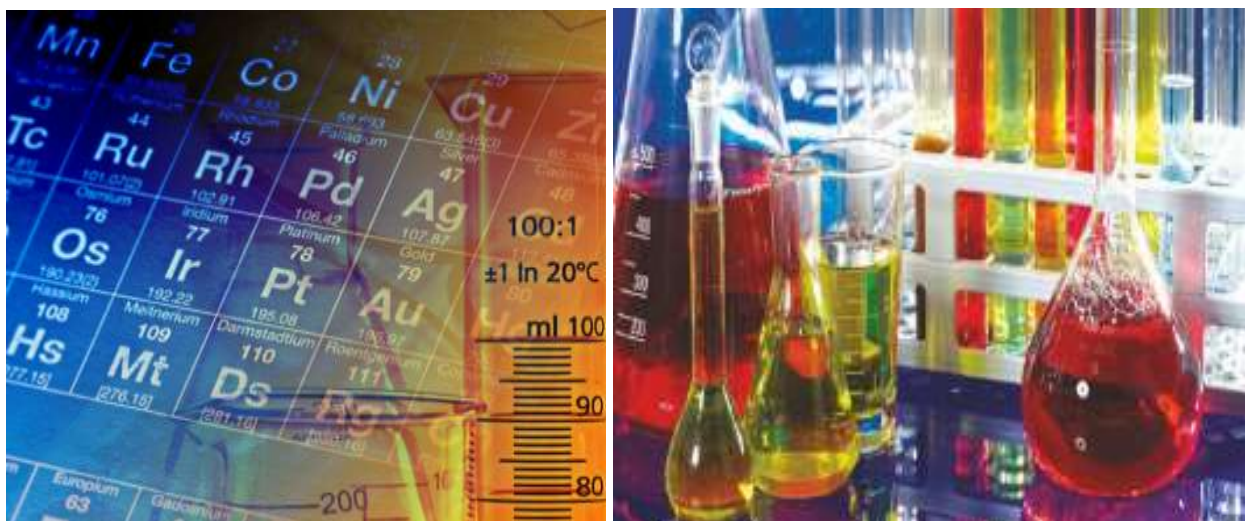


МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ЛЬВІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
ПРИРОДОКОРИСТУВАННЯ
ФАКУЛЬТЕТ АГРОТЕХНОЛОГІЙ ТА ЕКОЛОГІЇ
КАФЕДРА ЕКОЛОГІЇ

ХІМІЯ.
ЧАСТИНА – АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ:
ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ



ПРАКТИКУМ ЛАБОРАТОРНИЙ
ДЛЯ СТУДЕНТІВ НЕХІМІЧНИХ СПЕЦІАЛЬНОСТЕЙ
РВО «БАКАЛАВР»

Львів 2024

УДК: 543

Практикум лабораторний «Хімія. Частина – аналітична хімія: якісний аналіз». [Електронний ресурс] : навч. посіб. для здобувачів вищої освіти нехімічних спеціальностей РВО «Бакалавр» / ЛНУП; уклад.: О.Т. Мазурак, Р. С. Шкумбатюк, Ю.Т. Лень. Електронні текстові дані (1 файл: 1,267 КБ). Дубляни: Львівський національний університет природокористування, 2024. 71 с.

*Рекомендовано до друку Вченою радою ЛНУП
(Протокол № 9 від 30.05_2024 р.)*

Укладачі:

Мазурак О. Т. – кандидат технічних наук, доцентка кафедри екології Львівського національного університету природокористування;

Шкумбатюк Р. С. – кандидат хімічних наук, в.о. доцента кафедри екології Львівського національного університету природокористування;

Лень Ю. Т. – кандидат хімічних наук, завідувач відділу досліджень матеріалів, речовин і виробів Львівського науково-дослідного експертно-криміналістичного центру МВС України

Рецензенти:

Мягкота С.В. – доктор фізико-механічних наук, професор кафедри фізики, інженерної механіки та безпеки виробництва Львівського національного університету природокористування;

Жак О. В. – кандидат хімічних наук, доцентка кафедри аналітичної хімії Львівського національного університету імені Івана Франка;

Марущак У.Д. – доктор технічних наук, професор кафедри будівельного виробництва національного університету «Львівська політехніка».

Відповідальний за випуск: Хірівський П. Р.

Редактор: Скосарьова Н. В.

У навчальному посібнику описано теоретичні основи якісного аналізу, методи основних аналітичних операцій з визначення іонів аналітичних груп та методики виконання лабораторних робіт.

Рекомендується для навчально-аудиторної, самостійної та індивідуальної роботи студентів закладів вищої освіти, які навчаються за нехімічними спеціальностями РВО «Бакалавр».

© Мазурак О. Т., Шкумбатюк Р. С., Лень Ю.Т., 2024
© Львівський національний університет природокористування, 2024

ЗМІСТ

	Стор.
1. Теоретична частина	4
1.1. Предмет аналітичної хімії	4
1.2. Техніка виконання аналітичних реакцій виявлення	6
1.3. Реакції зі зміною кольору	6
1.4. Реакції з виділенням газу	8
1.5. Мікрокристалоскопічна реакція	9
1.6. Екстракційна реакція	10
1.7. Метод забарвлення полум'я	10
1.8. Метод забарвлення перлів	11
1.9. Методи підвищення чутливості реакції	11
1.10. Класифікації йонів на аналітичні групи	13
1.11. Обладнання, необхідне для проведення якісного аналізу	15
1.12. Загальна характеристика першої аналітичної групи катіонів	18
1.13. Загальна характеристика другої аналітичної групи катіонів	19
1.14. Загальна характеристика третьої аналітичної групи катіонів	20
2. Експериментальна частина. Якісні реакції на катіони	22
2.1. Якісні реакції катіонів I аналітичної групи (Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+})	22
2.2. Якісні реакції катіонів II аналітичної групи (Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+})	26
2.3. Якісні реакції катіонів III аналітичної групи (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+})	31
2.4. Систематичний хід аналізу суміші катіонів III-ої аналітичної групи	41
Запитання для самоконтролю	43
3. Аналіз аніонів	46
3.1. Загальна характеристика аніонів першої аналітичної групи	46
3.2. Загальна характеристика аніонів другої аналітичної групи	46
3.3. Загальна характеристика аніонів третьої аналітичної групи	46
4. Якісні реакції аніонів	50
4.1. Якісні реакції аніонів I аналітичної групи (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-})	50
4.2. Якісні реакції аніонів II аналітичної групи (Cl^- , Br^- , I^-)	51
4.3. Якісні реакції аніонів III аналітичної групи (NO_3^- , NO_2^-)	53
5. Аналіз невідомої речовини	56
Запитання для самоконтролю	58
Тести	61
Бібліографічний список	64
Короткий термінологічний словник	65
Предметний покажчик	66
Додаток 1.	67
Додаток 2.	69
Додаток 3.	71

1. ТЕОРЕТИЧНА ЧАСТИНА

1.1. Предмет аналітичної хімії

Аналітична хімія – це наука про методи якісного і кількісного дослідження речовин.

Аналітична хімія складається з двох розділів: перший розділ – якісний аналіз, суть якого полягає у виявленні елементів (чи іонів) з яких складається досліджувана речовина; другий розділ – кількісний аналіз, суть якого полягає у визначенні кількісного складу речовини. Використовуючи методи кількісного аналізу, можна визначити, наприклад, кількісні співвідношення між елементами в молекулах, процентний вміст певного компонента в речовині, вміст мікроелементів в ґрунті, зробити аналіз сільськогосподарських ядів (отрутохімікатів) або кормів, щоб правильно скласти раціони тварин, визначити кількісний вміст діючої речовини у добриві тощо.

1.2. Методи якісного аналізу

Треба пам'ятати, що якісний аналіз завжди передує кількісному.

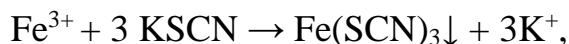
В цьому практикумі вивчатиметься лише *якісний аналіз*, причому будемо розглядати тільки методи аналізу неорганічних речовин, оскільки аналіз органічних сполук вивчає органічна хімія.

В аналітичній хімії використовуються різні методи якісного і кількісного дослідження речовин. Їх поділяють на:

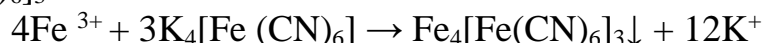
- а) хімічні;
- б) фізичні;
- в) фізико-хімічні.

Хімічні методи аналізу базуються на хімічній взаємодії досліджуваного йона чи речовини реагентом, в результаті чого утворюється сполука, що має певні хімічні властивості чи зовнішні ознаки (наприклад, колір), по яких судять про наявність у розчині досліджуваного йона.

Наприклад, йон Fe^{3+} у розчині легко виявити з допомогою роданіду калію (чи амонію). Утворюється роданід феруму (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ червоно-кров'янистого кольору:



а з комплексною сполукою $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ йон Fe^{3+} утворює осад синього кольору $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$:



Фізичні методи дослідження ґрунтуються на певній залежності між хімічним складом і фізичними властивостями речовин.

Серед фізичних методів дослідження важливе значення мають *оптичні методи*, які поділяються на:

- а) спектральний;
- б) люмінесцентний;
- в) рефрактометричний.

Спектральний аналіз характеризується високою чутливістю, це швидкий метод аналізу.

Про наявність того, чи іншого елемента судять за характерними для нього лініями спектру, а кількісне визначення проводять за інтенсивністю цих ліній. Спектральним методом можна виявити досить незначні кількості речовини (10^{-6} - 10^{-8} г).

Люмінесцентний аналіз полягає у спостереженні явища люмінесценції (випромінювання світла) досліджуваними речовинами, яке викликається дією на речовину ультрафіолетових променів.

Атоми речовини, поглинувши певну кількість енергії, переходять у збуджений стан. Такий стан характеризується значно вищим запасом енергії, ніж нормальний. При переході атомів із збудженого стану до нормального спостерігається люмінесценція за рахунок надлишкової енергії. Спостерігаючи характер люмінесцентного світіння і вимірюючи його інтенсивність, можна судити про склад досліджуваної речовини.

Рефрактометричний аналіз базується на залежності між концентрацією розчиненої речовини, її молекулярною будовою і показником заломлення. За показником заломлення можна встановити хімічну природу речовини, її концентрацію, або ступінь чистоти.

Фізико-хімічні методи ґрунтуються на дослідження будь-якої фізичної властивості досліджуваної речовини, яка змінюється в результаті хімічної реакції. Найважливішим методом є хроматографічний. Цей метод дозволяє розділити суміші речовин на окремі компоненти і зробити якісний і кількісний аналіз цих компонентів.

Методи аналізу, залежно від кількості досліджуваної речовини, об'єму розчину й техніки виконання класифікують наступним чином (табл. 1).

Крім того, речовини, що входять до складу аналізованого зразку, залежно від їх вмісту, ділять на макро-(> 0,01%) та мікро-(< 0,01%) компоненти.

Таблиця 1

Класифікація методів аналізу

Назва (рекомендована IUPAC)	Маса досліджуваної речовини, г	Об'єм досліджуваної речовини, см ³
Макро-(грам)-метод	1-10	10-100
Напівмікро-(сантиграм)-метод	0,05-0,5	1-10
Мікро-(міліграм)-метод	10^{-6} - 10^{-3}	10^{-4} - 10^{-1}
Ультрамикро-(мікрограм)-метод	10^{-9} - 10^{-6}	10^{-6} - 10^{-4}
Субмікро-(нанограм)-метод	10^{-12} - 10^{-9}	10^{-10} - 10^{-6}
Субультрамикро-(пікограм)-метод	$< 10^{-12}$	-

Для проведення аналізу *макрометодом* беруть порівняно великі кількості речовини, наприклад 1 - 10 г сухої речовини або 10 - 100 мл розчину. При цьому реакції виконуються в звичайних пробірках, осаді відокремлюють від розчину фільтруванням і промивають їх на паперових фільтрах.

При аналізі сухої речовини чи розчину *мікрометодом* беруть у 100 - 1000 разів менше, ніж при макроаналізі (біля 1 мг сухої речовини або 0,1 мл розчину). Реакції при цьому виконуються *мікрористалокопічним* або крапельним способом.

1.2. Техніка виконання аналітичних реакцій виявлення.

Мета реакцій виявлення – встановити присутність того чи іншого йону в зразку. Залежно від агрегатного стану, в якому перебувають аналізовані речовини – змінюється методика проведення якісних реакцій, які можуть виконуватись з твердими речовинами та в розчинах. Аналітичні реакції виявлення можна проводити з речовинами, що перебувають у твердому, рідкому, рідше – газоподібному стані. В першому випадку говорять про аналіз “сухим шляхом”, який проводять пірохімічним методом (забарвлення полум'я чи утворення забарвлених перлів). Реакції з речовинами у розчиненому стані (аналіз “мокрим шляхом”) зручніші і використовуються набагато частіше. Це можуть бути будь-які перетворення, що супроводжуються зміною фізичних властивостей речовин, які можна фіксувати або візуально, або за допомогою якогось приладу (спектральний, люмінесцентний аналіз).

1.3. Реакції зі зміною кольору

Кольорові реакції є одними з основних типів реакцій виявлення речовин. Колір може з'являтися внаслідок поглинання квантів світла у видимій області спектра. Такими поглинанням володіють багато комплексних й органічних сполук:

1. Забарвленими є багато катіонів *d*- і *f*-елементів, що перебувають у розчинах у вигляді сольватоконкомплексів.

2. Інтенсивно забарвленими є комплекси металів з переносом заряду. Наприклад, галогенідні комплекси кобальту забарвлені завдяки переходу електронів від галогенід -йонів на вакантні *d*-орбиталі атома кобальту.

3. Забарвлення з'являється або змінюється в тому випадку, якщо в молекулі речовини з'являються хромофорні групи, які представляють собою систему сполучених π -зв'язків. Наприклад, наявністю хромофорних груп зумовлено забарвлення азо- і нітросполук.

4. Забарвлення також виникає або змінюється при поляризації електронних оболонок великих аніонів або катіонів під дією іона протилежного знака. Так, безбарвні Ag^+ і I^- утворюють осад AgI жовтого кольору.

5. Забарвленими є ряд аніонів (MnO_4^- , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). Залежно від типу аніона забарвлення катіонів може змінюватися. Наприклад, CuSO_4 утворює розчини синього кольору, CuCl_2 — зеленого, $\text{Cu}(\text{BrO}_3)_2$ — синьо-зеленого.

За технікою виконання розрізняють декілька видів кольорових реакцій:

1. Кольорові реакції, які проводяться методом розтирання сухих порошків та реактивів. У фарфоровий тигель (можна скористатись також фарфоровими чашкою чи пластинкою) поміщають кілька кристалів досліджуваної речовини й реагенту, а тоді добре розтирають суміш фарфоровою паличкою чи ступкою. Спостерігають появу чи зміну кольору суміші і роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компонента в досліджуваній речовині.

Приклади деяких реакцій виявлення методом розтирання порошку приводяться в таблиці 2.

Таблиця 2 – Виявлення йонів методом розтирання порошку

Йон	Реактив	Продукт реакції	Колір
Fe^{3+}	NH_4SCN	$\text{Fe}(\text{NCS})_3$	Червоний
Cd^{2+}	Na_2S	CdS	Жовтий
Hg^{2+}	KI	HgI_2	Оранжевий
Ba^{2+}	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	BaCrO_4	Жовтий
Br^-	AgNO_3	AgBr	Жовтий
I^-	$\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$	HgI_2	Оранжевий

2. Кольорові реакції, що проводяться в розчинах. При цьому до розчину досліджуваної речовини додають розчин (чи сухий) реактиву. Спостерігають аналітичний ефект (зміни, появи чи зникнення кольору), за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компонента.

За технікою виконання ці реакції можна провести в пробірці, на папері, чи на пластинці.

2.1. У пробірку вносять невеликий об'єм (до 1 мл) розчину досліджуваної речовини піпеткою, не торкаючись при цьому стінок пробірки. При необхідності створюють кисле чи лужне середовище, а тоді добавляють рівний об'єм розчину реагенту. Вміст пробірок перемішують (обережним струшуванням або скляною паличкою). Спостерігають аналітичний ефект (наприклад, зміни, появи чи зникнення кольору), за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компонента.

