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$.

N (C_N) = 0,05 н.
еквівалентна або з (моль
_____ л-екв ,
г-лекв); моль
_____ дм

$m_{ZnSO_4} = N \cdot V \cdot E_{ZnSO_4}$, де E_{ZnSO_4} –

маса $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$, (моль_____г або г_____
-гекв).

$V = 100$ мл = 0,1 л

М

$E_{ZnSO_4} = \frac{287}{2} = 143,5$ г/моль

(100 см³ або 0,1 дм³)

$m_{ZnSO_4} = 0,05 \cdot 0,1 \cdot 143,5 = 0,7175$ г.

Наважку солі Цинку відбирають на аналітичних терезах з точністю до 4-го знаку (на електронних терезах до 3-го знаку), переносять в мірну колбу на 100 мл, розчиняють і доводять до мітки. Точну нормальність визначають за поправочним коефіцієнтом

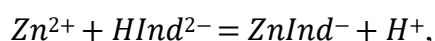
$K = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{розрахунк.}}}$; $N = K \cdot 0,05 = 0, \dots$ моль/дм³, або г/л
_____ л

3) Встановлення нормальності робочого розчину Трилону Б за стандартним розчином сульфату Цинку $ZnSO_4$.

Весь посуд промити дистильованою водою, бюретку заповнити робочим розчином Комплексону III (Трилону Б), встановити «нуль» за нижнім меніском (т.я. розчин безбарвний).

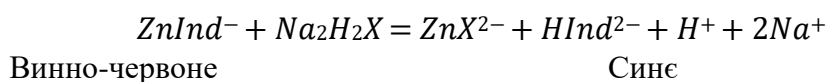
Хід аналізу: В конічну колбу для титрування на 250-300 мл відміряють аліквотну частину титрованого розчину сульфату Цинку $ZnSO_4$ (20-25 мл). Для повноти зв'язування іонів металу трилоном Б і для досягнення кількісної взаємодії реакцію проводять в лужному середовищі (рН = 10-12) з використанням амонійної буферної суміші ($NH_4Cl + NH_4OH$). Циліндром відміряють 5-7 мл амонійної буферної суміші і наливають в колбу. Потім вносять на кінчику шпателью (20-30 мг) сухого металіндикатора хромоген чорного спеціального ET-00 до появи винно-червоного забарвлення (не дуже темного).

Титрують суміш робочим розчином Комплексону III (Трилону Б) до переходу винно-червоного забарвлення у синє.



Синє

Винно-червоне



Повторити титрування 2-3 рази, результати паралельних визначень заносять в **Таблицю 1**, які не повинні відрізнятись більше ніж на 0,1 мл.

Таблиця 1. Встановлення нормальності робочого розчину Трилону Б

№ п/п	Об'єм розчину ZnSO_4 , V_{ZnSO_4} , мл	Нормальність розчину ZnSO_4 , N_{ZnSO_4} , г-лекв	Об'єм розчину тр. Б, $V_{\text{тр.Б}}$, мл	Нормальність розчину тр.Б, $N_{\text{тр.Б}}$, г-екв <hr style="width: 20%; margin: 0 auto;"/> л
1				
2				
3				

Розрахунок нормальності робочого розчину Трилону Б визначають виходячи із співвідношення в точці еквівалентності:

$$N_{\text{тр.Б}} \cdot V_{\text{тр.Б}} = N_{\text{ZnSO}_4} \cdot V_{\text{ZnSO}_4}$$

$$N_{\text{тр.Б}} = \frac{N_{\text{ZnSO}_4} \cdot V_{\text{ZnSO}_4}}{V_{\text{тр.Б}}} = 0,XXXX \text{ моль-дмз, або г-лекв}$$

4 Визначення нормальності розчину контрольної задачі $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Хід аналізу: Аналіз контрольної задачі проводять аналогічно попередньому, в колбу для титрування замість розчину сульфату Цинку відбирають аліквотну частину (20-25 мл) розчину контрольної задачі $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. Титрування проводять 2-3 рази, різниця між результатами не повинна перевищувати 0,1 мл. Результати вимірювань вносять в **Таблицю 2**.

Таблиця 2. Визначення нормальності розчину контрольної задачі $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$

№ п/п	Об'єм розчину тр. Б, $V_{\text{тр.Б}}$, мл	Нормальність розчину тр.Б, $N_{\text{тр.Б}}$, г-лекв	Об'єм розчину $V_{(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2)}$, мл	Нормальність розчину $N_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2}$, г-лекв

1				
2				
3				

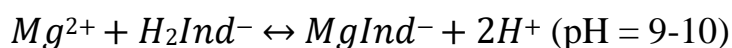
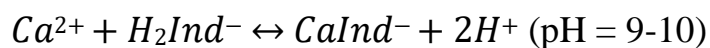
Розрахунок нормальності розчину контрольної задачі $Ca(NO_3)_2$ проводять згідно співвідношення в точці еквівалентності:

$$N_{\text{тр.Б}} \cdot V_{\text{тр.Б}} = N_{Ca(NO_3)_2} \cdot V_{(Ca(NO_3)_2)}$$

$$N_{Ca(NO_3)_2} = V_{\text{тр.Б}} \cdot N_{(Ca(NO_3)_2)} = 0,XXXX \text{ моль} \cdot \text{дм}^3, (\text{г-лекв})$$

5 Визначення загальної твердості води.

Суть методики полягає в тому, що в слаболужному середовищі аніони індикатору хромогену чорного спеціального ET-00 H_2Ind^- утворюють з іонами Кальцію і Магнію комплексні сполуки $CaInd^-$ і $MgInd^-$ забарвлені у винно-червоний колір:



В процесі титрування ці комплекси руйнуються в результаті утворення більш міцних комплексів сполук іонів Кальцію і Магнію з Трилоном Б (титрантом). При цьому **в точці еквівалентності** вільні іони індикатору $HInd^{2-}$ забарвлюють розчин в синій колір.