2.2. Досліджувану речовину набирають капіляром і наносять на фільтрувальний папір легким дотиком кінчика капіляра. Тоді таким же чином наносять розчин реагенту (рис. 1). Спостерігають аналітичний ефект зміни, появи чи зникнення кольору, за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компонента.

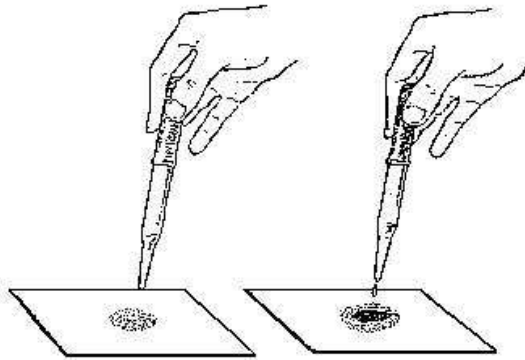


Рис.1 – Техніка виконання реакцій на папері

2.3. В заглиблення *пластинки* (рис. 2) поміщають 1-3 краплі розчину досліджуваної речовини піпеткою, а тоді добавляють близький об'єм розчину реагенту. Спостерігають аналітичний ефект зміни, появи чи зникнення кольору, по якому роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компоненту.

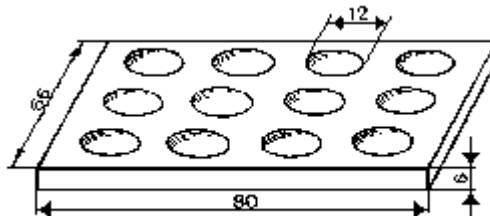


Рис. 2 – Пластика для виконання краплинних реакцій

3. Кольорові реакції, які супроводжуються появою кольорового осаду.

Спостерігають аналітичний ефект появи муті чи осаду, за яким роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компоненту. При необхідності суміш переносять у центрифужну пробірку, останню ставлять у гніздо центрифуги і центрифугують протягом 1-3 хвилин (не забути зрівноважити іншою пробіркою з відповідним об'ємом води!). Після повної зупинки центрифуги пробірку виймають, розчин над осадом зливають, осад промивають і досліджують (колір, розчинність тощо).

4. Екстракційні кольорові реакції виконують, додаючи до розчину органічний реагент, який не змішується з водою.

5. Хроматографічні кольорові реакції проводять на папері, тонкому шарі (паперова чи тонкошарова хроматографія) чи в хроматографічній колонці, пропускаючи через колонку розчин реактиву.

1.4. Реакції з виділенням газу.

Такі реакції проводять у пробірці або газовій камері.

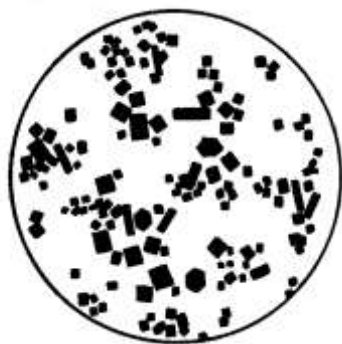
1.4.1. У пробірку вносять невеликий об'єм (до 1 мл) розчину досліджуваної речовини піпеткою, не торкаючись при цьому стінок пробірки. Тоді добавляють рівний об'єм розчину реагенту і спостерігають аналітичний ефект (виділення

газу). Ідентифікацію газу проводять за його фізичними (колір, запах) чи хімічними властивостями. В останньому випадку пробірку закривають пробкою з газовідвідною трубкою, кінець якої занурюють у пробірку з розчином відповідного реагенту. В деяких випадках наносять розчин реагенту на фільтрувальний папір, який підносять до отвору пробірки.

2.4.2. Іноді зручніше такі реакції проводити в газовій камері. Складають газову камеру з двох однакових скляних посудин (чашки Петрі, годинникові скла). На внутрішню частину однієї посудини ставлять папірці, змочені розчином реагенту (або індикаторні папірці). На нижню частину другої посудини вносять розчини досліджуваної речовини та реагенту. Складають камеру і спостерігають аналітичний ефект на фільтрувальному (чи індикаторному) папері.

1.5. Мікрокристалоскопічна реакція.

По одній краплині розчинів досліджуваної речовини та реагенту наносять на предметне скло за допомогою піпеток чи скляних паличок. Тоді краплини з'єднують, не перемішуючи, скляною паличкою і через кілька хвилин спостерігають під мікроскопом аналітичний ефект (форму та колір утворених кристалів осаду).



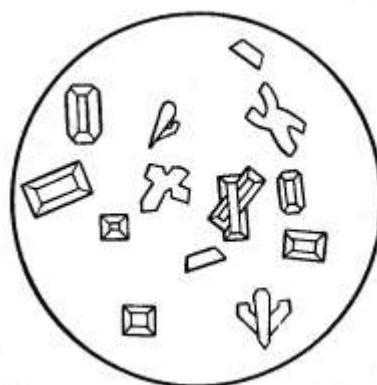
Кристали $K_2Pb[Cu(NO_2)_6]$



Кристали $NaUO_2(CH_3COO)_3$



а



б

Кристали $MgNH_4PO_4 \cdot 6H_2O$, виділені з концентрованих розчинів (а) та розбавлених розчинів (б)

Рис. 3. – Форми кристалів під мікроскопом

1.6. Екстракційна реакція.

Такі реакції найзручніше проводити в пробірці з пришліфованою пробкою чи ділильній лійці (рис. 4). Для цього вносять невеликий об'єм розчину досліджуваної речовини піпеткою і, при необхідності, створюють кисле чи лужне середовище. Тоді додають близький об'єм розчину реагенту й суміш перемішують. Після цього доливають органічного розчинника (екстрагента), закривають посудину пробкою і струшують. Фіксують зміну кольору однієї з фаз. При необхідності фази розділяють у ділильній лійці.



Рис. 4 – Ділильна лійка

1.7. Метод забарвлення полум'я.

Платинову чи ніхромову дротинку (рис. 5) з спіраллю опускають в концентровану хлоридну кислоту і прокалюють в полум'ї пальника. Тоді на петлю розпаленої дротинки поміщають порошок аналізованої речовини і вносять її у мало забарвлене (аналітичне) полум'я пальника (спиртівки). Фіксують зміну забарвлення полум'я, по чому судять про присутність (відсутність) визначуваного компонента в досліджуваній речовині.



Рис. 5 – Дротина для дослідження речовин методом забарвлення полум'я

Приклади визначення деяких речовин таким методом приведено в таблиці 3.

Таблиця 3 – Виявлення речовин за здатністю забарвлювати полум'я

Іони елементів	Забарвлення полум'я	Іони елементів	Забарвлення полум'я
Li	Коричнево-червоне	Ba	Жовто-зелене
Na	Жовте	Cu	Зелене
K	Фіалкове	Bi	Зелене
Ca	Цегляно-червоне	Pb	Блакитне
Sr	Карміново-червоне	As	Блакитне
Sb	Блакитне	B	Зелене

1.8. Метод забарвлення перлів

Платинову чи ніхромову дротинку із спіраллю опускають в розчин концентрованої хлоридної кислоти і прокалюють у полум'ї пальника. Тоді на петлю розпаленої дротинки поміщають небагато сухої бури (можна гідрофосфату натрію-амонію) і визначуваної речовини і нагрівають у полум'ї пальника (спиртівки) до розплавлення й утворення склоподібної маси (перла). Фіксують колір перла й роблять висновок про присутність (відсутність) визначуваного компоненту в досліджуваній речовині.

Колір перлів сполук деяких елементів приводиться в табл. 4.

Таблиця 4 – Колір перлів сполук деяких елементів.

№ з/п	Елемент	Гарячий перл	Холодний перл
1	Cu	Зелений	Блакитний
2	Co	Блакитний	Блакитний
3	Fe	Жовтий	Жовто-червоний
4	Cr	Зелений	Зелений
5	Ni	Жовтий	Коричневий
6	Mn	Фіалковий	Фіалковий
7	Bi, Sb	Жовтий	Безбарвний

1.9. Методи підвищення чутливості реакції

1. *Метод йонного обміну.* Для підвищення концентрації досліджуваного йона використовують йонообмінні смоли (катионіти або аніоніти), які здатні адсорбувати досліджувані йони і, таким чином, підвищувати їх концентрацію. Цей метод дозволяє підвищувати чутливість реакції в десятки і сотень разів.

2. *Метод екстрагування* – базується на тому, що деякі органічні речовини здатні екстрагувати із суміші окремі її компоненти і таким чином підвищувати їх концентрацію. Причому, органічна речовина не повинна змішуватися з водою.

3. *Метод співосадження.* У розчин, що містить дуже малу кількість досліджуваного йона (сліди) вводять сторонній йон (катион чи аніон) і осаджують його. Разом з ним осаджується і досліджуваний йон.

Для виявлення та ідентифікації речовин можна скористатися різними хімічними, фізико-хімічними та фізичними методами. В даному курсі розглядаються переважно хімічні методи: на речовину, яку аналізують, діють різними аналітичними реагентами так, щоб одержати нові речовини, які можна легко розпізнати (ідентифікувати) і склад яких є відомим. Іншими словами – хімічні методи якісного аналізу зводяться до вивчення реакцій речовини, яку аналізують, з певними реагентами.

Такі реакції називаються *аналітичними* і їх поділяють на реакції виявлення (ідентифікації) та розділення (відділення). Мета реакцій виявлення – встановити присутність того чи іншого йону в розчині. Якщо одні йони заважають виявленню інших (присутніх у суміші), то їх слід розділити і тоді використовують реакції розділення (розділення).

Основними вимогами до аналітичних реакцій є *чутливість і селективність*. Важливими є також простота виконання, відтворюваність, експресність, надійність реєстрації аналітичного сигналу та ін.

Чутливість аналітичної реакції найчастіше характеризують такими параметрами:

- m – відкриваний мінімум (найменша кількість (маса) речовини, яку можна виявити даною реакцією); мікрограм, мкг ($1 \text{ мкг} = 10^{-6} \text{ г}$), нанограм, нг ($1 \text{ нг} = 10^{-9} \text{ г}$), пікограм, пг ($1 \text{ пг} = 10^{-12} \text{ г}$).

- W – граничне розведення (число мілілітрів розчину, що містить 1 г речовини, при якому дану речовину ще можна виявити)

- C_{\min} – мінімальна концентрація речовини, при якій ще спостерігається ефект аналітичної реакції виявлення, г/см^3 , г/мл .

Знаючи один із способів вираження чутливості, можна вирахувати інші:

$$m = C_{\min} \cdot V \cdot 10^6,$$

де V – найменший об'єм досліджуваного розчину; см^3 .

Оскільки, $C_{\min} = 1: W$, то $W = V \cdot 10^6 / m$.

Проте для повної характеристики чутливості реакції слід враховувати дуже велику кількість факторів (концентрації та об'єми розчинів реагентів та визначуваних компонентів, кислотність середовища, температуру, йонну силу розчину, наявність і концентрація сторонніх йонів та ін.).

Селективність реакції визначається загальним числом йонів, які здатні давати схожий аналітичний ефект з одним і тим же реагентом. Чим із меншим числом йонів взаємодіє реагент, тим вищою вважається його селективність. Реакції, в яких реагент взаємодіє лише з одним йоном, називають *специфічними*. На жаль, таких реакцій дуже мало. Але, застосовуючи різні прийоми, селективність реакцій можна суттєво збільшити й наблизити їх до специфічних. Якщо це зробити не вдається, то для відділення сторонніх йонів від визначуваних (чи навпаки) слід

використовувати реакції розділення. Основна вимога до таких реакцій – селективність і ефективність (повнота розділення).

Складність досліджуваної суміші та наявність селективних реакцій виявлення йонів визначають два можливі принципи побудови якісного аналізу: *дробний та систематичний*. При *дробному аналізі* кожний йон відкривають в окремій порції розчину на фоні інших супутніх компонентів. Реакції виявлення проводять з такими реагентами і за таких умов, коли з реактивом взаємодіє лише один із компонентів суміші – той, присутність якого виявляють. В даному методі аналізу супутні компоненти не відділяються, але допускається їх маскування введенням спеціальних (маскуючих) реагентів.

Систематичний аналіз побудований на послідовному застосуванні реагентів, за допомогою яких досліджувана суміш розділяється на групи аж до тих пір, доки не залишаються компоненти, що не заважають виявленню один одного.

Кожен із принципів якісного аналізу має свої переваги та недоліки. Так, дробний аналіз набагато простіший, швидший, але передбачає попередні відомості про складність досліджуваного об'єкта, можливу присутність того чи іншого йону. Дослідник, що проводить аналіз цим способом, повинен досконало знати властивості визначуваних речовин, можливості реакції виявлення, мати певні навички експериментальної роботи, а інколи – і хімічну інтуїцію. Систематичний аналіз здебільшого значно складніший і довготриваліший; він вимагає непростих попередніх операцій розділення (відділення) компонентів досліджуваної суміші. Проте результати, отримані таким чином, гарантують правильність аналізу (за умови виконання всіх рекомендованих процедур). Виконання якісного аналізу сумішей йонів, або невідомої речовини згідно схеми буде розглянуто в практикумі.

1.10. Класифікації йонів на аналітичні групи

Виконання систематичного аналізу студентами передбачає знання найбільш поширених схем класифікацій катіонів та аніонів на групи (угруповання).

Для проведення систематичного ходу аналізу іони поділяють на аналітичні групи. Цей поділ базується на відношенні окремих катіонів і аніонів до дії певних реагентів та на різній розчинності сполук цих іонів у воді, кислотах, лугах, або інших розчинах.

Аналітична група — це така група іонів, яка з певним реактивом дає подібні аналітичні реакції. Існує кілька класифікацій катіонів на аналітичні групи (сульфідна, кислотно-лужна і аміачно-фосфатна).

Класичною вважається *сульфідна (сірководнева)* класифікація катіонів на групи. Вона логічна, тісно пов'язана з Періодичною системою елементів, базується на використанні властивостей різних сполук елементів – сульфідів, карбонатів, хлоридів, аміакатів, полісульфідів тощо. Нижче наведено *сульфідну* класифікацію катіонів на групи (табл. 5). Фундаментом якісного аналізу аніонів є класифікація їх на групи, що базується на різній розчинності відповідних солей барію чи аргентуму (табл. 6).

Таблиця 5 – Сірководнева (сульфідна) класифікація катіонів на групи

Номер групи	Катіони	Груповий реагент	Продукти реакції, їх властивості
1	Li^+ , Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+}	Відсутній	Відсутні
2	Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , (Pb^{2+})	$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (у присутності $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$)	Осади (CaCO_3 , SrCO_3 , BaCO_3) розчиняються в кислотах, не розчиняються в лугах, розчині амоніаку
3	Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Mn^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+}	$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (у присутності $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{Cl}$)	Осади (ZnS , MnS , NiS , CoS , FeS , Fe_2S_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$) розчиняються в кислотах
4	Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+} , Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , As^{3+}	H_2S (у присутності HCl)	Осади (CuS , CdS , HgS , Bi_2S_3 , Sb_2S_3 , SnS , SnS_2 , As_2S_3) не розчиняються в кислотах. Сульфідів Sb_2S_3 , SnS , SnS_2 , As_2S_3 розчиняються в амонію полісульфіді $(\text{NH}_4)_2\text{S}_x$
5	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}	HCl	Осади (AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2) не розчиняються в розведених кислотах

Таблиця 6 – Класифікація аніонів на групи

Номер групи	Аніони	Груповий реагент	Продукти реакції, їх властивості
1	SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, CO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, PO_4^{3-} , $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$, AsO_3^{3-} , AsO_4^{3-} , SiO_3^{2-} , F^-	BaCl_2	Осади барієвих солей мають різну розчинність у кислотах: BaSO_4 не розчинний у сильних (мінеральних) кислотах; BaSO_3 , BaC_2O_4 , BaF_2 не розчинні в ацетатній кислоті; інші солі добре розчинні у кислотах
2	Cl^- , Br^- , I^- , CN^- , SCN^- , S^{2-}	AgNO_3 (у присутності HNO_3)	Солі аргентуму не розчинні у воді та нітратній кислоті
3	NO_3^- , NO_2^- , CH_3COO^-	Відсутній	Відсутні

1.11. Обладнання, необхідне для проведення якісного аналізу.

1.11.1. Склянки для реактивів.