Винно-червоний

Синій



Винно-червоний

Синій

$$pH = 9-10$$

Хід аналізу: У колбу для титрування відміряють мірним циліндром 100 мл аналізуємої води. Додають 5-7 мл амонійної буферної суміші і на кінчику шпателью металіндикатор хромоген чорний спеціальний ET-00 (20-30 мг). Розчин забарвлюється у винно-червоний колір. Суміш титрують 0,05 н. розчином Трилону Б до переходу забарвлення у синій колір. Результати аналізу записують у **Таблицю 3**. Значення твердості води коливається від 0-12 мг _____-екв. л

Таблиця 3. Визначення загальної твердості води.

№ п/п	Об'єм розчину Тр. Б, $V_{\text{тр.Б}}$, мл	Нормальність розчину Тр.Б, $N_{\text{тр.Б}}$, г _____ -декв	Об'єм води, V_{H_2O} , мл	Твердість води, $T_{\text{в.заг.}}$, мг-екв _____ / л
1			100	
2			100	
3			100	

Розрахунок ведуть за формулою:

$$T_{\text{в.заг.}} = N_{\text{тр.Б}} V_{H_2O} / V_{\text{тр.Б}} = X,XX \text{ мгдм-екв/л}, (\text{мг} \text{ _____} \text{ -лекв})$$

ДОД

1. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА

ПЕРІОДИ	ГРУПИ				
	I	II	III	IV	V
1	2,2 0,373 13,598 H Гідроген Водень 1s 1,0079				
2	1,0 1,52 5,392 Li Літій [He]2s 6,941	1,5 1,113 9,322 Be Берилій [He]2s 9,0122	2,0 0,795 8,298 B Бор [He]2s 2p 10,811	2,5 0,772 11,260 C Карбон Вуглець [He]2s 2p 12,011	3,0 0,549 14,53 N Нітроген Азот [He]2s 2p 14,007
3	0,9 1,858 5,139 Na Натрій [Ne]3s 22,990	1,2 1,999 7,646 Mg Магній [Ne]3s 24,305	0,9 1,858 5,139 Al Алюміній [Ne]3s 3p 26,982	1,8 1,176 8,151 Si Силіцій [Ne]3s 3p 28,086	2,1 1,103 10,486 P Фосфор [Ne]3s 3p 30,974
4	0,8 2,272 4,341 K Калій [Ar]4s 39,098	1,0 1,974 6,113 Ca Кальцій [Ar]4s 40,087	2,1 1,606 6,54 Sc Скандій [Ar]3d 4s 44,956	4,3,(2) 1,5 1,448 6,82 Ti Титан [Ar]3d 4s 47,88	5,4,3,2 1,6 1,311 6,74 V Ванадій [Ar]3d 4s 50,942
	2,9 3,041 6,592 Cu Купрум Мідь [Ar]3d 4s 63,546	1,0 1,278 7,726 Zn Цинк [Ar]3d 4s 65,39	1,6 1,535 9,394 Ga Галій [Ar]3d 4s 4p 69,723	4,(2) 1,8 1,225 7,9 Ge Германій [Ar]3d 4s 4p 72,59	5,3,3 2,0 1,245 9,81 As Арсен [Ar]3d 4s 4p 74,922
5	0,8 2,472 4,177 Rb Рубідій [Kr]5s 85,468	1,0 2,151 5,695 Sr Стронцій [Kr]5s 87,62	1,7 1,626 5,786 Y Ітрій [Kr]4d 5s 88,906	4,(3),(2) 1,4 1,399 6,84 Zr Цирконій [Kr]4d 5s 91,224	5,(4),(3) 1,6 1,429 6,88 Nb Ніобій [Kr]4d 5s 92,906
	3,(2),1 1,9 1,445 7,576 Ag Аргентум Срібло [Kr]4d 5s 107,87	1,7 1,489 8,993 Cd Кадмій [Kr]4d 5s 112,41	3,(1) 1,8 1,626 5,786 In Індій [Kr]4d 5s 5p 114,82	4,2,(4) 1,9 1,45 8,641 Sn Станум Олово, цинка [Kr]4d 5s 5p 118,71	5,3,3 1,9 1,545 8,641 Sb Стійбій [Kr]4d 5s 5p 121,75
6	0,7 2,655 3,894 Cs Цезій [Xe]6s 132,91	0,9 2,174 5,212 Ba Барій [Xe]6s 137,33	1,1 1,87 5,557 *La Лантан [Xe]5d 6s 138,91	4,(3),(2) 1,3 1,564 7,0 Hf Гафній [Xe]4f 5d 6s 178,49	5,(4) 1,5 1,43 7,89 Ta Тантал [Xe]4f 5d 6s 180,95
	3,(2),1 2,4 1,442 9,225 Au Аурум Золото [Xe]4f 5d 6s 196,97	2,1 1,9 1,503 10,437 Hg Ртуть [Xe]4f 5d 6s 200,59	3,1 1,8 1,70 6,108 Tl Талій [Xe]4f 5d 6s 6p 204,38	4,2,(4) 1,8 1,75 7,416 Pb Плумбум, Свинць, олово [Xe]4f 5d 6s 6p 207,2	5,3,(3) 1,9 1,545 7,289 Bi Бісмут [Xe]4f 5d 6s 6p 208,98
7	0,7 4,0 Fr Францій [Rn]7s [223]	0,9 5,279 Ra Радій [Rn]7s 226,03	89 [227] **Ac Актиній [Rn]6d 7s	1,1 1,878 6,9 104 [261] Db Дубній [Rn]5f 5d 7s	1,5 1,43 7,89 105 [262] Lr Лоренцій [Rn]5f 6d 7s

*Лантанοїди

58 140,12 [Xe]4f 5d 6s Ce Церій	59 140,91 [Xe]4f 5d 6s Pr Празеодим	60 144,24 [Xe]4f 5d 6s Nd Неодим	61 [147] [Xe]4f 5d 6s Pm Прометій	62 150,36 [Xe]4f 5d 6s Sm Самарій	63 151,96 [Xe]4f 5d 6s Eu Європій	64 157,25 [Xe]4f 5d 6s Gd Гадоліній
--	--	---	--	--	--	--