Найзручніше користуватись невеликими склянками місткістю 20-50 мл, в яких зберігаються розчини всіх потрібних реагентів. Зручно такі склянки використовувати в комплекті з піпетками, поміщеними в щільну гумову пробку (рис. 6). Таким чином, вміст склянок досить надійно ізолюється від повітря, пилу, бруду тощо. Відбирати вміст склянки можна лише за допомогою піпетки. Не слід наливати розчин прямо зі склянки. Після відбору розчину піпеткою її треба повернути на місце, щоб не переплутати пробок із піпетками з різних склянок. Останнє може призвести до забруднення реактивів. Не слід також торкатися піпеткою стінок пробірки, предметного скла і т.п., так як при цьому також можливе забруднення.



Рис. 6 – Штатив з набором реактивів

Склянки з реактивами розміщуються у визначеному порядку в штативі для реактивів. Кожен штатив встановлюється на робочому столі і служить для індивідуальної роботи. Категорично забороняється виймати склянки з штатива, оскільки це може призвести до порушення порядку в їх розміщенні. Склянки з недостатньо стійкими, отруйними, погано пахнучими, сухими речовинами, а також концентровані кислоти та основи зберігаються у витяжній шафі і служать для загального користування.

1.11.2. Пробірки.

Для індивідуальної роботи студенту надається комплект пробірок – як звичайних, так і центрифужних (рис. 7), які зберігаються в штативі. Пробірки перед використанням ретельно миють, а тоді ополіскують дистильованою водою. В деяких випадках вимиті пробірки сушать.

При дослідженні реакцій, що супроводжуються виділенням газів (CO_2 , SO_2 , H_2S), отвір пробірки закривають пробкою з газовідвідною трубкою. Кінець останньої занурюють у розчин реагенту.

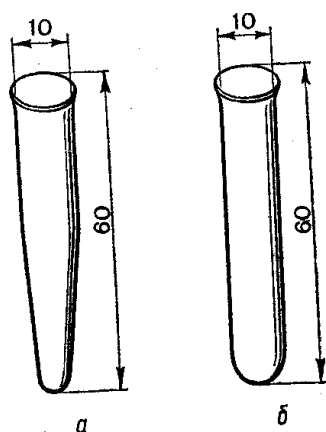


Рис. 7 – Центрифужна (а) і звичайна (б) пробірки

1.11.3. Стакани та тиглі.

Випаровування розчинів зразків, висушування препаратів, їх розчинення зручно проводити в хімічних стаканах (рис. 8) чи фарфорових чашках (тиглях). Скляні стакани не можна нагрівати на відкритому вогні. Краще це робити на електричній плитці, попередньо поклавши на нагрівник шматок азбестової матерії. Прожарювання, плавлення зразків проводять лише у фарфорових тиглях у муфельних печах.



Рис. 8 – Хімічний стакан

1.11.4. Піпетки.

Піпетки (рис. 9) використовуються для відбору певної частини (аліквоти) розчинів досліджуваної речовини чи реагенту, інколи – для відділення розчину над осадом. Гумовою грушею заповнюють піпетку, попередньо занурену носиком у відповідний розчин. Невірне користування піпеткою може бути причиною багатьох неправильних висновків стосовно складу досліджуваної речовини. Тому слід пам'ятати й дотримуватись найпростіших правил:

✓ Піпетки перед використанням ретельно миють, а тоді промивають дистильованою водою.

✓ Після роботи не слід класти піпетку на стіл чи штатив, а негайно її вимити й помістити в чисту пробірку.

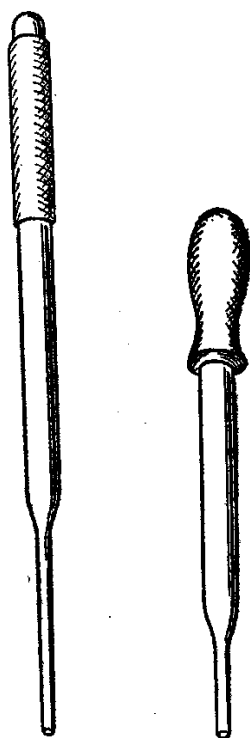


Рис. 9 – Піпетки для якісного аналізу

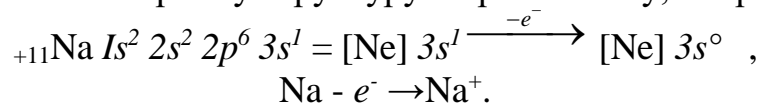
Миття посуду. Хімічний посуд повинен бути чистим. Його миють йоржиками розчинами соди, лугу, миючими засобами. Полоскання здійснюють теплою, тоді холодною та дистильованою водою. *Посуд вважається чистим, якщо з внутрішньої частини вода витікає, не залишаючи краплин.* При наявності краплин посуд слід мити знову.

Іноді для миття використовують хромову суміш, якою заливають посуд. Залишки хромової суміші добре промивають водою. **При роботі з хромовою сумішшю слід бути дуже обережним.** Висушують посуд у сушильній шафі.

1.12. Загальна характеристика першої аналітичної групи катіонів

До першої аналітичної групи відносять катіони K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} . Більшість солей цих катіонів добре розчинні у воді, тому перша аналітична група катіонів *не має групового реагента*. У водних розчинах всі катіони першої аналітичної групи безбарвні.

Хімічні елементи, катіони яких входять до першої аналітичної групи, розміщені в ІА групі. При утворенні катіонів вони легко віддають по одному електрону, утворюючи електронну структуру інертного газу, наприклад:



Віддаючи електрони, атоми s^1 -елементів виявляють сильні відновні властивості, що підтверджується від'ємними значеннями окисно-відновних потенціалів у межах 3,0 - 2,7 В. Внаслідок втрати електронів атоми стають катіонами, які з переважною більшістю неметалів утворюють типові іонні

сполуки, що добре розчиняються у воді. Катіони першої аналітичної групи характеризуються низькими значеннями відносних електронегативностей і малими іонними радіусами.

З гідроксогрупою (OH⁻) катіони K⁺ і Na⁺ утворюють сильні луги – їдкий натрій (NaOH) і їдкий калій (KOH). Гідроксид амонію (NH₄OH) – слабка основа з константою дисоціації $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Катіон амонію NH₄⁺ також віднесено до першої аналітичної групи катіонів, оскільки він утворює добре розчинні у воді солі, як і йони лужних металів. Треба знати, що солі амонію, на відміну від солей K⁺ і Na⁺, розкладаються при нагріванні і, відповідно, можуть бути видалені з суміші прокалюванням розчину.

Метал магній відноситься до другої групи періодичної системи, у всіх сполуках має ступінь окиснення +2 і відрізняється від інших катіонів першої аналітичної групи деякими властивостями. Так, гідроксид Mg(OH)₂, на відміну від NaOH, KOH і NH₄OH, погано розчинний у воді, і є досить слабкою основою. Іон Mg²⁺ є перехідним між катіонами першої і другої груп. Основний карбонат (MgOH)₂CO₃, як і карбонати катіонів другої групи, погано розчинний у воді, однак добре розчиняється в надлишку солей амонію і при дії карбонату амонію (NH₄)₂CO₃ в присутності хлориду амонію NH₄Cl не випадає в осад. Тому Mg²⁺ залишається в розчині разом з катіонами K⁺, Na⁺, NH₄⁺.

Катіони першої аналітичної групи беруть участь в біохімічних і агрохімічних процесах. Вони можуть знаходитися у ґрунті, як в рухомому (доступному для засвоєння рослинами), так і у зв'язаному вигляді.

У водній витяжці з ґрунту йони K⁺, Na⁺, NH₄⁺, Mg²⁺ знаходяться у вигляді легкорозчинних солей (хлоридів, сульфатів, нітратів, карбонатів тощо).

Для лужних ґрунтів характерний підвищений вміст солей натрію (Na₂SO₄, NaCl, NaHCO₃).

При цьому навіть незначний вміст у ґрунті гідрокарбонату натрію є дуже шкідливим для рослин і приводить до їх загибелі.

Йони K⁺ і NH₄⁺, на противагу катіону Na⁺, необхідні для мінерального живлення рослин.

Магній міститься в зеленому пігменті рослин – хлорофілі. Тому незначний вміст солей Mg²⁺ у ґрунті сприяє нормальному розвитку рослин.

Катіони I-ої аналітичної групи входять до складу важливих мінеральних добрив. Калій вносять у ґрунт у вигляді калійної селітри, сульфату, хлориду й інших солей.

Іон NH₄⁺ міститься в амонійній селітрі, сульфаті і хлориді амонію, в амофосі NH₄H₂PO₄ і діамофосі (NH₄)₂HPO₄.

Натрій – складова частина чилійської селітри (NaNO₃). Магній входить до складу доломіту CaCO₃·MgCO₃, який використовують як вапняне і магнезіальне добриво.

Крім того, сполуки натрію і калію (хлориди, фосфати, гідрокарбонати, складні органічні речовини) є складовими частинами тканин та фізіологічних розчинів тварин. 0,9%-ний розчин NaCl (фізіологічний розчин) використовують при втратах крові та біологічних дослідженнях.

Гідрокарбонат натрію й оксид магнію служать для нейтралізації надлишкової кислотності шлункового соку. Броміди калію і натрію використовуються для заспокоювання нервової системи.

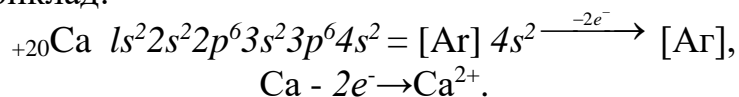
Відомо, що солі амонію утворюються при загниванні білків, а тому наявність їх у природних водах свідчить про забруднення.

1.13. Загальна характеристика другої аналітичної групи катіонів

Катіони 2-ої аналітичної групи (Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}), на відміну від катіонів першої аналітичної групи, утворюють з аніоном CO_3^{2-} погано розчинні у воді карбонати. Тому їх осаджують *груповим реагентом* – карбонатом амонію $((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3)$.

У періодичній системі відповідні хімічні елементи розміщені в ІІА групі, належать до лужноземельних металів, отже, за активністю вони дещо поступаються лужним металам. Катіони цієї аналітичної групи характеризуються низькими значеннями відносних електронегативностей і малими йонними радіусами.

В окисно-відновних реакціях ці елементи легко віддають по два валентних електрони, утворюючи позитивно заряджені іони з електронною структурою інертного газу, наприклад:



Отже, атоми s^2 -елементів виявляють сильні відновні властивості ($\varphi^\circ \text{Ba}^{2+}|\text{Ba} = -2,9 \text{ В}$, $\varphi^\circ \text{Ca}^{2+}|\text{Ca} = -2,8 \text{ В}$), тобто вони є донорами електронів. Утворюють переважно іонні сполуки, які добре розчиняються у воді, наприклад нітрати, ацетати, хлориди.

До малорозчинних у воді солей належать карбонати, сульфати і фосфати цих металів. Сульфати катіонів другої групи не розчинні у кислотах і лугах.

Із катіонів 2-ої аналітичної групи найбільш поширеним в природі є кальцій Ca^{2+} , який є біогенним елементом, доволі вагомим у агрономії, медицині, інших галузях. Від кількості іонів Ca^{2+} у ґрунті залежить його структура, водно-повітряний режим та інші властивості ґрунту. Наприклад, у сильноокислі ґрунти вносять вапняк CaCO_3 , який нейтралізує кислотність, а в солонцеваті – гіпс $\text{CaCO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Багато солей кальцію використовують як мінеральні добрива. Іон Ca^{2+} входить до складу фосфоритної муки $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, суперфосфату $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{CaSO}_4$, преципітату $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$,

1.14. Загальна характеристика третьої аналітичної групи катіонів

До третьої аналітичної групи відносять такі катіони: Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Ni^{2+} і Co^{2+} . Ці йони відносно стійкі й широко розповсюджені при звичайних умовах. Їхні сульфідні, на противагу сульфідам катіонів 1-ої і 2-ої груп, практично не розчинні у воді (Al_2S_3 і Cr_2S_3 , гідролізуючи, переходять у нерозчинні гідроксиди), однак, вони розчиняються в розведених кислотах.

Груповим реагентом катіонів III-ої аналітичної групи є сульфід амонію $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, який осаджує Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Ni^{2+} і Co^{2+} у вигляді сульфідів, а Al^{3+} і Cr^{3+} - у виді гідроксидів. Сірководень не придатний для цієї мети: він утворює у розчині настільки мало іонів S^{2-} , що добутки розчинності сульфідів 3-ї групи (за винятком сульфиду цинку Zn) не досягаються. Використовувати як груповий реагент сульфід натрію Na_2S або сульфід калію K_2S також не можна, бо при цьому у розчин додатково вводяться йони Na^+ або K^+ .

Катіони 3-ої аналітичної групи поділяють на дві підгрупи. Критерієм для такого поділу є відношення їх до дії NH_4OH у присутності хлориду амонію. Хлорид амонію пригнічує дисоціацію основи і зменшує концентрацію гідроксид-йонів у розчині. При таких умовах тільки добутки розчинності досягаються лише для гідроксидів алюмінію, хрому й заліза $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ і $\text{Fe}(\text{OH})_3$, які й випадають в осад.

Інші катіони 3-ої групи залишаються в розчині. Це і є критерієм поділу 3-ої групи на дві підгрупи: 1-а підгрупа - Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , що осаджуються NH_4OH у присутності солей амонію; 2-а підгрупа - Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , які не осаджуються таким способом.

Солі катіонів 3-ї групи, утворені сильними кислотами, мають у розчинах кислу реакцію. Солі Al^{3+} і Cr^{3+} , утворені слабкими кислотами, гідролізують практично повністю. Сульфіді, фосфати й карбонати катіонів 3-ої аналітичної групи – нерозчинні у воді.

Всі катіони 3-ї групи мають *агробіологічне значення*. Кислі підзолисті ґрунти із рН нижче 5 - 5,5 містять значні кількості Al^{3+} у рухливому стані. Багато культур погано розвиваються на таких ґрунтах через підвищену кислотність і частково через отруйність алюмінію. При гідролізі солей, утворених Al^{3+} і сильними кислотами, підвищується концентрація іонів H^+ у ґрунтового розчині і підвищується його кислотність.

Солі алюмінію застосовують для очищення природних вод. Якщо додати до води сульфат алюмінію $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і небагато гашеного вапна $\text{Ca}(\text{OH})_2$, то утворюється гідроксид алюмінію $\text{Al}(\text{OH})_3$, який, коагулюючи, захоплює із собою на дно відстійника завислі частинки домішок.

Органічні сполуки заліза містяться в тканинах всіх рослин і тварин. Входячи до складу гемоглобіну крові, залізо зв'язує молекулярний кисень і доставляє його клітинам. Нестача заліза в ґрунті викликає в рослин так званий хлороз – рослина втрачає зелене забарвлення через знижений зміст хлорофілу. Надлишок заліза в ґрунті також шкідливий для рослин.

Манган, цинк, нікель, кобальт і хром - мікроелементи, необхідні рослинам (і тваринам) у мізерно малих кількостях. При нестачі мангану в ґрунтах, злаках та інших культур виникають різні захворювання, знижується врожайність і рослина навіть може загинути. Всі ці небажані явища усувають внесенням у ґрунт марганцевих мікродобрив.

При недостатці цинку в організмі рослин погіршується утворення хлорофілу, вітамінів, речовин, які відповідають за ріст (ауксинів). Ці хвороби усуваються при внесенні у ґрунт солей цинку. У ветеринарії, як і у медицині цинковмісні мазі застосовують для лікування шкірних хвороб.

Недостача кобальту в ґрунтах негативно позначається на рості зернових культур, цукрового буряка, конюшини, льону. Знижений вміст його в кормах погіршує життєдіяльність великої рогатої худоби й овець. Додавання солей кобальту в раціон збільшує кількість гемоглобіну в крові й вітамінів у тканинах тварин. Значення нікелю й хрому для рослин і тварин вивчено менше.

Таким чином, виявлення й кількісне визначення катіонів 3-ої групи пов'язано, в основному, з аналізом ґрунтів, мікродобрих, рослинного й тваринного матеріалу.

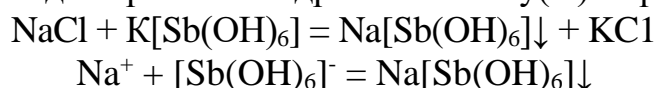
2. ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА КАТІОНИ

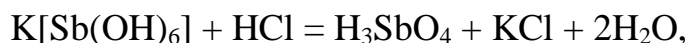
2.1. Якісні реакції катіонів I аналітичної групи (Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+})

Реакції виявлення йона Na^+

Дослід 1. Реакція з калій гексагідроксостибіатом (V) $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$. Калій гексагідроксостибіат (V) у нейтральному середовищі утворює з іонами Натрію білий кристалічний осад натрій гексагідроксостибіату(V) за рівнянням



Для безпомилкового виявлення йона Na^+ необхідно дотримуватися таких умов: реакцію треба виконувати лише в нейтральному середовищі ($\text{pH}=7$), бо у кислому середовищі реагент $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ утворює ортосурмяну кислоту за реакцією:



яка розкладається і утворюється аморфний осад метасурмяної кислоти:



Такий осад не свідчить про наявність у розчині катіона Na^+ .

У сильнолужному середовищі осад $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ розчиняється з утворенням середньої солі Na_3SbO_4 :

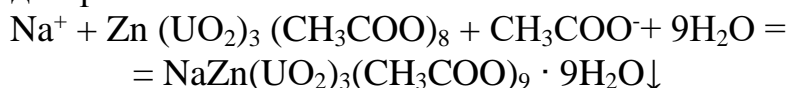


Отже, якщо досліджуваний розчин кислий, його нейтралізують KOH (або K_2CO_3), якщо ж лужний – слабкою кислотою (ацетатною).

Виконання дослідів. До 2-3 крапель розчину солі Na^+ додають рівний об'єм реактива $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ і потирають скляною паличкою внутрішню поверхню стінок пробірки, щоб попередити утворення пересиченого розчину $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ і прискорити випадання осаду.

Оскільки розчинність осаду $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ при нагріванні сильно зростає, то реакцію виконують на холоді ($15-20\text{ }^\circ\text{C}$). Іноді охолоджують пробірку з розчином проточною водою з крана.

Дослід 2. Реакція з цинк-ураніл ацетатом $\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_8$. Цинк-ураніл ацетат у розчині ацетатної кислоти утворює з іонами натрію жовтий кристалічний осад за рівнянням



Реакція є специфічною і досить чутливою (0,01 мкг), аналогічну реакцію дають іони Li^+ . Запишіть повне іонне рівняння реакції.

Виконання дослідів. Беруть 2 - 3 краплі розчину солі натрію, підкислених оцтовою кислотою, додають 4 - 5 крапель розчину реактиву і потирають об стінки пробірки скляною паличкою при охолодженні розчину в струмені води.

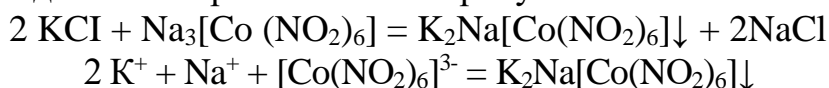
Випадання кристалічного зеленувато-жовтого осаду свідчить про наявність йонів Натрію.

Дослід 3. Проба на забарвлення полум'я. Солі натрію забарвлюють полум'я газового пальника у жовтий колір. Проба на забарвлення полум'я характеризується високою чутливістю.

Виконання дослід. Дослід виконують, вносячи крупинки сухої солі Натрію на платиновій дротинці в полум'я пальника, і спостерігають появу інтенсивного яскраво-жовтого забарвлення, яке має зберігатися впродовж декількох секунд.

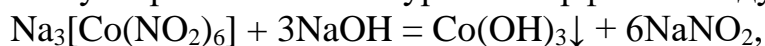
Реакції виявлення йона K^+

Дослід 4. Реакція з натрій гексанітрокобальтатом (Ш). Комплексна сполука $Na_3[Co(NO_2)_6]$, яку називають натрій гексанітрокобальтатом (Ш), або кобальтинітридом, у нейтральному середовищі утворює з іонами Калію жовтий кристалічний осад калій-натрій кобальтинітриду:

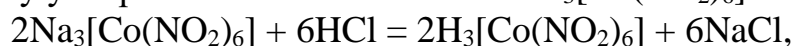


Реактив $Na_3[Co(NO_2)_6]$ повинен бути свіжоприготовленим, оскільки при зберіганні він розкладається з виділенням іонів Co^{2+} рожевого забарвлення і такий розчин непридатний для використання.

Виконання дослід. До 2-3 крапель розчину солі K^+ додайте 3 краплі реактива $Na_3[Co(NO_2)_6]$ і потріть скляною паличкою внутрішню стінку пробірки. Випадає жовтий кристалічний осад $K_2Na[Co(NO_2)_6]$. Досліджуваний розчин повинен мати рН не більше 7, бо в лужному середовищі реактив $Na_3[Co(NO_2)_6]$ легко розкладається з утворенням темно-бурого аморфного осаду $Co(OH)_3$:



а в сильноокислому утворюється нестійка кислота $H_3[Co(NO_2)_6]$:



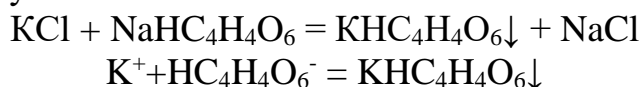
яка в момент утворення розкладається з виділенням оксидів нітрогену:



В ацетатній кислоті ані реактив, ані утворений осад не розчиняються.

Потирання скляною паличкою стінок пробірки попереджує утворення пересиченого розчину і прискорює випадання осаду.

Дослід 5. Реакція з натрій гідрогентартратом $NaHC_4H_4O_6$. Натрій гідрогентартрат $NaHC_4H_4O_6$ утворює з іонами Калію білий кристалічний осад калій гідрогентартрату:



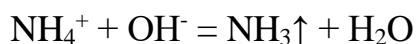
Виконання дослід. У пробірку вносять 4-5 крапель розчину солі Калію і стільки ж розчину реактиву. Розчин охолоджують і потирають об внутрішні стінки пробірки скляною паличкою для прискорення утворення осаду. Середовище має бути нейтральним або слабкоокислотним. Чутливість реакції — 50 мкг, граничне розбавлення 1:1000. Катіони NH_4^+ перешкоджають визначенню, тому їх усувають прожарюванням проби.

Дослід 6. Проба на забарвлення полум'я. Солі Калію при внесенні в полум'я газового пальника забарвлюють його у фіолетовий колір.

Виконання досліду. На кінчику платинової дротинки вносять краплю солі Калію в полум'я газового пальника і спостерігають за забарвленням полум'я. Навіть сліди сполук Натрію маскують фіолетове забарвлення йонів Калію. Тому його забарвлення потрібно спостерігати крізь синє кобальтове скло, яке затримує жовті промені Натрію.

Реакції катіонів амонію NH_4^+

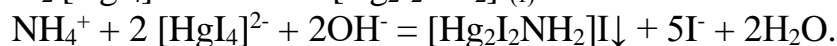
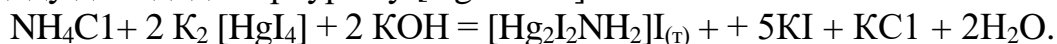
Дослід 7. Реакція з гідроксидами лужних металів. Сильні основи NaOH , KOH при нагріванні виділяють із розчинів солей амонію газуватий амоніак, який можна виявити за характерним запахом або за допомогою кислотно-основних індикаторів:



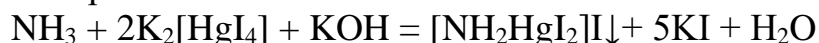
Реакція з лугами дуже чутлива (0,01 мкг) і дає змогу виявити іони амонію за наявності всіх інших катіонів.

Виконання досліду. У пробірку вносять кілька крапель розчину солі амонію і додають 3 - 4 краплі 2М розчину лугу. До отвору пробірки підносять змочений водою червоний лакмусовий папірець і нагрівають пробірку. Спостерігають посиніння лакмусового папірця, оскільки амоніак, що виділяється, сполучаючись з водою, утворює амоній гідроксид, який забарвлює лакмусовий папірець у синій колір.

Дослід 8. Реакція з реактивом Несслера. Реактив Несслера — це суміш комплексної солі $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ з KOH . Він утворює з солями амонію червоно-бурий осад йодиду дийододимеркуріату $[\text{Hg}_2\text{I}_2\text{NH}_2]\text{I}$:



З надлишком лугу утворюється йодид оксодимеркурамонію, структуру якого можна зобразити так:

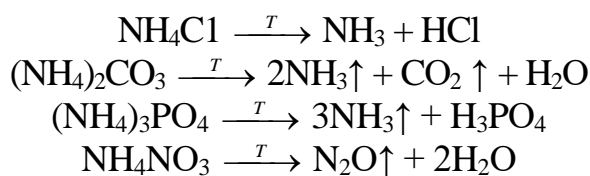


Реакція характеризується високою чутливістю (0,25 мкг), тому її використовують для перевірки повноти виділення амоніаку з реакційної суміші, в біохімічному аналізі — для визначення залишкового Нітрогену в крові, а в екологічних дослідженнях — для аналізу стічних вод, харчових продуктів тощо.

Виконання досліду. До 1 - 2 крапель розчину амонійної солі додають 4 краплі реактиву Несслера і спостерігають утворення бурого осаду. За незначного вмісту солей амонію в пробі (сліди) з'являється жовте забарвлення.

Дослід 9. Термічний розклад солей амонію. Якщо солі амонію в розчині видалити, їх потрібно відокремити, оскільки катіон NH_4^+ заважає виявленню йонів K^+ , утворюючи осад з $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ і $\text{Na}_2\text{Pb}[\text{Cu}(\text{NO}_2)_6]$. Крім цього, солі амонію, гідролізуючи, утворюють мінеральні кислоти, що розкладають $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ з виділенням осаду метасурмяної кислоти HSbO_3 . Йони NH_4^+ заважають також виявленню йонів Na^+ дією з гексагідроксистибіатом калію.

Для видалення катіона NH_4^+ використовують властивість солей амонію при високих температурах легко розкладатися та випаровуватися, утворюючи газоподібні продукти, наприклад:

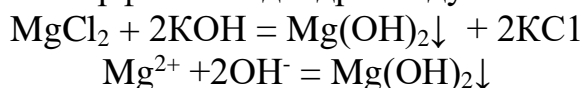


Виконання досліду. Досліджуваний розчин переливають у фарфорову чашку, обережно випарюють до сухого вигляду і прожарюють на піщаній бані до повного видалення солей амонію. Для перевірки повноти видалення цих солей беруть кілька кристалів сухого залишку, переносять у пробірку, додають кілька крапель води і 1 - 2 краплі реактиву Несслера. Утворення бурого осаду свідчить про неповне видалення катіона NH_4^+ , тому продовжують прожарювати.

Реакції виявлення йона Mg^{2+}

Для вивчення реакцій Mg^{2+} беруть розчин хлориду MgCl_2 або сульфату магнію MgSO_4 . Реакції Mg^{2+} сильно відрізняються від реакцій інших катіонів I-ї групи. Винятком є реакція з гексагідроксостибіатом калію, при якій йон Mg^{2+} утворює осад $\text{Mg}[\text{Sb}(\text{OH})_6]_2$, що зовні не відрізняється від $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ отже, Mg^{2+} заважає виявленню Na^+ .

Дослід 10. Реакція з лугами NaOH або KOH. Луги NaOH і KOH виділяють із розчинів солей Mg^{2+} білий аморфний осад гідроксиду:

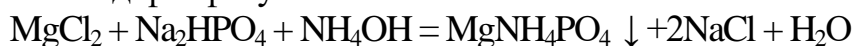


У ході аналізу цю реакцію використовують для відділення Mg^{2+} від інших катіонів I-ої групи, гідроксиди яких добре розчинні у воді.

Водний аміак осаджує іони Mg^{2+} не повністю. У присутності ж солей NH_4^+ дисоціація NH_4OH настільки пригнічується, що осад гідроксиду магнію $\text{Mg}(\text{OH})_2$ не випадає (через недостачу іонів OH^- у розчині).

Виконання досліду. До 2-3 крапель розчину солі Mg^{2+} додають стільки ж розчину їдкого калію KOH; зверніть увагу на аморфний характер осаду $\text{Mg}(\text{OH})_2$. В іншій пробірці до 2 крапель розчину солі Mg^{2+} долейте спочатку 2 краплі насиченого розчину хлориду амонію NH_4Cl , а потім 2 краплі розчину аміаку. Переконайтеся, що осад не випадає. Очевидно, що гідроксид магнію розчиняється не тільки в кислотах, але також і в солях амонію. Підтвердіть це рівняннями відповідних реакцій.

Дослід 11. Реакція з гідрофосфатом натрію Na_2HPO_4 . Гідрофосфат натрію Na_2HPO_4 у присутності гідроксиду й хлориду амонію утворює із солями Mg^{2+} білий кристалічний осад фосфату магнію-амонію:



Хлорид амонію додають, щоб запобігти утворенню осаду $\text{Mg}(\text{OH})_2$, внаслідок взаємодії MgCl_2 з NH_4OH .

Фосфат амонію розчинний у мінеральних кислотах і навіть в оцтовій кислоті, тому реакцію виконують у нейтральному або слаболужному розчині.

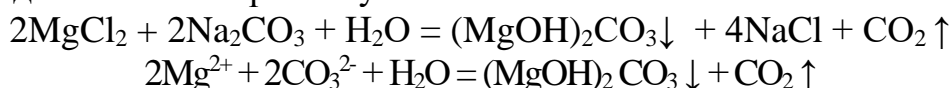
Виконання досліду. До 2 - 3 крапель розчину солі Mg^{2+} додають 2 краплі розчину, хлориду амонію й 4 краплі реактиву Na_2HPO_4 . Потім додають 2 н. NH_4OH до лужної реакції (проба з лакмусовим папірцем), або до появи запаху

аміаку). Розчин перемішують скляною паличкою після додавання кожної краплі реактиву. З розведених розчинів осад випадає не відразу: появу його можна прискорити збовтуванням або потиранням паличкою об стінки пробірки. Іноді дають розчину постояти 15 - 20 хв.

Реакція з гідрофосфатом натрію досить чутлива й найчастіше використовується для виявлення Mg^{2+} у ході систематичного аналізу.

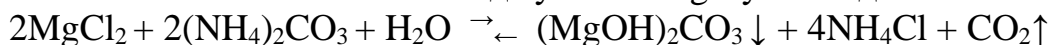
Катіони інших аналітичних груп (крім 1-й групи) заважають виявленню Mg^{2+} , оскільки теж утворюють із гідрофосфатом натрію нерозчинні фосфати, тому їх необхідно видалити.

Дослід 12. Реакція з розчинними карбонатами (Na_2CO_3 або K_2CO_3). Розчинні карбонати Na_2CO_3 і K_2CO_3 виділяють із розчинів солей Mg^{2+} білий аморфний осад основного карбонату:



Виконання досліду. До 2-3 крапель розчину солі Mg^{2+} додають однаковий об'єм розчину карбонату натрію Na_2CO_3 . Переконайтеся, що осад $(MgOH)_2CO_3$ розчиняється в кислотах.

Карбонат амонію також частково осаджує іони Mg^{2+} у вигляді основної солі:



Однак ця реакція оборотна, і рівновага її сильно зміщена вліво. Якщо ж до розчину попередньо додати небагато хлориду амонію, то осад гідроксокарбонату магнію $(MgOH)_2CO_3$ не утвориться. Переконайтеся, що осад основного карбонату магнію розчинний у солях амонію.

Розчинність $(MgOH)_2CO_3$ у надлишку солей амонію використовують для відділення Mg^{2+} від катіонів 2-й групи, що осаджуються карбонатом амонію. Іон Mg^{2+} , що залишається при цьому в розчині, відносять до 1-й аналітичної групи.

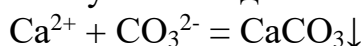
Дослід 13. Реакція з хромогеном чорним (еріохромом чорним Т). Органічний барвник хромоген чорний спеціальний ET-00, що має склад $C_{20}H_{13}O_7N_3S$, утворює з іонами Mg^{2+} комплекс винно-червоного кольору.

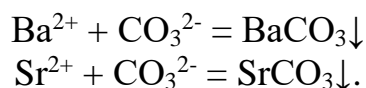
Виконання досліду. До 4-5 крапель розчину солі Mg^{2+} додають 1-2 краплі розчину аміаку (або амонійної буферної суміші) і 2-3 краплі розчину хромогену чорного. Розчин стає винно-червоним, але осад не випадає, тому що утворена сполука добре розчинна у воді.