*Актиноїди

90 232,04 [Rn]5f 6d 7s Th Торій	91 [231] [Rn]5f 6d 7s Pa Протактиній	92 238,03 [Rn]5f 6d 7s U Уран	93 [237] [Rn]5f 6d 7s Np Нептуній	94 [244] [Rn]5f 6d 7s Pu Плутоній	95 [243] [Rn]5f 6d 7s Am Амеріцій	96 [247] [Rn]5f 6d 7s Cm Кюрій
--	---	--	--	--	--	---

ДАТКИ

ЕЛЕМЕНТІВ Д.І. МЕНДЕЛЄЄВА

ГРУПИ					ПЕРІОДИ
VI	VII	VIII			
		1,4 24,587 He 2 Гелій 1s 4,0026			1
3,5 0,604 13,618 O 8 Оксиген Кисень [He]2s ² 2p ⁴ 15,999	4,0 0,709 17,42 F 9 Флуор Фтор [He]2s ² 2p ⁵ 18,998	1,5 21,564 Ne 10 Неон [He]2s ² 2p ⁶ 20,179	26 6(5),(4),3,2 1,8 1,241 7,87 Fe 26 [Ar]3d ⁶ 4s ² 55,847 Ферум Залізо	Атомний радіус, A (1A = 0,1 нм) Електронегативність за Полінгом Енергія іонізації, eB	
2,5 1,035 10,360 S 16 Сульфур Сірка [Ne]3s ² 3p ⁴ 32,066	3,0 0,994 12,967 Cl 17 Хлор [Ne]3s ² 3p ⁵ 35,453	1,8 15,759 Ar 18 Аргон [Ne]3s ² 3p ⁶ 39,948	27 3,2 1,8 1,253 7,86 Co 27 [Ar]3d ⁷ 4s ² 58,933 Кобальт	28 3,2 1,8 1,246 7,635 Ni 28 [Ar]3d ⁸ 4s ² 58,69 Нікель	3
2,4 1,16 9,752 Se 34 Селен [Ar]3d ⁴ 4s ² 4p ⁴ 78,96	2,8 1,145 11,814 Br 35 Бром [Ar]3d ⁵ 4s ² 4p ⁵ 79,904	1,9 13,999 Kr 36 Криптон [Ar]3d ⁵ 4s ² 4p ⁶ 83,80	45 5,4,3,2 2,3 1,345 7,46 Rh 45 [Kr]4d ⁸ 5s ¹ 102,91 Радій	46 4,2 2,2 1,376 8,34 Pd 46 [Kr]4d ¹⁰ 5s ⁰ 104,2 Паладій	
2,1 1,432 9,009 Te 52 Телур [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁴ 127,60	2,5 1,331 10,451 I 53 Йод [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵ 126,90	2,1 12,13 Xe 54 Ксенон [Kr]4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁶ 131,29	47 6,4,3,2 2,2 1,357 9,1 Ir 77 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁷ 6s ² 192,22 Ірідій	78 6,4,2 2,3 1,373 9,0 Pt 78 [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁹ 6s ¹ 195,08 Платина	5
7,4 6,5,4,3,2 1,7 1,37 7,98 W 74 Вольфрам [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁴ 6s ² 183,85	7,5,3,1,1 7,6,4,2 1,9 1,371 7,88 Re 75 Реній [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁵ 6s ² 186,21	7,6,4,2 2,2 1,338 8,7 Os 76 Осмій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁶ 6s ² 190,2	79 6,4,3,2 2,2 1,357 9,1 Au 79 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹ 196,967 Золото	80 6,4,2 2,3 1,373 9,0 Hg 80 [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 200,59 Ртуть	
2,0 1,673 8,42 Po 84 Бісмут [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁴ [209]	2,2 1,45 9,3 At 85 Астат [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵ [210]	10,748 Rn 86 Радон [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁶ [222]	109 6,4,3,2 2,2 1,357 9,1 Mt 109 [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² 268,10 Майтнерій	110 6,4,2 2,3 1,373 9,0 Uun 110 [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² 287,10 Унунілій	7
106 [263] Rf 106 [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² 261,10 Резерфордій	107 [262] Bh 107 [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² 264,10 Борій	108 [265] Hn 108 [Rn]5f ¹⁴ 6d ⁷ 7s ² 269,10 Ганій			

65 1,2 1,763 5,85 Tb 65 Тербій [Xe]4f ⁹ 5d ⁰ 6s ² 158,93	66 1,2 1,752 5,93 Dy 66 Диспрозій [Xe]4f ¹⁰ 5d ⁰ 6s ² 162,50	67 1,2 1,743 6,02 Ho 67 Гольмій [Xe]4f ¹¹ 5d ⁰ 6s ² 164,93	68 1,2 1,734 6,1 Er 68 Ербій [Xe]4f ¹² 5d ⁰ 6s ² 167,26	69 1,2 1,724 6,18 Tm 69 Тулій [Xe]4f ¹³ 5d ⁰ 6s ² 168,93	70 1,2 1,94 6,254 Yb 70 Ітербій [Xe]4f ¹⁴ 5d ⁰ 6s ² 173,04	71 1,3 1,718 5,426 Lu 71 Лутецій [Xe]4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 174,97
---	---	---	--	---	---	--

97 [247] Bk 97 Берклій [Rn]5f ⁹ 6d ¹ 7s ²	98 [251] Cf 98 Каліфорній [Rn]5f ¹⁰ 6d ¹ 7s ²	99 [252] Es 99 Ейнштейній [Rn]5f ¹¹ 6d ¹ 7s ²	100 [257] Fm 100 Фермій [Rn]5f ¹² 6d ¹ 7s ²	101 [258] Md 101 Менделєєв [Rn]5f ¹³ 6d ¹ 7s ²	102 [259] No 102 Нобелій [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²	103 [260] Lr 103 Лоуренцій [Rn]5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ²
--	--	--	--	---	---	---

2. Назви найважливіших кислот та їх солей

Кислоти		Солі	
Емпірична формула	1 Назва	Приклад	Назва

2 HF	Фторидна (фтороводнева)	CaF ₂	кальцій фторид
HCl	3 Хлоридна (хлороводнева)	AlCl ₃	алюміній хлорид
4 HBr	5 Бромідна (бромоводнева)	FeBr ₃	ферум(III) бромід
6 HI	7 Йодидна (йодоводнева)	PbI ₂	плюмбум(II) йодид
HClO	Хлорнуватиста, хлоратна (I)	NaClO	натрій хлорат (I)
HClO ₂	Хлориста, хлоратна (III)	NaClO ₂	натрій хлорат (III)
HClO ₃	Хлорнувата, хлоратна (V)	Mg(ClO ₃) ₂	магній хлорат (V)
HClO ₄	Хлорна, хлоратна (VII)	NH ₄ ClO ₄	амоній хлорат (VII)
H ₂ SO ₄	Сульфатна (сірчана)	CuSO ₄ Zn(HSO ₄) ₂	купрум(II) сульфат 8 цинк гідрогенсульфат
H ₂ SO ₃	Сульфітна (сірчиста)	K ₂ SO ₃ KHSO ₃	калій сульфіт калій гідрогенсульфіт
H ₂ S	Сульфідна (сірководнева)	Na ₂ S	натрій сульфід
HNO ₃	Нітратна (азотна)	KNO ₃	калій нітрат
HNO ₂	Нітритна (азотиста)	Mn(NO ₂) ₂	манган(II) нітрит
H ₃ PO ₄	Фосфатна (монофосфорна)	Ca ₃ (PO ₄) ₂ CaHPO ₄ Ca(H ₂ PO ₄) ₂	кальцій фосфат кальцій гідрогенфосфат кальцій дигідрогенфосфат
HPO ₃	Метафосфатна (метафосфорна)	NaPO ₃	натрій метафосфат
H ₄ P ₂ O ₇	Дифосфатна (дифосфорна)	Co ₂ P ₂ O ₇	кобальт(II) дифосфат
H ₂ CO ₃	Карбонатна (вугільна)	MgCO ₃ Mg(HCO ₃) ₂	магній карбонат магній гідрогенкарбонат
H ₂ SiO ₃	Метасилікатна (метакремнієва)	ZnSiO ₃	цинк метасилікат
H ₃ BO ₃	Боратна (борна)	Na ₃ BO ₃	натрій борат
HBO ₂	Метаборатна (метаборна)	NaBO ₂	натрій метаборат
CH ₃ COOH	ацетатна, етанова	CH ₃ COONa	натрій ацетат
HMnO ₄	Манганатна (марганцева)	KMnO ₄	калій перманганат
H ₂ CrO ₄	Хроматна (хромова)	K ₂ CrO ₄	калій хромат
H ₂ Cr ₂ O ₇	Дихроматна (дихромова)	K ₂ Cr ₂ O ₇	9 калій дихромат

3. Відносні електронегативності елементів

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
I	H 2,1										He -
II	Li 0,97	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10				Ne -
III	Na 1,01	Mg 1,23	Al 1,47	Si 1,74	P 2,1	S 2,6	Cl 2,83				Ar -
IV	K 0,91	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	Co 1,70	Ni 1,75	
	Cu 1,75	Zn 1,66	Ga 1,82	Ge 2,02	As 2,20	Se 2,48	Br 2,74				Kr -
V	Rb 0,89	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	Rh 1,45	Pd 1,35	
	Ag 1,42	Cd 1,46	In 1,49	Sn 1,72	Sb 1,82	Te 2,01	I 2,21				Xe -
VI	Cs 0,86	Ba 0,97	L*a 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	Ir 1,55	Pt 1,44	
	Au 1,42	Hg 1,44	Tl 1,44	Pb 1,55	Bi 1,67	Po 1,76	At 1,90				Rn -
VII	Fr 0,86	Ra 0,97	A**s 1,00	* Лантаноїди: 1,08-1,14 **Актиноїди: 1,11-1,2							

**Ряд стандартних електродних потенціалів металів
(Ряд напруг)**

Li, K, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Ni, Sn, Pb,

H₂

Cu, Ag, Hg, Au

4. Густина водних розчинів кислот (г/см³) при 18⁰С

Процентна концентрація	H ₂ SO ₄	HNO ₃	HCl
10	1,069	1,056	1,049
12	1,083	1,068	1,059
14	1,098	1,080	1,069
16	1,112	1,093	1,079
18	1,127	1,106	1,089
20	1,143	1,119	1,100
22	1,158	1,132	1,110
24	1,174	1,145	1,121
26	1,190	1,158	1,132
28	1,205	1,171	1,142
30	1,224	1,184	1,152
32	1,238	1,198	1,163
34	1,255	1,211	1,173
36	1,273	1,225	1,183
38	1,290	1,238	1,194
40	1,307	1,251	-
42	1,324	1,264	-
46	1,361	1,290	-
48	1,380	1,303	-
50	1,399	1,316	-
54	1,439	1,340	-
56	1,460	1,351	-
60	1,503	1,373	-
64	1,547	1,394	-
68	1,594	1,412	-
70	1,617	1,421	-
72	1,640	1,429	-

74	1,664	1,437	-
76	1,687	1,445	-
78	1,710	1,453	-
80	1,732	1,460	-
82	1,755	1,467	-
92	1,830	1,496	-
94	1,837	1,500	-
96	1,840	1,504	-
98	1,841	1,510	-

CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
---------------------------	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---	---

Р – розчиняється; Н – не розчиняється; М – мало розчиняється; - не існує або в водному середовищі розкладається