Замість розчину хромогену чорного можна додати кілька крупинок сухої суміші барвника із хлоридом натрію у співвідношенні 1 : 100.

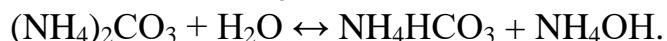
2.2. Якісні реакції катіонів II аналітичної групи (Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+})

Дослід 14. Дія групового реагента — амоній карбонату $(NH_4)_2CO_3$. Катіони II-ї групи (Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+}) осаджують дією амоній карбонату $(NH_4)_2CO_3$ в присутності амоній гідроксиду NH_4OH (для пригнічення гідролізу $(NH_4)_2CO_3$) та хлориду NH_4Cl при нагріванні розчину до 50 – 70 °С (для пригнічення розкладу $(NH_4)_2CO_3$ та зміщення рівноваги в сторону вихідного реагента) з утворенням аморфних осадів, що легко кристалізуються під час нагрівання:





Груповий реагент $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ гідролізує з утворенням кислої солі NH_4HCO_3 і у розчині появляються кислі аніони HCO_3^- :

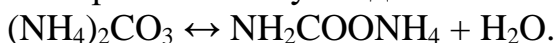


Гідроліз групового реагенту заважає повному осадженню катіонів другої групи, бо кислі солі $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Sr}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Ba}(\text{HCO}_3)_2$ – розчинні у воді.

Додавання NH_4OH призводить до зміщення рівноваги вліво, при цьому гідрокарбонат-іони HCO_3^- переходять в карбонат-іони CO_3^{2-} , що сприяє процесові осадження.

Для осадження катіонів другої аналітичної групи можна було б використати Na_2CO_3 чи K_2CO_3 . Однак використовувати ці реагенти для відокремлення катіонів другої аналітичної групи недопустимо, бо у розчин додатково вносяться йони Na^+ чи K^+ , яких, наприклад, у вихідному розчині не було. Застосування ж карбонату амонію не приведе до такої помилки, бо катіон NH_4^+ легко виявити у вихідному розчині дробним способом.

Крім того, карбонат амонію частково розкладається з утворенням карбамінату амонію, що теж сприяє певному осадженню катіонів другої групи:



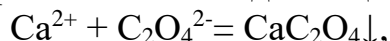
Однак при нагріванні розчину до $50 - 70^\circ\text{C}$ ця рівновага зміщується вліво. Нагрівання сприяє також утворенню кристалічних осадів карбонатів (замість аморфних), які краще відфільтровуються.

Виконання досліду. У три пробірки вносять 2 - 3 краплі розчинів солей хлоридів кальцію, барію та стронцію, по чергово додають до кожної по одній краплі буферної суміші (розчин NH_4OH з NH_4Cl), далі додають розчин групового реагенту $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Спостерігають утворення осадів, перевіряють їх розчинність в розчинах мінеральних кислот. Записують рівняння відповідних реакцій.

Таким чином, катіони другої групи осаджують карбонатом амонію $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ в присутності NH_4OH і NH_4Cl при нагріванні розчину до $50 - 70^\circ\text{C}$.

Реакції виявлення катіонів Кальцію Ca^{2+}

Дослід 15. Реакція з амоній оксалатом. Амоній оксалат $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ утворює з іонами Кальцію білий дрібнокристалічний осад кальцій оксалату:

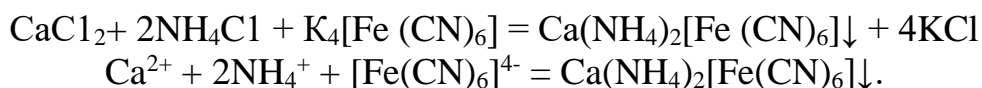


розчинний у мінеральних (крім оцтової) кислотах. Нагрівання сприяє швидшому осадженню осаду. Цією реакцією виявляють катіон Кальцію лише після видалення з розчину катіонів Ba^{2+} і Sr^{2+} , які також утворюють осад з $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$, і заважають відкриттю йона Ca^{2+} .

Виконання досліду. До 4 - 5 крапель розчину солі кальцію (хлориду або нітрату) додають таку саму кількість реактиву. Спостерігають утворення осаду. Досліджують його розчинність у мінеральних кислотах (HCl , HNO_3), а також в ацетатній кислоті.

Дослід 16. Реакція з калій гексаціанофератом (II). Калій гексаціаноферат (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жовта кров'яна сіль) у середовищі гідроксиду та хлориду амонію

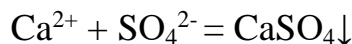
(буферної суміші з рН \approx 9) утворює з іонами Кальцію білий кристалічний осад подвійної солі кальцій-амоній гексаціаноферату (II), нерозчинного в ацетатній кислоті:



Виконання досліду. До 3 - 5 крапель розчину солі кальцію додають такий самий об'єм амонійного буферного розчину (суміш NH_4OH і NH_4Cl) для підтримання постійного рН розчину (рН \approx 9) і нагрівають на водяній бані. До гарячого розчину додають 5 - 6 крапель насиченого розчину жовтої кров'яної солі й суміш знову нагрівають. Спостерігають утворення осаду. Іони Ba^{2+} також утворюють осад з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, отже заважають виявленню Ca^{2+} .

Чутливість реакції становить 25 мкг, але визначення іонів Ca^{2+} не можливо провести за наявності катіонів d-елементів (Феруму, Купруму, Цинку), які також реагують з цим реактивом.

Дослід 17. Реакція з розчинними сульфатами. Розчинні сульфати осаджують йони Ca^{2+} з концентрованих розчинів з утворенням білого кристалічного осаду CaSO_4 :



При додаванні до досліджуваного розчину етанолу осад випадає швидше.

Осад розчиняється в сульфаті амонію $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ з утворенням комплексної солі $(\text{NH}_4)_2[\text{Ca}(\text{SO}_4)_2]$.

Розчини солей Ca^{2+} , на відміну від Ba^{2+} і Sr^{2+} , не дають помутніння із гіпсовою водою.

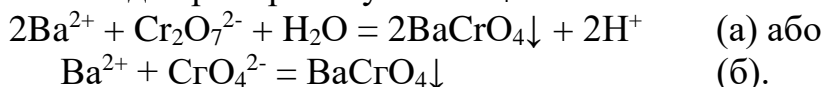
Виконання досліду. У пробірку вносять 2 - 3 краплі розчину солі кальцію, додають 1 - 2 краплі розчину сульфату й спостерігають утворення білого кристалічного осаду CaSO_4 ,

Дослід 18. Проба на забарвлення полум'я. Солі кальцію забарвлюють полум'я газового пальника в цегляно-червоний колір.

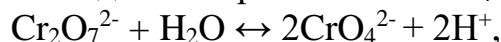
Виконання досліду. На кінчику платинової дротинки вносять краплю солі Кальцію в полум'я газового пальника і спостерігають його забарвлення.

Реакції виявлення катіонів Ba^{2+}

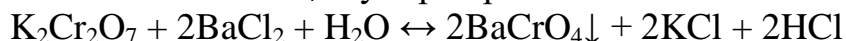
Дослід 19. Реакція з дихроматом або хроматом калію. Розчинні солі дихроматної або хроматної кислот виділяють з розчинів, що містять солі Барію, жовтий кристалічний осад барій хромату BaCrO_4 :



В розчинах іони $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ знаходяться в рівновазі з CrO_4^{2-} :



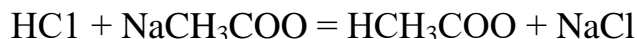
але оскільки ДР солі BaCrO_4 досягається швидше, ніж ДР (BaCr_2O_7) то в осад випадає менш розчинна сіль BaCrO_4 . Сумарне рівняння має такий вигляд:



Внаслідок реакції утворюється сильна хлоридна кислота, в якій осад BaCrO_4 розчиняється, тому осадження йона Ba^{2+} може бути неповним. Для повного осадження Ba^{2+} до розчину разом з дихроматом калію додають ацетат натрію.

Останній, взаємодіючи з HCl утворює слабу ацетатну кислоту CH₃COOH, в якій осад BaCrO₄ не розчиняється.

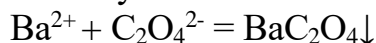
Оскільки осад BaCrO₄ розчиняється в мінеральних кислотах, а в процесі взаємодії йонів Барію з дихроматом (реакція (а)) утворюється кислота, то для досягнення повноти осадження йонів Ba²⁺ розчином K₂Cr₂O₇ до нього добавляють натрій ацетату CH₃COONa. Тоді сильна кислота (HCl) замінюється еквівалентною кількістю слабкої ацетатної кислоти, в якій барій хромат не розчиняється:



Виконання досліду. У пробірку вносять 2 - 3 краплі розчину солі барію, добавляють 1 - 2 краплі розчину ацетату натрію та 2 - 3 краплі реактиву K₂Cr₂O₇ (або калій хромату) і спостерігають утворення осаду. Випробуйте розчинення осаду в хлоридній та ацетатній кислотах.

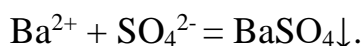
Реакція з дихроматом є специфічною і використовується для виявлення йонів Ba²⁺ за наявності катіонів Ca²⁺ і Sr²⁺ та для відокремлення йонів Барію від цих катіонів.

Дослід 20. Реакція з амоній оксалатом. Амоній оксалат (NH₄)₂C₂O₄ утворює з іонами барію білий осад барій оксалату:



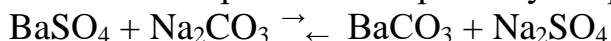
Виконання досліду. Одержаний осад оксалату барію BaC₂O₄ розділяють на три частини й перевіряють його розчинність в хлоридній, нітратній, а при нагріванні й у ацетатній кислотах.

Дослід 21. Реакція з сульфатною кислотою (або розчинними сульфатами). Сульфатна кислота або її розчинні солі утворюють з катіоном Ba²⁺ білий дрібнокристалічний осад BaSO₄, який не розчиняється у воді й мінеральних кислотах:



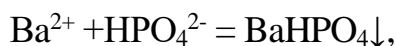
Чутливість цієї реакції висока (10 мкг), оскільки барій сульфат характеризується малою розчинністю у воді. Виявленню йонів Ba²⁺ перешкоджають йони Ca²⁺ і Sr²⁺.

Виконання досліду. У пробірку вносять 2 - 3 краплі розчину солі барію, добавляють стільки ж розбавленого розчину сульфатної кислоти (або розчину сульфату натрію Na₂SO₄) і спостерігають випадання осаду. Перевіряють розчинність сульфату барію у воді та в кислотах. Для переведення BaSO₄ в розчин, його нагрівають з насиченим розчином карбонату натрію (мокрый спосіб):

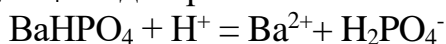


або сухим способом – сплавленням його в тиглі з надлишком карбонатів (K₂CO₃ і Na₂CO₃).

Дослід 22. Реакція з гідрофосфатом натрію Na₂HPO₄. Гідрофосфат натрію утворює з іоном Ba²⁺ білий осад, розчинний в хлоридній, нітратній та оцтовій кислотах:



Гідрофосфат барію розчиняється в оцтовій кислоті внаслідок одержання малодисоційованих йонів H₂PO₄⁻ згідно рівняння



З іонами Sr^{2+} і Ca^{2+} гідрофосат натрію також утворює білі осаді гідрогенфосфату стронцію SrHPO_4 і гідрогенфосфату кальцію CaHPO_4 , котрі розчиняються в цих же кислотах.

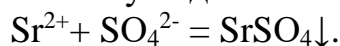
Виконання досліду. До 3 - 4 крапель слабокислого розчину солі барію додають таку ж кількість натрій гідрогенфосфату. Утворення білого аморфного осаду вказує на присутність іона барію. Досліджують розчинність цього осаду в кислотах. Записують рівняння відповідних реакцій.

Дослід 23. Проба на забарвлення полум'я. Леткі солі барію забарвлюють полум'я газового пальника у жовто-зелений колір.

Виконання досліду. Краплю солі барію на кінчику платинової дротинки вносять у полум'я газового пальника й спостерігають за забарвленням полум'я.

Реакції виявлення катіонів Стронцію Sr^{2+}

Дослід 24. Реакція з сульфатною кислотою (або розчинними сульфатами). Сульфатна кислота або її розчинні солі утворюють з розчинами солей стронцію білий осад SrSO_4 , який не розчиняється у воді та кислотах:

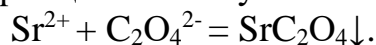


Виконання досліду. У пробірку вносять 2 - 3 краплі розчину солі Стронцію, додають стільки ж розбавленого розчину сульфатної кислоти і спостерігають випадання осаду, який практично не розчинний у кислотах і переводиться в розчин при нагріванні з карбонатом натрію.

Дослід 25. Реакція з гіпсовою водою. Гіпсова вода $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ утворює з катіонами Sr^{2+} білий осад стронцій сульфату. Оскільки розчинність SrSO_4 ($\text{ДР} = 3,2 \cdot 10^{-7}$) менша, ніж розчинність CaSO_4 ($\text{ДР} = 2,5 \cdot 10^{-5}$), то в осад випадає SrSO_4 . Гіпсова вода є характерним реактивом для виявлення йонів Стронцію, однак цю реакцію не можна проводити за наявності у розчині йонів Ba^{2+} , оскільки Барій також утворює з гіпсовою водою білий осад барій сульфату ($\text{ДР} = 1,1 \cdot 10^{-10}$). При цьому Барій утворює осад BaSO_4 за звичайних умов, а Стронцій — тільки після нагрівання розчину.

Виконання досліду. До 6 - 7 крапель розчину солі стронцію додають 10 крапель гіпсової води, суміш кип'ятять упродовж 1-2 хв. і залишають на 5 - 6 хв. для охолодження. Спостерігають за появою білого дрібнокристалічного осаду SrSO_4 .

Дослід 26. Реакція з амоній оксалатом. Амоній оксалат $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ утворює з йонами стронцію білий осад стронцій оксалату:



Осад добре розчиняється як у мінеральних, так і в ацетатній кислоті при нагріванні.

Виконання досліду. До 4 - 5 крапель розчину солі стронцію додають стільки ж реактиву. Спостерігають утворення осаду. Випробовують його розчинність у кислотах.

Дослід 27. Проба на забарвлення полум'я. Леткі солі Стронцію забарвлюють полум'я газового пальника в карміново-червоний колір.

Виконання досліду. Краплю солі стронцію на кінчику платинової дротинки вносять у полум'я газового пальника і спостерігають за забарвленням полум'я.

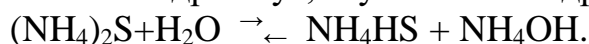
2.3. Якісні реакції катіонів III аналітичної групи (Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+})

Дія групового реагента — $(NH_4)_2S$

Як зазначалося вище, груповий реагент сульфід амонію $(NH_4)_2S$ осаджує Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Co^{2+} і Ni^{2+} в вигляді сульфідів, Al^{3+} і Cr^{3+} у вигляді гідроксидів катіонів 3-ої групи.

Сульфіди й гідроксиди катіонів III-ої групи розчинні в сильних кислотах. Тому вільні кислоти у досліджуваному розчині повинні бути нейтралізовані аміаком.

Груповий реагент дуже легко гідролізує, ступінь його гідролізу – 99,9 %:



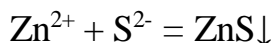
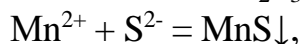
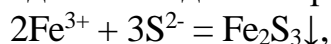
Щоб запобігти гідролізу групового реагента і забезпечити повне осадження катіонів 3-ої аналітичної групи до розчину додають водний розчин аміаку, який зміщує рівновагу гідролізу вліво. Крім того, сульфіди деяких катіонів 3-ої аналітичної групи легко переходять у колоїдний стан. Щоб попередити це небажане явище, осадження ведуть у присутності електроліта-коагулятора NH_4Cl з гарячого розчину. Хлорид амонію додають ще й для того, щоби після введення NH_4OH не випав осад гідроксиду магнію $Mg(OH)_2$ (катіон Mg^{2+} , як відомо, належить до I-ої аналітичної групи).

Таким чином, катіони III-ої групи осаджуються сульфідом амонію $(NH_4)_2S$ у присутності амонійної буферної суміші (розчин NH_4OH з NH_4Cl) при $pH \approx 9$. Катіони I-ої і II-ої груп залишаються при цьому в розчині.