6. Ступінь дисоціації кислот, основ та солей у водних розчинах при 18 °С

Назва електроліту	Формула електроліту	Ступінь дисоціації, %	
		в 1 н. розчинах	в 0,1 н. розчинах
К и с л о т и			
нітратна	HNO_3	82	92
боратна	H_3BO_3	-	0,01
карбонатна	H_2CO_3	-	0,17
етанова	CH_3COOH	0,4	1,3
сульфідна	H_2S	-	0,07
сульфатна	H_2SO_4	51	90
сульфітна	H_2SO_3	-	34
хлоридна	HCl	78	92
ортофосфатна	H_3PO_4	-	27
Г і д р о к с и д и			
амоній гідроксид	NH_4OH	0,4	1,3
барій —*—	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	69	-
калій —*—	KOH	77	91
кальцій —*—	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	-	98
літій —*—	LiOH	63	-
натрій —*—	NaOH	73	91
С о л і			
калій нітрат	KNO_3	64	83
аргентум (I) нітрат	AgNO_3	58	81
калій сульфат	K_2SO_4	53	72
купрум (II) сульфат	CuSO_4	-	40
натрій сульфат	Na_2SO_4	45	65
амоній хлорид	NH_4Cl	74	85

калій хлорид	KCl	75	86
натрій хлорид	NaCl	67	84

7. Константи дисоціації деяких кислот та основ у водних розчинах

<i>Речовина</i>	<i>Формула</i>	<i>t, °C</i>	<i>K_{дис.}</i>
К и с л о т и			
Нітритна (0,5 н)	HNO ₂	18	4,0·10 ⁻⁴
Нітратна	HNO ₃	25	4,36·10
Боратна	H ₃ BO ₃	25	K ₁ 5,8·10 ⁻¹⁰ K ₂ 1,8·10 ⁻¹³ K ₃ 1,6·10 ⁻¹⁴
Карбонатна	H ₂ CO ₃	25	K ₁ 4,3·10 ⁻⁷ K ₂ 5,6·10 ⁻¹¹
Йодидна	HI	25	1,0·10 ¹¹
Силікатна	H ₂ SiO ₃	18	K ₁ 2,2·10 ⁻¹⁰ K ₂ 1,6·10 ⁻¹²
Етанова	CH ₃ COOH	25	1,75·10 ⁻⁵
Сульфатна	H ₂ SO ₄	25	K ₁ 1,0·10 ³ K ₂ 1,2·10 ⁻²
Сульфітна	H ₂ SO ₃	25	K ₁ 1,58·10 ⁻² K ₂ 6,31·10 ⁻⁸
Сульфідна	H ₂ S	25	K ₁ 6,0·10 ⁻⁸ K ₂ 1,0·10 ⁻¹⁴
Фосфатна	H ₃ PO ₄	25	K ₁ 7,52·10 ⁻³ K ₂ 6,31·10 ⁻⁸ K ₃ 1,26·10 ⁻¹³
Фторидна	HF	25	6,61·10 ⁻⁴
Хлоридна	HCl	25	1,0·10 ⁷
О с н о в и			
алюміній гідроксид	Al(OH) ₃	25	K ₃ 1,38·10 ⁻⁹
амоній —*—	NH ₄ OH	25	1,79·10 ⁻⁵
барій —*—	Ba(OH) ₂	25	K ₂ 2,3·10 ⁻¹
ферум (II) —*—	Fe(OH) ₂	25	K ₂ 1,3·10 ⁻⁴
ферум (III) —*—	Fe(OH) ₃	25	K ₂ 1,82·10 ⁻¹¹ K ₃ 1,35·10 ⁻¹²
кальцій —*—	Ca(OH) ₂	25	K ₂ 4,3·10 ⁻²

купрум (II) —*—	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	25	K_2	$3,4 \cdot 10^{-7}$
натрій —*—	NaOH	25		5,9
плюмбум (II) —*—	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	25	K_2	$9,6 \cdot 10^{-4}$
хром (III) —*—	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	25	K_3	$1,02 \cdot 10^{-10}$
цинк —*—	$\text{Zn}(\text{OH})_2$	25	K_2	$1,5 \cdot 10^{-9}$

8. Властивості деяких індикаторів

Індикатор	Забарвлення індикатору		Інтервал зміни забарвлення індикатору, рН
	кисле середовище	лужне середовище	
Метилловий оранжевий	Червоне	Жовте	3,1-4,4
Метилловий червоний	Червоне	Жовте	4,2-6,2
Лакмус	Червоне	Синє	5,0-8,0
Феноловий червоний	Жовте	Червоне	6,4-8,0
Фенолфталеїн	Безбарвне	Малинове	8,0-10,0
Тимолфталеїн	Безбарвне	Синє	9,4-10,6

9. Константи нестійкості деяких комплексних йонів

Комплексний йон	Константа нестійкості ($K_{\text{нест.}}$)	Комплексний йон	Константа нестійкості ($K_{\text{нест.}}$)
<i>Комплекси з аміаком</i>		<i>Ціанідні комплекси</i>	
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9,31 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$3,1 \cdot 10^{-33}$	$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5,1 \cdot 10^{-31}$

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,14 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,3 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$9,8 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,46 \cdot 10^{-10}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$
<i>Фторидні комплекси</i>		<i>Йодидні комплекси</i>	
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$1,5 \cdot 10^{-20}$	$[\text{HgJ}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$7,9 \cdot 10^{-17}$	$[\text{PbJ}_4]^{2-}$	$1,4 \cdot 10^{-4}$
<i>Гідроксокомплекси</i>			
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,1 \cdot 10^{-16}$	$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$7,6 \cdot 10^{-17}$

10. Типові окисники та відновники

Окисники	Відновники
Більшість простих сполук неметалів: F_2 , Cl_2 , Br_2 , J_2 , O_2 , N_2 , S тощо.	Всі метали у вигляді простих сполук: K , Na , Ba , Ca , Fe , Zn , Mn тощо.
Сполуки, що містять атоми елементів у максимальному ступені окиснення: KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HNO_3 , PbO_2 , $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц.}}$, HClO_4 тощо.	Сполуки, що містять атоми елементів у мінімальному ступені окиснення: HJ , HBr , HCl , H_2S , NH_3 , KJ , NaBr , Na_2S , FeSO_4 , MnSO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ тощо.
	Деякі прості сполуки неметалів: H_2 , C , S , P , B та ін.
Сполуки, що містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення: MnO_2 , H_2O_2 , KClO_3 , SnCl_2 , NaNO_2 , HNO_2 , H_2SO_3 , K_2SO_3 , ін	

11. Ряд стандартних електродних потенціалів металів (E^0) (у водних розчинах при 25°C)

<i>10 Me тал</i>	<i>Електродна реакція</i>	<i>E⁰, В</i>	<i>Метал</i>	<i>Електродна реакція</i>	<i>E⁰, В</i>
Li	Li - e \square Li ⁺	-3,04	Cd	Cd - 2e \square Cd ²⁺	-0,40
Rb	Rb - e \square Rb ⁺	-2,92	Co	Co - 2e \square Co ²⁺	-0,28
K	K - e \square K ⁺	-2,92	Ni	Ni - 2e \square Ni ²⁺	-0,25
Ca	Ca - 2e \square Ca ²⁺	-2,87	Sn	Sn - 2e \square Sn ²⁺	-0,14
Na	Na - e \square Na ⁺	-2,71	Pb	Pb - 2e \square Pb ²⁺	-0,13
Mg	Mg - 2e \square Mg ²⁺	-2,36	H ₂	H ₂ - 2e \square 2H ⁺	0,00
Al	Al - 3e \square Al ³⁺	-1,66	Cu	Cu - 2e \square Cu ²⁺	+0,34
Mn	Mn - 2e \square Mn ²⁺	-1,18	Ag	Ag - e \square Ag ⁺	+0,80
Zn	Zn - 2e \square Zn ²⁺	-0,76	Hg	Hg - 2e \square Hg ²⁺	+0,85
Cr	Cr - 3e \square Cr ³⁺	-0,74	Pt	Pt - 2e \square Pt ²⁺	+1,19
Fe	Fe - 2e \square Fe ²⁺	-0,44	Au	Au - 3e \square Au ³⁺	+1,50

12 Можливі окисно-відновні числа деяких елементів

Еле- мент	Ступінь окислення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
H			Н-гідриди	H ₂	H ⁺						
F			F ⁻	F ₂							
Cl			HCl Cl ⁻	Cl ₂	Cl ₂ O HClO ClO ⁻		HClO ₂ ClO ₂ ⁻	ClO ₂	HClO ₃ ClO ₃ ⁻	Cl ₂ O ₆ (ClO ₃)	Cl ₂ O ₇ HClO ₄ ClO ₄ ⁻
Br			HBr Br ⁻	Br ₂	Br ₂ O HBrO BrO ⁻		HBrO ₂ BrO ₂ ⁻		HBrO ₃ BrO ₃ ⁻		HBrO ₄ BrO ₄ ⁻
I			HI I ⁻	I ₂	HIО IO ⁻				I ₂ O ₅ HIO ₃ IO ₃ ⁻		HIО ₄ ·2H O А ₆ о H ₅ IO ₆
O		H ₂ O	H ₂ O ₂ пероксиди	O ₂		F ₂ O					
S		H ₂ S	FeS ₂	S		SO		SO ₂ H ₂ SO ₃ SO ₃₂ ⁻		SO ₃ H ₂ SO ₄ SO ₄₂ ⁻	
N	NH ₃ NH ₄ ⁺	N ₂ H ₄	NH ₂ OH	N ₂	N ₂ O	NO	N ₂ O ₃ HNO ₂ NO ₂ ⁻	NO ₂	N ₂ O ₅ HNO ₃ NO ₃ ⁻		
P	PH ₃			P			P ₂ O ₃ HPO ₃₂ ⁻		P ₂ O ₅ PO ₄₃ ⁻		
As	AsH ₃			As			As ₂ O ₃ AsO ₃₃ ⁻		As ₂ O ₅ AsO ₄₃ ⁻		
Sb	SbH ₃			Sb			Sb ₂ O ₃ Sb ³⁺ SbO ₂ ⁻		Sb ₂ O ₅ SbO ₃ ⁻		
Bi				Bi			Bi ³⁺ Bi ₂ O ₃ BiO ⁺		Bi ₂ O ₅ BiO ₃ ⁻		
C	C ₂ H ₆	C ₂ H ₄	C ₂ H ₂	C		CO		CO ₂ H ₂ CO ₃ CO ₃₂ ⁻			
Sn				Sn		Sn ²⁺ SnO ₂₂ ⁻		Sn ⁴⁺ SnO ₃₂ ⁻			
Pb				Pb		Pb ²⁺ PbO PbO ₂₂ ⁻		Pb ⁴⁺ PbO ₂ PbO ₃₂ ⁻			
Al				Al			Al ³⁺ AlO ₂ ⁻ AlO ₃₃ ⁻				
B	B ₃ ⁻ B ₂ H ₆			B			B ₃ ⁺ B ₂ O ₃ BO ₂ ⁻ B ₄ O ₇₂ ⁻				

Продовження таблиці додатку 7

Елемент	Ступінь окислення										
	-3	-2	-1	0	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
Лужні метали				Me ⁰	Me ⁺						
Ag				Ag	Ag ⁺	Ag ²⁺					
Au				Au	Au ¹⁺	Au ³⁺					
Cu				Cu	Cu ⁺	Cu ²⁺					
Zn				Zn		Zn ²⁺					
Cd				Cd		Cd ²⁺					
Hg				Hg	Hg ²²⁺	Hg ²⁺					
Cr				Cr			Cr ³⁺ CrO ₂ CrO ₃₃ -			Cr ₂ O ₇ ²⁻ CrO ₄₂ -	
Mo				Mo		Mo ₂ ⁺	Mo ₃ ⁺	Mo ₄ ⁺ MoO ₂ MoO ₃ ²⁻	Mo ⁵⁺ MoO ³ +	MoO ₃ MoO ₄ ²⁻	
Mn				Mn		Mn ²⁺	Mn ³⁺	MnO ₂		MnO ₄ ²⁻	MnO ₄ ⁻
Fe				Fe		Fe ²⁺	Fe ³⁺			FeO ₄₂ ⁻	
Co				Co		Co ²⁺	Co ³⁺				
Ni				Ni		Ni ²⁺	Ni ³⁺				