Для осадження придатні тільки свіжоприготовлені реактиви, тому що при зберіганні $(NH_4)_2S$ і NH_4OH , поглинають вуглекислий газ з повітря і частково перетворюються в карбонат амонію $(NH_4)_2CO_3$ (груповий реагент II-ої групи катіонів). Присутність його в реактивах, як і присутність сульфату амонію, недопустима. Адже при цьому разом з 3-ою групою будуть осаджуватися й катіони 2-ї групи.

Щоб вивчити забарвлення, характерні для осадів солей катіонів III-ої аналітичної групи з груповим реагентом, а також їх розчинність, слід проробити наступні реакції.

Виконання досліду. До 2 крапель розчинів солей Fe^{3+} , Fe^{2+} , Mn^{2+} , Ni^{2+} і Co^{2+} в окремих пробірках додайте по 2 краплі розчину сульфиду амонію, спостерігайте випадання осадів. Наприклад:

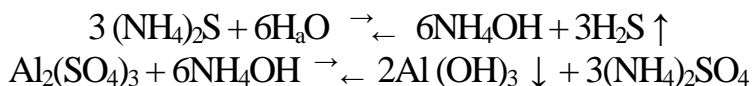


Зверніть увагу на те, що осад Fe_2S_3 , FeS , CoS і NiS - чорного, MnS - тілесного, а ZnS - білого кольору. Отримані сульфіди (крім Co і Ni) розчиняються в розведених сильних кислотах з виділенням сірководню. При розчиненні сульфиду заліза (III) Fe_2S_3 іон Fe^{3+} частково відновлюється до Fe^{2+} і випадає вільна сірка



Подійте сульфідом амонію на розчини солей Al^{3+} і Cr^{3+} . Запам'ятайте, що осад $Al(OH)_3$ - білого, а $Cr(OH)_3$ - сіро-фіолетового кольору.

Хоча в розчині $(NH_4)_2S$ одночасно присутні іони S^{2-} і іони OH^- , добуток розчинності гідроксидів досягаються раніше, ніж відповідних сульфідів, і в осад випадають гідроксиди $Al(OH)_3$ або $Cr(OH)_3$. Утворення гідроокису алюмінію можна зобразити схемою:

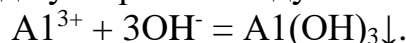


Переконайтеся, що осади гідроксидів алюмінію й хрому, так само як сульфіди катіонів 3-ої групи, розчиняються в розведених сильних кислотах.

Реакції виявлення іона Al^{3+}

Дослід 1. Реакція з лугами NaOH або KOH. Їдкі луги KOH і NaOH осаджують з розчинів солей алюмінію білий аморфний осад алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$.

Виконання дослід. До 3-4 крапель розчину солі алюмінію повільно додають 2н. розчин NaOH до утворення осаду:

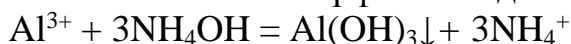


Осад має $Al(OH)_3$ амфотерні властивості, а тому розчиняється як в кислотах, так і в лугах.

Розділіть осад порівну у дві пробірки. До однієї пробірки долийте розчин хлоридної кислоти, до другої – розчин гідроксиду натрію або калію. Переконайтеся, що осад розчиняється як у кислоті, так в лугові згідно реакцій:



Дослід 2. Реакція з розчином аміаку. Водний розчин амоній гідроксиду осаджує з розчинів солей алюмінію білий аморфний осад алюміній гідроксиду:

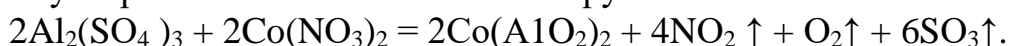


Алюміній гідроксид $Al(OH)_3$ має амфотерні властивості, отже, отриманий осад легко розчиняється в кислотах і лугах (див. реакції попереднього дослід).

Виконання дослід. До 3 - 4 крапель розчину солі алюмінію додають 5 - 6 крапель розчину амоній гідроксиду. Утворений осад ділять на дві частини; до однієї частини додають хлоридну кислоту, до другої – розчин лугу. Спостерігають розчинення осаду в обох пробірках. Запишіть рівняння відповідних реакцій.

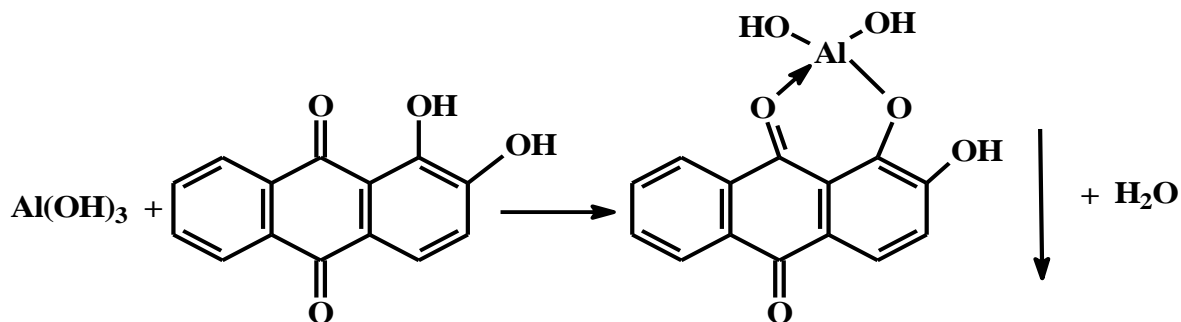
Дослід 3. Реакція з кобальт(и) нітратом. Нітрат кобальту при прокалюванні з солями алюмінію утворює алюмінат кобальту синього кольору («тенарова синь»).

Для проведення реакції використовують розбавлені розчини солей кобальту. Реакцію проводять в тиглі чи на платиновій петлі, прокалюючи сіль алюмінію, змочену розчином кобальта, або на фільтрувальному папері, після спалювання якого утворюється попел синього кольору:



Виконання досліду. У фарфорову чашку вносять 3 - 4 краплі розчину солі алюмінію, додають таку саму кількість розчину кобальт нітрату. Суміш випарюють і прожарюють до виділення газів. Спостерігають утворення кобальт алюмінату синього кольору. Запишіть рівняння реакції в іонному вигляді.

Дослід 4. Реакція з алізарином. Органічний реактив – 1,2-діоксіантрахінон (алізарин) утворює з алюміній гідроксидом внутрішньокомплексну сполуку яскраво-червоного забарвлення, яку називають «алюмінієвим лаком». Чутливість цієї реакції – 0,5 мкг, її виконують краплинним методом.

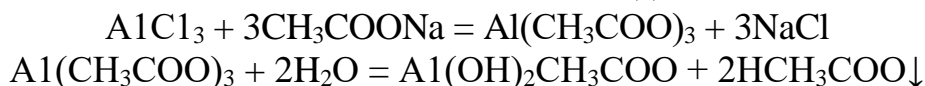


Виконання досліду. У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі алюмінію, додають розчин натрій гідроксид до сильно лужної реакції. Якщо випадає осад, його відокремлюють і до прозорого розчину додають 1-2 краплі розчину алізарину. Спочатку з'являється фіолетове забарвлення, потім додають краплями розчин ацетатної кислоти до зникнення фіолетового забарвлення. У присутності йонів алюмінію розчин забарвлюється в червоний колір (алюмінієвий лак):

Осад дає яскраву люмінесценцію жовтого кольору. Реакцію з алізарином дають багато інших катіонів, тому її доцільно проводити крапельним методом в присутності $K_4[Fe(CN)_6]$. Заважаючі катіони при цьому зв'язуються в малорозчинні гексаціаноферати та при промиванні плями водою залишаються по центру, на відміну від Al^{3+} - іонів, які переміщуються по периферії плями.

При подальшій обробці плями парами амоніаку та розчину алізарину на периферії плями утворюється рожеве забарвлення алізаріната алюмінію на фоні фіалкового забарвлення алізарину. Фіалкове забарвлення зникає при висушуванні паперу, забарвлення алюмінієвого лаку залишається. Чутливість реакції складає 0,5 мкг.

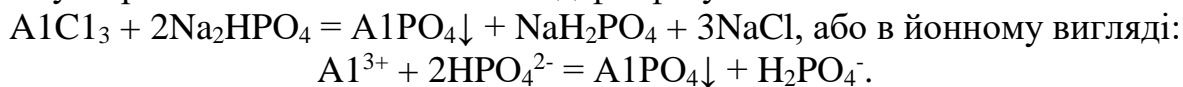
Дослід 5. Реакція з натрію ацетатом CH_3COONa . Ацетат натрію $NaCH_3COO$ виділяє з розчинів солей Al^{3+} білий пластівчастий осад основної солі:



Ацетат алюмінію $Al(CH_3COO)_3$ гідролізує і підсилюється цей процес при розведенні й кип'ятінні розчину.

Виконання досліду. До 2-3 крапель досліджуваного розчину солі алюмінію додають 4-5 крапель натрій ацетату і підігрівають розчин. Спостерігають утворення білих пластівців $Al(OH)_2CH_3COO$.

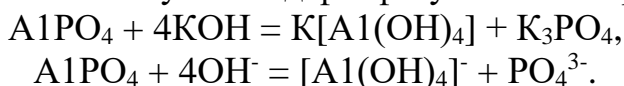
Дослід 6. Реакція з гідрофосфатом натрію Na_2HPO_4 . Гідрофосфат натрію Na_2HPO_4 утворює з іоном Al^{3+} білий осад фосфату алюмінію AlPO_4 :



Виконання дослід. До 2-3 крапель розчину солі алюмінію додають 2-3 краплі розчину натрій гідрофосфату Na_2HPO_4 . В присутності іонів Al^{3+} утворюється білий осад AlPO_4 . Осад розділяють на три частини та досліджують його розчинність в ацетатній та мінеральних кислотах, а також концентрованому розчині лугу.

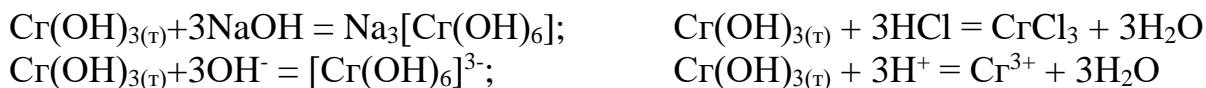
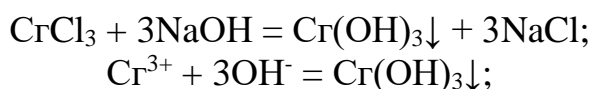
Осад не розчинний в ацетатній кислоті, але розчиняється в сильних кислотах (запишіть рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді).

У концентрованих розчинах лугів осад фосфату алюмінію розчиняється:



Реакції виявлення іона Cr^{3+}

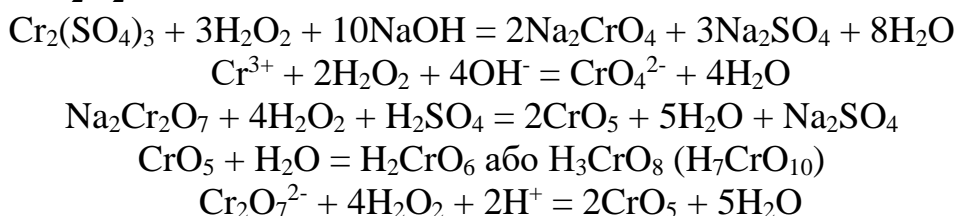
Дослід 7. Реакція з лугами NaOH або KOH . Їдкі луги NaOH , KOH осаджують іони Cr^{3+} у вигляді гідроксиду сіро-зеленого кольору, який має амфотерні властивості:



Виконання дослід. До 4 - 5 крапель розчину солі Хрому(III) повільно додають розчин лугу до утворення осаду. Утворений осад ділять на дві частини і досліджують його розчинність у надлишку лугу та в хлоридній кислоті.

Дослід 8. Реакція з сильними окисниками. Сильні окисники (H_2O_2 , KMnO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, Cl_2) в лужному середовищі окиснюють іони Cr^{3+} до хромат-іонів CrO_4^{2-} жовтого кольору.

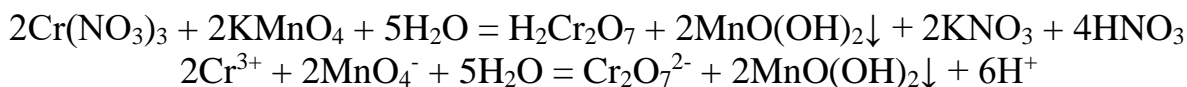
Реакція з H_2O_2 :



Виконання дослід. У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі хрому, додають розчин лугу (до розчинення осаду $\text{Cr}(\text{OH})_3$), 5-7 краплин 3% розчину H_2O_2 . Отриману суміш нагрівають і спостерігають утворення CrO_4^{2-} жовтого кольору. Вміст пробірки охолоджують і додають розведену H_2SO_4 до переходу жовтого забарвлення в оранжеве. У другій пробірці готують суміш із рівних невеликих об'ємів розведеного розчину H_2SO_4 , органічного розчинника

(амілового спирту) і 3% розчину H_2O_2 . До отриманої суміші приливають розчин оранжевого кольору з першої пробірки і спостерігають синє забарвлення органічного шару, обумовлене утворенням надхромової кислоти.

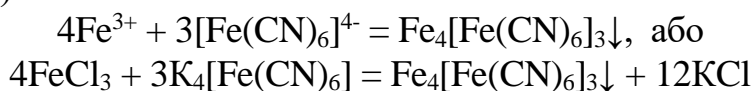
Реакція з KMnO_4 :



Виконання досліду: У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі хрому, додають 3-4 краплі 2 М розчину H_2SO_4 , 3-4 краплі розчину калію тетраоксоманганату, суміш нагрівають. Спостерігають обезбарвлення перманганату, та появу оранжевого забарвлення, притаманного дихромату.

Реакції виявлення іона Fe^{3+}

Дослід 9. Реакція з жовтою кров'яною сіллю. Калій гексаціаноферат(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жовта кров'яна сіль) у слабкокислом середовищі (луги розкладають берлінську блакить) утворює темно-синій осад берлінської блакиті — ферум (III) гексаціаноферат (II):



При надлишку калію гексаціаноферату (II) одержують розчинну форму осаду «берлінської блакиті»:

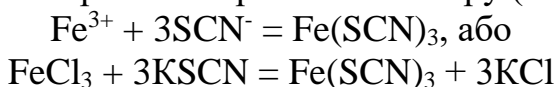


Виконанню цієї реакції перешкоджають окисники, які також взаємодіють з цим реактивом та іони Zn^{2+} , що утворюють з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ білий осад подвійної солі, розчинної в лугах:



Виконання досліду. У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі феруму (III), додають стільки ж дистильованої води, 5-6 крапель розчину HCl і 3-4 краплі розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігають утворення синього кольору осаду «берлінської блакиті».

Дослід 10. Реакція з калій тiocіанатом. Калій тiocіанат (роданід) KSCN (або амоній тiocіанат NH_4SCN) при взаємодії з йонами Fe^{3+} в кислому середовищі утворює ферум(III) тiocіанат кроваво-червоного кольору (колір крові) :

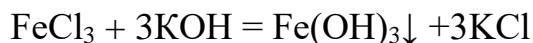


Реакція специфічна і високочутлива (0,25 мкг). Виконанню цієї чутливої реакції заважають оксалатна, винна, фосфатна кислоти, а також фториди, що утворюють з Fe^{3+} більш міцні комплексні іони $[\text{FeF}_6]^{3-}$.

Виконання досліду. До 3 - 4 крапель розчину солі феруму (III) добавляють 2 - 3 краплі хлоридної кислоти і 5 - 6 крапель калій або амоній роданіду. Спостерігають за забарвленням розчину.

Дослід 11. Реакція з гідрооксидами лужних металів:

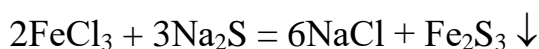
Гідрооксиди лужних металів з солями Ферума (III) утворюють осад бурого кольору, який не розчинний в лугах:



Виконання досліду. У пробірку поміщають 4-5 краплини розчину солі феруму (III), додають стільки ж дистильованої води і 3-4 краплі розчину лугу. Спостерігають утворення осаду бурого кольору.