13 Розповсюджені назви деяких неорганічних речовин

Назва	Склад
1	2
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)	NH_4OH
Ангідрид фосфорний миш'яковий сірчаний	P_2O_5 або P_4O_{10} As_2O_5 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	BaSO_4
Баритова вода	$\text{Ba}(\text{OH})_2$ (водний розчин)
Біла сажа	SiO_2
Білила свинцеві титанові цинкові	$2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$ TiO_2 ZnO
Берлінська лазур	$\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$
Бертолетова сіль	KClO_3
Бікарбонат натрія	NaHCO_3
Бланфікс	BaSO_4
Боксит	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
Бордоська рідина	Суміш водного розчину CuSO_4 з вапняним молоком

Бура	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
Веселящий газ	N_2O
Вапно – гашене натронне негашене хлорне	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ $2\text{CaO} + \text{NaOH}$ CaO CaOCl_2
Вапняне молоко (вапняна вода)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ –водна суспензія
Вуглекислий газ	CO_2
Галеніт	NaCl
Галуни – алюмінієві або алюмокалієві залізоаміачні залізні	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$ $\text{KFe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12 \text{H}_2\text{O}$
Гіпосульфит (тіосульфат натрію)	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Гіпс (мінерал)	$\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
Глауберова сіль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$
1	2
Глет свинцевий	PbO
Гірка сіль	$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$

Доломіт (мінерал)	$\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$
Їдкий калі	KOH
Їдкий натр	NaOH
Каломель	Hg_2Cl_2
Кальцит	CaCO_3
Каолін (біла глина)	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2 \text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$
Кам'яна сіль	NaCl
Карналіт	$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Кварц, пісок	SiO ₂
Кіновар	HgS
Кріоліт	AlF ₃ ·3NaF
Кров'яна сіль жовта червона	K ₄ [Fe(CN) ₆] K ₃ [Fe(CN) ₆]
Купорос мідний залізний цинковий	CuSO ₄ ·5 H ₂ O FeSO ₄ ·7 H ₂ O ZnSO ₄ ·7 H ₂ O
Купоросне масло	H ₂ SO ₄ (90,5 – 92,5%)
Кухонна сіль	NaCl
Ляпіс	Сплав 1 частини AgNO ₃ з 2 частинами KNO ₃
Магnezит	MgCO ₃
Магnezія біла	MgO
Магнітний залізняк (магнетит)	Fe ₃ O ₄ або FeO·Fe ₂ O ₃
Малахіт	CuCO ₃ ·Cu(OH) ₂
Мармур, вапняк, крейда	CaCO ₃
Мумія	Fe ₂ O ₃
Нашатир	NH ₄ Cl
Олеум	Розчин (15,5-60%) SO ₃ в H ₂ SO ₄
Паризька зелень	Cu(CH ₃ COO) ₂ ·3 Cu(AsO ₂) ₂
Пекельний камінь	AgNO ₃
Пергідроль	H ₂ O ₂ (27-31%-ний розчин)
Пірит, сірчистий колчедан	FeS ₂
Піролюзит	MnO ₂ ·nH ₂ O
Плавикова кислота	HF
Плавиковий шпат	CaF ₂
Поташ	K ₂ CO ₃
Преципітат	CaHPO ₄ ·2H ₂ O

Свинцевий блиск (галеніт)	PbS
Свинцевий цукор	$Pb(CH_3COO)_2 \cdot 3H_2O$
Сегнетова сіль	$KNaC_4H_4O_6$
1	2
Селітра – аміачна калійна (індійська)	NH_4NO_3 KNO_3
натрієва (чилійська) кальцієва (норвезька)	$NaNO_3$ $Ca(NO_3)_2$
Силікагель	SiO_2
Сильвініт	$NaCl + KCl$
Сіль Мора	$FeSO_4 \cdot (NH_4)_2SO_4 \cdot 6H_2O$
Скло рідке розчинне	Водний розчин скла розчинного $(Na, K)_2O \cdot m SiO_2$; m коливається від 2 до 4,5
Сода – бікарбонат кальцинована (безводна) каустична кристалічна питна	$NaHCO_3$ Na_2CO_3 $NaOH$ $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ $NaHCO_3$
Срібний блиск	Ag_2S
Сулема	$HgCl_2$
Суперфосфат - подвійний - простий	$Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O + 2[CaSO_4 \cdot 2H_2O]$
Сурик – залізний - свинцевий	Fe_3O_4 Pb_3O_4
Сухий лід	CO_2 (твердий)
Тальк	$3MgO \cdot 4SiO_2 \cdot H_2O$
Турнбулева синь	$Fe_3[Fe(CN)_6]_2$
Хромова суміш	Розчин $K_2Cr_2O_7$ в концентрованій H_2SO_4
Хромпик калієвий натрієвий	$K_2Cr_2O_7$ $Na_2Cr_2O_7 \cdot 2H_2O$
Царська вода (водка)	Суміш концентрованих кислот: 1 об'єм HNO_3 з 3 об'ємами HCl
Цинкова обманка	ZnS
Чадний газ	CO

14 Характеристика основних видів мінеральних добрив

Назва добрива	Хімічний склад	Вміст елементу живлення, % мас.
Фосфорні добрива (вміст фосфору - в перерахунку на P₂O₅)		
Фосфоритне борошно	Ca ₁₀ (PO ₄) ₆ F ₂	18-26
Суперфосфат простий	3Ca(H ₂ PO ₄) ₂ ·H ₂ O + 7[CaSO ₄ ·2H ₂ O]	14-19
Суперфосфат подвійний	Ca(H ₂ PO ₄) ₂ ·H ₂ O	38-52
Преципітат	CaHPO ₄ ·2 H ₂ O	25-35
Азотні добрива (вміст азоту - в перерахунку на N)		
Аміачна селітра	NH ₄ NO ₃	34,0-34,5
Карбамід (сечовина)	(NH ₂) ₂ CO	46,0
Ціанамід кальцію	CaCN ₂	35,0
Сульфат амонію	(NH ₄) ₂ SO ₄	20,5-21,0
Хлорид амонію	NH ₄ Cl	24,0-25,0
Натрієва селітра	NaNO ₃	15,0-16,0
Кальцієва селітра	Ca(NO ₃) ₂	17,5
Вапнисто-аміачна селітра	NH ₄ NO ₃ ·CaCO ₃	18,0-22,0
Рідкий безводний аміак	NH ₃	82,3
Аміачна вода	NH ₃ ·H ₂ O	16,5-20,0
Калійні добрива (вміст калію - в перерахунку на K₂O)		
Сильвініт	KCl·NaCl	12,0-18,0
Каїніт	KCl·MgSO ₄ ·3H ₂ O+NaCl	10,0-12,0
Полігаліт	K ₂ SO ₄ ·MgSO ₄ ·2 CaSO ₄ ·2 H ₂ O	12,0-14,5
Калімагнезія	K ₂ SO ₄ ·MgSO ₄ ·6H ₂ O	24,0-27,0
Калімаг	K ₂ SO ₄ ·2MgSO ₄	18,4-19,0
Хлорид калію	KCl	52,4-60,0
Сульфат калію	K ₂ SO ₄	45,0-50,0
Поташ	K ₂ CO ₃	55,0-60,0
Комплексні (багатобічні) добрива (вміст поживних елементів наведений як сума % мас. N + K₂O + P₂O₅)		
Амофос	NH ₄ H ₂ PO ₄	62,0-64,0
Діамофос	(NH ₄) ₂ HPO ₄	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

Каліева селітра	KNO_3	59,0
-----------------	----------------	------

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
Молярна (молярність) – кількість молів розчиненої речовини в 1 л розчину	$C_m, M,$ моль/л	M	$\frac{N \cdot E}{M_p}$	$\frac{T \cdot 1000}{M_p}$	$\frac{P \cdot 10d}{M_p}$
Молярна концентрація еквівалентів (нормальність) – визначається числом мольеквівалентів (грам-еквівалентів) розчиненої речовини в 1 л розчину	$C_n,$ н., $N,$ г-екв/л	$\frac{M \cdot M_p}{E}$	N	$\frac{T \cdot 1000}{E}$	$\frac{P \cdot 10d}{E}$
Титр – кількість грамів речовини, що містяться в 1 мл розчину	$T,$ г/мл	$\frac{M \cdot M_p}{1000}$	$\frac{N \cdot E}{1000}$	T	$\frac{P \cdot d}{100}$
Процентна – кількість грамів розчиненої речовини в 100 г розчину	$P, \omega, \%$ (мас.)	$\frac{M \cdot M_p}{10d}$	$\frac{N \cdot E}{10d}$	$\frac{T \cdot 100}{d}$	P
Моляльна – 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.

ЛІТЕРАТУРА

Основна література 1. Гайдукевич О.М.,

- Болотов В.В., Сич Ю.В. ін. Аналітична хімія. – Харків: Основа (Вид-во НФАУ), 2000. – 397 с.
2. Загальна та неорганічна хімія / О.І.Карнаухов, В.А.Копілевич, Д.О.Мельничук, М.С.Слободяник, С.І. Скляр, К.О.Чеботько. – К.: Фенікс, 2003. – 752 с
 3. Копілевич В.А., Косматий В.Є., Войтенко Л.В., ін. Аналітична хімія для аграрних спеціальностей (хімічний аналіз). - К., 2003. - 295 с.
 4. Лабораторний практикум з дисципліни «Хімія (неорганічна, аналітична)» для студентів спеціальності 203 - "Садівництво та виноградарство" / В.А. Копілевич, О.О. Кравченко, Т.К. Панчук, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущапівська. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2020. – 327 с.
 5. Методичні вказівки для виконання лабораторного практикуму з «Хімія (неорганічна, аналітична)» для студентів спеціальності 203 - "Садівництво та виноградарство" / В.А. Копілевич, О.О. Кравченко, Т.К. Панчук, Н.М. Прокопчук, Т.І. Ущапівська. – К.: ДДП «Експо-Друк», 2021. – 354 с.
 6. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія. – К.:Ірпінь, ВТФ «Перун», 2004. – 480 с.

Допоміжна література 1. Голуб О.А. Українська

номенклатура в неорганічній хімії – Київ: КУ, 1992. – 52 с.

2. Григор'єва В.В., Самійленко В.М., Сич А.М. Загальна хімія. – К.: Вища шк., 1991.-31 с
3. Жаровський Ф.Г., Пилипенко А.Т., П'ятницький І.В. Аналітична хімія. - К.: Вища школа, 1982.- 544 с.
4. Загальна та неорганічна хімія: У 2-х ч. – Ч.І /О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовських, С.В.Іванов. – К.: Педагог. преса, 2002. – 520 с.; Ч.ІІ /О.М.Степаненко, Л.Г.Рейтер, В.М.Ледовських, С.В.Іванов. – К.: Педагог. преса, 2000. – 784 с.
5. Загальна та неорганічна хімія: Практикум/ М.С.Слободяник, Н.В. Улько, К.М. Бойко, В.М. Самойленко . – К.: Либідь, 2004. – 336 с.
6. Кириченко В.І. Загальна хімія. – К.: Вища школа, 2005. – 639 с.
7. Корнілов М.Ю., Білодід О.І., Голуб О.А. Термінологічний посібник з хімії. – К.: ІЗМН, 1996. – 118 с.
8. Основи загальної хімії / В.С.Телегус, О.І.Бодак, О.С.Заречнюк, В.В.Кінжибало. – Львів:Світ, 2000. – 424 с.
9. Рейтер Л.Г., Степаненко О.М., Басов В.П. Теоретичні розділи загальної хімії. – К.: Каравела, 2003. – 342 с.
10. Скопенко В.В., Григор'єва В.В. Найважливіші класи неорганічних сполук. – К.:Либідь, 1996. – 152 с.
11. Скопенко В.В., Савранський Л.І. Координаційна хімія. – К.: Либідь, 1997. – 336 с.