Дослід 12. Реакція з натрію сульфідом

Солі трьохвалентного Феруму (III) з сульфідом натрія в нейтральних чи слабо кислих середовищах утворюють осад чорного кольору:

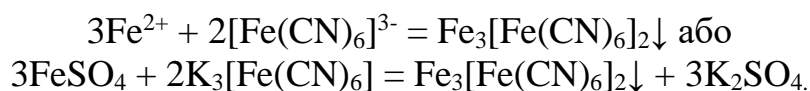


Виконання досліду. У пробірку поміщають 4-5 краплини розчину солі феруму (III), додають стільки ж дистильованої води і 3-4 краплі розчину Na_2S . Спостерігають утворення осаду чорного кольору:

Осад розчинний в мінеральних кислотах. Осадження проводять в нейтральних та слабокислих середовищах.

Реакції виявлення іона Fe^{2+}

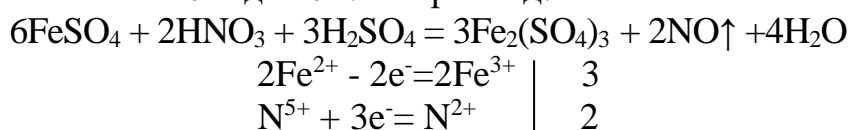
Дослід 13. Реакція з червоною кров'яною сіллю. Калій гекса-ціаноферат(III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (червона кров'яна сіль) утворює з йонами Fe^{2+} темно-синій осад турнбулевої сині:



Наведена якісна реакція характеризується високою чутливістю (0,05 мкг), її виконують у кислому середовищі.

Виконання досліду. До 3 - 4 крапель солі двовалентного феруму добавляють 2 - 3 краплі хлоридної кислоти (для призупинення гідролізу солі) і 2 - 3 краплі реактиву. До утвореного темно-синього осаду добавляють трохи розчину лугу і спостерігають зміну забарвлення, пов'язану з руйнуванням комплексу та утворенням ферум (II) гідроксиду.

Дослід 14. Реакція окиснення Fe^{2+} до Fe^{3+} . Окиснювачі HNO_3 , H_2O_2 , KMnO_4 можуть окиснювати катіон Fe^{2+} до Fe^{3+} . Наприклад:

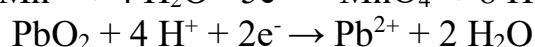
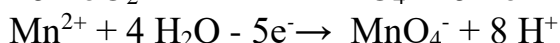
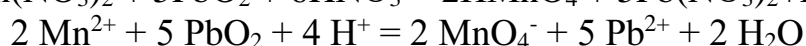
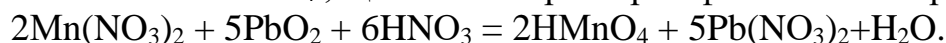


Виконання досліду. До 4 - 5 крапель розчину сульфату феруму (II) додайте 3 - 4 краплі 2 н. H_2SO_4 для створення кислого середовища, потім додайте 3 краплі концентрованої нітратної кислоти й нагрійте до зникнення бурого кольору

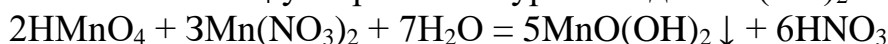
нестійкого комплексу $[\text{Fe}(\text{NO})]\text{SO}_4$, який може утворитися. Зробіть пробу на повноту окиснення Fe^{2+} до Fe^{3+} . Для цього до 2-3 крапель реакційної суміші додайте розчин $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. При неповному окисненні Fe^{2+} до Fe^{3+} осад турнбулевої сині $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ не повинен утворитися. Дайте розчину охолонути й зробіть пробу на присутність іонів Fe^{3+} з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ або з роданідом амонію NH_4SCN .

Реакції виявлення іона Mn^{2+}

Дослід 15. Реакція з сильним окисником (плюмбум (IV) оксидом PbO_2). У результаті дії сильного окисника (плюмбум(IV) оксиду PbO_2) катіони Mn^{2+} перетворюються на аніони MnO_4^- , що мають характерне фіолетове забарвлення:

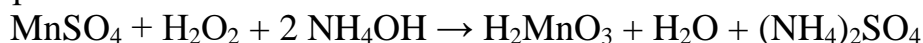


Виконання дослід. У пробірку вносять на кінчику шпателя трохи плюмбум (IV) оксиду або сурику, додають 1 мл концентрованої нітратної кислоти. Розчин обережно кип'ятять упродовж 1-2 хвилин, додають дистильованої води і перемішують. Суміші дають відстоятися, потім додають одну краплю солі мангану (нітрату або сульфату, але не хлориду MnCl_2) і спостерігають появу фіолетового або малиново-фіолетового забарвлення. У разі значного надлишку солі мангану (II) реакція не дає позитивного ефекту, оскільки замість перманганатної кислоти HMnO_4 утворюється бурий осад $\text{MnO}(\text{OH})_2$:



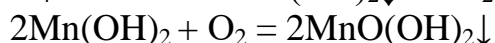
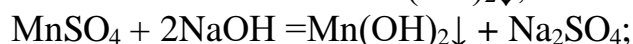
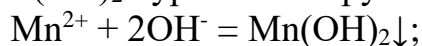
Дослід 16. Окиснення за допомогою H_2O_2 :

При дії окисників Mn^{2+} окислюється до аніона MnO_4^- , що має характерне малинове забарвлення:



У пробірку поміщають 1-2 краплини розчину солі мангану (II), додають 4-5 краплин 2 М розчину NH_4OH , 5-7 краплин 3% розчину H_2O_2 і нагрівають до кипіння. Спостерігають утворення осаду манганатної (IV) кислоти.

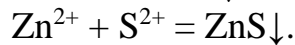
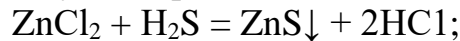
Дослід 17. Реакція з лугами. Луги осаджують з водних розчинів солей Мангану (II) білий осад його гідроксиду $\text{Mn}(\text{OH})_2$. Манган гідроксид нестійкий і на повітрі окиснюється до $\text{MnO}(\text{OH})_2$ бурого кольору:



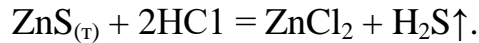
Виконання дослід. До 2 - 3 крапель розчину солі мангану (II) додають стільки ж реактиву. Спостерігають за утворенням осаду і зміною його забарвлення з часом внаслідок окиснення $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

Реакції виявлення іона Zn^{2+}

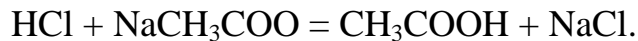
Дослід 18. Реакція з сірководнем або сульфідом натрію. Сірководень H_2S (або натрій сульфід Na_2S) осаджують з розчинів солей цинку білий осад ZnS .



Осад добре розчиняється в хлоридній кислоті:

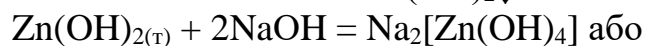
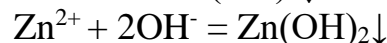
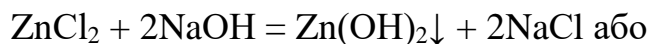


Тому для повного осадження Zn^{2+} до розчину додають ацетат натрію й у такий спосіб заміняють сильну кислоту (HCl) слабкою (CH_3COOH), в якій сульфід цинку не розчиняється



Виконання досліду. До 4 - 5 крапель розчину солі цинку додають таку саму кількість розчину сірководню або сульфиду натрію. Осад, який утворився, ділять на дві частини. До однієї частини осаду додають хлоридну, до другої — ацетатну кислоту (або ацетат натрію) і роблять висновок про розчинність ZnS у цих кислотах.

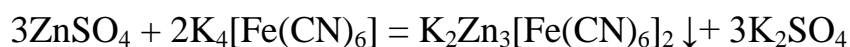
Дослід 19. Реакція з лугами. Гідроксиди лужних металів осаджують з розчинів солей Цинку білий осад цинк гідроксиду, який добре розчиняється в надлишку реактиву:



Виконання досліду. До 4 - 5 крапель розчину солі цинку повільно (краплями) добавляють розчин лугу до утворення осаду. Утворений осад ділять на дві частини і досліджують його розчинність у надлишкові лугу та в хлоридній кислоті.

Дослід 20. Реакція з лугами $K_4[Fe(CN)_6]$ – калію гексаціаноферат(II).

Калію гексаціаноферат(II) осаджує цинк з його солей у вигляді білого осаду

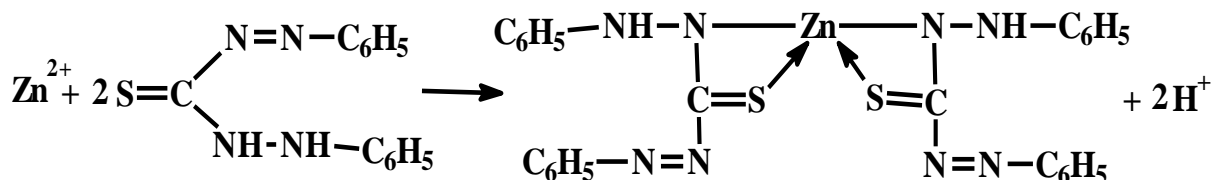


Виконання досліду. У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі цинку, додають стільки ж краплин розчину $K_4[Fe(CN)_6]$. Спостерігають утворення білого осаду $K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2$

Дана реакція дозволяє відрізнити Zn^{2+} від Al^{3+} .

Дослід 21. Реакція з дитизоном

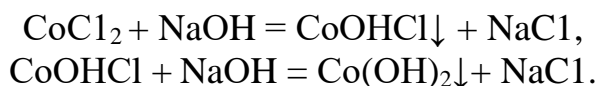
Дитизон (дифенілтіокарбазон) утворює з цинком комплексну сполуку червоного кольору яка добре розчиняється в хлороформі, бензені та інших органічних розчинниках:



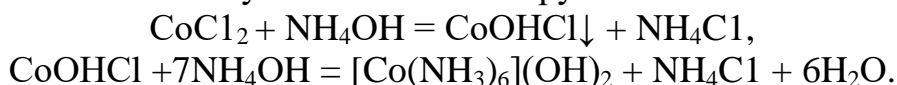
Виконання дослід. У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі цинку, додають суміш рівних об'ємів розчину ацетатної кислоти й розчину натрій ацетату і 2-4 мл розчиненого в CHCl_3 дитизону. Спостерігають утворення комплексної сполуки червоного кольору, яка добре розчиняється в хлороформі, бензені та інших органічних розчинниках. Чутливість реакції складає 0,025 мкг.

Реакції виявлення іона Co^{2+}

Дослід 22. Реакція з лугами або амоній гідроксидом. Розчин NaOH (KOH) осаджує з розчинів солей кобальту (II) синій осад основної солі CoOHCl . Надлишок лугу при нагріванні перетворює основну сіль в основу $\text{Co}(\text{OH})_2$ рожевого кольору:

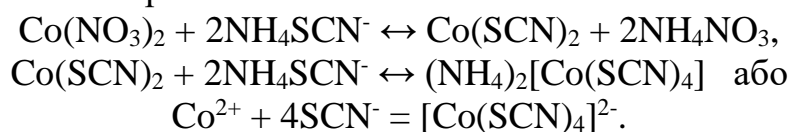


Розчин амоній гідроксиду (NH_4OH) теж осаджує йон Co^{2+} у вигляді основної солі CoOHCl , але при додаванні надлишку NH_4OH осад розчиняється з утворенням комплексної сполуки жовтого кольору:



Виконання дослід. До 3 - 4 крапель розчину солі кобальту (II) добавляють таку саму кількість розчину NaOH (KOH). Спостерігають за утворенням синього осаду, який при добавлянні до нього надлишку реактиву поступово перетворюється в рожевий.

Дослід 23. Реакція з амоній тіоціанатом. Амоній тіоціанат NH_4SCN утворює з йонами кобальту (II) комплексний тетрароданокобальтат (II)-йон синьо-блакитного забарвлення за рівняннями:



Чутливість цієї реакції підвищується в присутності амілового спирту.

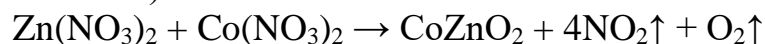
Виконання дослід. У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі кобальту, добавляють стільки ж насиченого розчину NH_4SCN або KSCN , 1-2 кристалики натрій фториду, суміш амілового спирту й етеру (1:1) об'ємом 0,5 мл, а тоді збовтують. У присутності кобальту неводний шар після відстоювання забарвлюється в синій колір. Чутливість реакції складає 0,5 мкг.

Проведенню визначення заважають катіони Cu^{2+} , Fe^{3+} , V^{3+} . Проте, якщо визначення Co^{2+} з NH_4SCN проводити на фільтрувальному папері, то їх можна визначити і в присутності інших катіонів. Для цього на папір наносять краплю розчину тіоціаната, краплю досліджуваного розчину, папір витримують в парах

аміаку і підсушують над полум'ям спиртівки. В присутності Co^{2+} периферійна частина плями набуває синього забарвлення.

Дослід 24. Реакція з солями цинку.

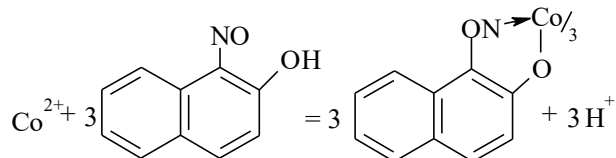
Після спалювання клаптика фільтрувального паперу змоченого розчином солі цинку та нітрата кобальту одержується зола, забарвлена в зелений колір цинкатором кобальта («зелень Рінмана»):



Виконання досліду. Клаптик фільтрувального паперу змочують розчином солі цинку, після чого на папір наносять краплю нітрату кобальту, далі папір спалюють, одержують золу зеленого кольору. Чутливість реакції складає 0,6 мкг.

Дослід 25. Реакція з реактивом Ільїнського.

1-нітрозо-2-гідроксинафталін з кобальтом (залежно від концентрації металу) забарвлюють розчин в червоний колір або випадає осад червоно-бурого кольору:

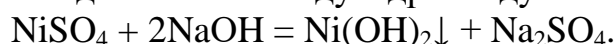


Виконання досліду. У пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі кобальту, додають 3-4 краплі розчину HCl і нагрівають до кипіння, додають свіжо-приготовлений насичений розчин 1-нітрозо-2-гідроксинафталіну і знову нагрівають. У присутності кобальту, залежно від концентрації, розчин забарвлюється в червоний колір або випадає червоно-бурий осад.

Чутливість реакції – 0,05 мкг.

Реакції виявлення іона Ni^{2+}

Дослід 26. Реакція з лугами або амоній гідроксидом. Луги (NaOH або KOH) осаджують іони Ni^{2+} у вигляді зеленого осаду гідроксиду нікелю (II):



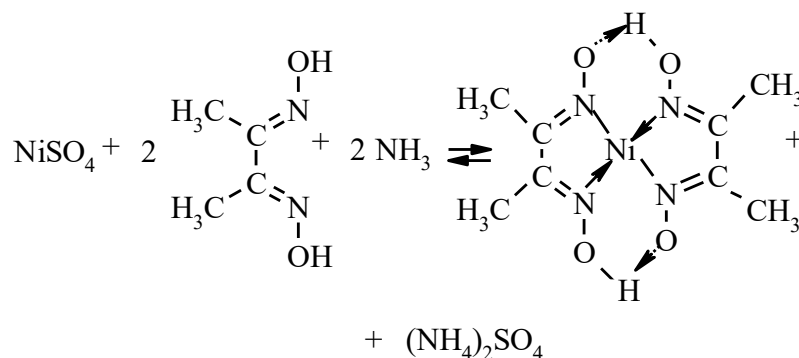
Осад $\text{Ni}(\text{OH})_2$ розчиняється в кислотах. Розчин амоній гідроксиду осаджує з водних розчинів солей нікелю (II) зелений осад основної солі, який розчиняється в надлишку реактиву з утворенням комплексної сполуки інтенсивно синього забарвлення:



Виконання досліду. У дві пробірки додають по 3 - 4 краплі розчину солі NiSO_4 . До однієї пробірки додають розчин NaOH . До утвореного зеленого осаду $\text{Ni}(\text{OH})_2$ додають 5-7 крапель HCl і спостерігають за зникненням осаду.

До другої пробірки додають поступово розчин NH_4OH . Спостерігають, як зелений осад основної солі $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$ розчиняється в надлишку NH_4OH з утворенням розчинної комплексної сполуки $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$ синього кольору.

Дослід 27. Реакція з реактивом Чугаєва. Диметилгліоксим (реактив Чугаєва) в розчині амоній гідроксиду утворює з йонами Ni^{2+} хелатну сполуку нікол диметилгліоксимату яскраво-червоного кольору:



Реакція характеризується високою чутливістю (0,16 мкг), однак іони Fe^{2+} і Cu^{2+} перешкоджають визначенню. В присутності солей амонію NH_4OH не осаджує іон Ni^{2+} .

Виконання досліду. Цю реакцію можна виконувати краплинним методом. Для цього на смужку фільтрувального паперу наносять краплю солі ніколу (II), додають дві краплі концентрованого розчину амоній гідроксиду і краплю реактиву. Спостерігають появу на папері червоної плями.

2.4. Систематичний хід аналізу суміші катіонів III-ої аналітичної групи

1. Відкриття Fe^{2+}

До порції контрольного розчину додати 3-4 краплі HCl і $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Синій осад вказує на наявність Fe^{2+} .

2. Відкриття Fe^{3+}

До порції контрольного розчину додати 3-4 краплі HCl і $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Синій осад вказує на наявність Fe^{3+} .

Примітка: Якщо замість синіх осадів з'явиться блідо-голубе забарвлення розчину, то це свідчить лише про наявність домішок Fe^{2+} чи Fe^{3+} .

3. Відкриття Zn^{2+} (попереднє)

До 8-10 крапель контрольного розчину додати стільки ж NH_4OH , щоб розчин залишався слабокислим (проба метил-оранжем), додати надлишок сухого CaCO_3 і перемішати. Після виділення CO_2 відфільтрувати, додати до фільтрату розведений розчин HCl (0,05 н), суміш нагріти і додати Na_2S . Випадання білого осаду ZnS , розчинного в 2 н HCl , вказує на наявність іонів Zn^{2+} .

4. Відкриття Co^{2+}

До порції контрольного розчину додати насиченого розчину NH_4SCN . Поява кроваво-червоного забарвлення вказує на наявність домішок іону Fe^{3+} , який заважає відкриттю Co^{2+} . Тому Fe^{3+} треба зв'язати у комплексну сполуку, $(\text{Fe}(\text{SCN})_3 + 6 \text{NaF} = \text{Na}_3[\text{FeF}_6] + 3\text{NaSCN})$, додаючи сухого NaF до повного зникнення червоного забарвлення. Потім додати 5-8 крапель амілового спирту і перемішати. Синє забарвлення спиртового шару вказує на наявність Co^{2+} . Якщо ж синє забарвлення не проявляється, то іон Co^{2+} відсутній.

5. Відкриття Mn^{2+}

Відкриттю Mn^{2+} заважає іон Cl^- . До порції контрольного розчину додають 5-6 крапель $AgNO_3$. Поява осаду вказує на наявність Cl^- . До цього розчину додати ще пару крапель $AgNO_3$ і HNO_3 (конц.), щоб перевести Fe^{2+} у Fe^{3+} . Осад відфільтрувати і викинути, а фільтрат розвести дистильованою водою, додати пару крапель HNO_3 (конц.), всипати 0,1 г сухого PbO_2 і нагріти. Поява малиново-фіолетового забарвлення вказує на наявність іона Mn^{2+} .

6. Відділення Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} від Fe^{3+} , Mn^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+}

До порції розчину додають 25% $NaOH$ (надлишок) і нагрівають, потім при перемішуванні додають 5-6 крапель H_2O_2 (3%) і продовжують нагрівати ще 2-3 хв.

Спочатку під дією $NaOH$ всі катіони утворюють гідроксиди, але потім амфотерні гідроксиди в надлишку лугу розчиняються з утворенням аніонів AlO_2^- , CrO_2^- , ZnO_2^- , а $Mn(OH)_2$ перекисом водню окислюється до $Mn(OH)_2$. $Cr(OH)_3$ в надлишку $NaOH$ теж розчиняється з утворенням CrO_2^- , останній перекисом водню окислюється до CrO_4^{2-} і надає розчину жовтого забарвлення (попереднє визначення Cr^{3+}).

Отже, в осаді будуть $Fe(OH)_3$, $MnO(OH)_2$, $Co(OH)_3$, $Ni(OH)_2$.

Осад відфільтровують і залишають для аналізу Co^{2+} і Ni^{2+} . Фільтрат аналізують на наявність Al^{3+} , Cr^{3+} , Zn^{2+} .

7. Відкриття Cr^{3+}

До фільтрату (пункт 6) додати 4-5 крапель конц. CH_3COOH і $BaCl_2$. При наявності в розчині Cr^{3+} випадає жовтий осад $BaCrO_4$. Осад відфільтровують і викидають. Фільтрат ділять на дві частини.

8. Відкриття Al^{3+}

До першої частини фільтрату додати насичений розчин NH_4Cl і NH_4OH до слаболужної реакції ($pH = 9$), нагрівають для видалення NH_4OH . В присутності Al^{3+} випадає білий осад $Al(OH)_3$,

9. Відкриття Zn^{2+}

До другої частини фільтрату додати Na_2S і нагріти. При наявності Zn^{2+} випадає білий осад ZnS .

Примітка: Внаслідок гідролізу Na_2S в осад може випасти і $Al(OH)_3$, якщо катіон Al^{3+} присутній в розчині. Тому осад уважно перевіряють на розчинність у HCl і $NaOH$. Осад розділяють на дві частини. До однієї додають надлишок $NaOH$. Якщо осад зникне, то катіону Zn^{2+} немає. Якщо ж осад повністю не розчиняється, то Zn^{2+} присутній. До другої частини осаду додають HCl . Розчинення осаду ще раз підтверджує наявність Zn^{2+} .

10. Відкриття Ni^{2+}

Осад (пункт 6) промити водою, розчинити в 2н. H_2SO_4 і аналізувати на вміст Ni^{2+} . До утвореного розчину додати надлишок конц. NH_4OH , потім 3% H_2O_2 і нагрівати, поки не припиниться виділення O_2 . Якщо з'явиться осад, його відфільтрувати і викинути, а до фільтрату додати реактиву Чугаєва (диметилглюксиму). При наявності Ni^{2+} з'явиться червоно-рожевий осад.

Завдання

1. Записати рівняння відповідних реакцій (молекулярні та іонні) до кожного з виконуваних дослідів. Обґрунтувати умови виконання реакцій та способи їх виконання.
2. Сформулювати висновки щодо виконаної роботи та підготувати відповіді на питання для самоконтролю.

Запитання для самоконтролю

1. На чому ґрунтуються хімічні методи якісного аналізу?
2. Як класифікують методи аналізу за величиною наважки, способом їх проведення?
3. Які фізико-хімічні методи використовують у якісному аналізі?
4. Які хімічні реакції називають аналітичними та які умови їх проведення?
5. Назвіть особливості специфічних, групових та селективних реакцій.
6. Що таке чутливість якісної реакції і чим вона характеризується?
7. У чому суть систематичного ходу аналізу? У яких випадках використовують цей метод?
8. У яких випадках використовують дробний метод аналізу, у чому його суть?
9. Що таке аналітична група катіонів? Які ви знаєте аналітичні групи? Назвіть катіони, які відносяться до кожної з цих аналітичних груп.
10. Що таке груповий реагент, чим він відрізняється від індивідуального реагента?
11. Назвіть групові реагенти I, II і III груп.
12. Поясніть, чому пеша аналітична група не має групового реагента?
13. На чому ґрунтується класифікація катіонів на певні аналітичні групи?
14. Який посуд і обладнання потрібні для виконання аналітичних реакцій?
15. Яка техніка виконання краплинних реакцій? Якою чутливістю вони характеризуються?
16. Опишіть техніку виконання мікрокристалоскопічних реакцій. Яка їх чутливість?
17. Яких основних правил роботи слід дотримуватись у хімічній лабораторії під час проведення хімічного аналізу? Що потрібно робити у разі випадкового отруєння токсичними газами, концентрованими кислотами або лугами?
18. Що таке s-елементи? Де вони розміщені в періодичній системі хімічних елементів?
19. Катіони яких s-елементів належать до першої аналітичної групи і чому до неї входять катіони амонію та магнію?
20. Як відокремити катіон амонію від інших катіонів першої аналітичної групи?
21. Яким чином перевіряють повноту видалення солей амонію з

досліджуваного розчину?

22. Складіть рівняння реакції термічного розкладання таких солей амонію: фосфату, гідрогенкарбонату, нітрату і броміду.

23. Напишіть формули малорозчинних солей Калію і Натрію. Які з них використовують для виявлення цих йонів у розчині?

24. Який реактив використовують для виявлення йонів K^+ мікрометодом? У чому суть цього методу?

25. Яка дробна реакція на іони Натрію є найчутливішою? Напишіть рівняння цієї реакції.

26. У який колір забарвлюють полум'я солі Натрію і Калію? Поясніть причину цього явища.

27. Вкажіть біологічну роль і вміст в організмі катіонів Калію й Натрію.

28. Які сполуки, що містять катіони першої аналітичної групи, використовують в агрономічній практиці?

29. До якої родини хімічних елементів належать катіони другої аналітичної групи? Складіть їхні електронні формули.

30. Яка роль катіонів Кальцію в життєдіяльності організму? З якими продуктами харчування вони надходять в організм людини?

31. Які сполуки Кальцію використовують в агрономічній практиці і для чого?

32. Назвіть характерний реактив на іони Ba^{2+} . Чи відомий такий реактив на іони Ca^{2+} ?

33. Як відокремити іони Ba^{2+} від інших катіонів другої аналітичної групи?

34. На якій реакції ґрунтується відокремлення катіонів Ca^{2+} від катіонів Sr^{2+} ?

35. Як практично виконують пробу на повноту осадження того чи іншого катіона?

36. Користуючись таблицею добутку розчинності ДР малорозчинних електролітів (додаток 2), назвіть найменш розчинну сіль Кальцію і Барію.

37. У який колір забарвлюють полум'я леткі солі катіонів другої аналітичної групи? Чим це пояснюється?

38. Чи характерні реакції утворення комплексних сполук для катіонів s-елементів? Які сполуки утворюються при розчиненні кальцій сульфату в амоній сульфаті та при взаємодії йонів Кальцію з жовтою кров'яною сіллю?

39. Як перетворити сульфати кальцію і барію на карбонати? Для чого здійснюють таке перетворення в систематичному аналізі катіонів другої аналітичної групи?

40. Чому радіонуклід ^{90}Sr дуже небезпечний для організму людини і тварин? Як він потрапляє в довкілля і який період його піврозпаду?

41. Які сполуки Барію використовують в агрономічній практиці і з якою метою?

42. Які катіони відносяться до III-ї аналітичної групи? Груповий реагент катіонів III-ї аналітичної групи, умови осадження.

40. Поясніть, чому груповий реагент осаджує одні катіони III аналітичної групи (перерахуйте які) у вигляді сульфідів, а інші – у вигляді гідроксидів?
41. Що є критерієм поділу катіонів III-ї аналітичної групи на дві підгрупи? Агробіологічне значення катіонів III-ї групи.
42. Напишіть реакції з допомогою яких можна виявити катіон Al^{3+} .
43. Який катіон III-ї аналітичної групи можна відкрити з допомогою реагента $K_4[Fe(CN)_6]$? Напишіть відповідну реакцію та умови її проведення.
44. Напишіть реакцію катіона Fe^{3+} з роданідом амонію.
45. Напишіть рівняння реакції окиснення Fe^{2+} до Fe^{3+} нітратною кислотою.
46. Напишіть рівняння реакції окиснення Mn^{2+} двоокисом свинцю до MnO_4^- .
47. Якісні реакції на катіон Zn^{2+} з H_2S і з лугами. Доведіть амфотерність $Zn(OH)_2$
48. Якісні реакції іона Co^{2+} .
49. Якісні реакції іона Ni^{2+} .
50. Якісні реакції катіону Cr^{3+} . Доведіть амфотерність гідроксидів алюмінію і хрому.

3 .АНАЛІЗ АНІОНІВ

Хоча загальноприйнятого поділу аніонів на групи немає, аніони здебільшого класифікують на три аналітичні групи (див. табл. 6). Такий поділ базується на різній розчинності у воді солей, які вони утворюють з йонами барію та аргентуму.

До *першої групи аніонів* належать: сульфат-іони SO_4^{2-} , фосфат-іони PO_4^{3-} , карбонат-іони CO_3^{2-} , сульфит-іони SO_3^{2-} , силікат-іони SiO_3^{2-} , тіосульфат-іони $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, борат BO_2^- або тетраборат-іони $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$. Усі перелічені аніони з катіонами Барію утворюють солі, що важко розчиняються у воді, але розчиняються в розбавлених кислотах, за винятком BaSO_4 .

Груповим реактивом є барій хлорид BaCl_2 .

До *другої групи аніонів* належать: хлорид-іони Cl^- , бромід-іони Br^- , йодид-іони I^- , сульфід-іони S^{2-} тощо. Перелічені аніони з катіонами Аргентуму утворюють солі, які важко розчиняються у воді та розбавленій нітратній кислоті. *Груповим реактивом* є аргентум нітрат AgNO_3 за наявності нітратної кислоти HNO_3 .

До *третьої групи аніонів* належать: нітрат-іони NO_3^- , нітрит-іони NO_2^- тощо, які не утворюють важкорозчинних солей з іонами Барію та Аргентуму. *Ця група аніонів не має групового реактиву*.

На відміну від аналізу катіонів для виявлення аніонів використовують дробний метод аналізу за допомогою специфічних реакцій. Групові реактиви використовують не для розділення груп аніонів, а для виявлення аніонів з тієї чи іншої групи. Це значно полегшує і прискорює аналіз, оскільки в разі негативної реакції з груповими реактивами не потрібно виявляти в досліджуваному розчині аніони цієї групи.

3.1. Загальна характеристика аніонів першої аналітичної групи

До першої групи аніонів належать: сульфат-іони SO_4^{2-} , фосфат-іони PO_4^{3-} , карбонат-іони CO_3^{2-} , сульфит-іони SO_3^{2-} , силікат-іони SiO_3^{2-} , оксалат-іони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, тіосульфат-іони $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, хромат-іони CrO_4^{2-} , тетраборат-іони $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$.

До першої групи відносять аніони, які з катіонами барію утворюють мало розчинні у воді солі. Розчинність таких солей у воді та кислотах різна, що можна використати для їх виявлення чи розділення. Так, барію сульфат практично не розчинний у воді та мінеральних кислотах. Оксалат-, сульфит- та фторид барію розчинні у хлоридній, але нерозчинні в ацетатній кислотах. Всі інші барієві солі розчинні у мінеральних та ацетатній кислотах.

Важливою аналітичною властивістю аніонів I групи є відношення їх до дії окисників чи відновників, а також здатність розкладатись з виділенням газів у кислому середовищі. Сульфит-, оксалат-, тіосульфат-іони є відновниками і здатні знебарвлювати розчин калію перманганату в сірчанокиислому середовищі (оксалат – лише при нагріванні). Леткими аніонами є сульфит-, тіосульфат- (у кислому середовищі розкладаються з виділенням SO_2), а також карбонат- і оксалат- (виділяють CO_2).

Солі Аргентуму аніонів першої групи малорозчинні у воді, крім аргентум сульфату, однак, на відміну від солей Аргентуму аніонів другої групи, вони добре розчинні в нітратній кислоті.

Розчинні у воді солі аніонів першої групи в основному безбарвні. Лише хромат-іони CrO_4^{2-} є забарвленими у жовтий колір.

Біологічна роль і застосування. Виявлення аніонів першої групи має велике практичне значення, їх сполуки широко застосовують в агропромисловому секторі економіки. Деякі сульфати, наприклад K_2SO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, входять до складу мінеральних добрив. Гіпс $\text{CaSO}_4 \times 2\text{H}_2\text{O}$ вносять у ґрунти для зниження їх засоленості, а купороси $\text{CaSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$ і $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$ використовують як сільськогосподарські отрути. Часто кількість іонів SO_4^{2-} доводиться визначати у водних витяжках із ґрунту та у природних водах. Питна вода повинна містити не більше 60 мг сульфатів в 1 л.

З карбонатів у ґрунтах переважають CaCO_3 і MgCO_3 , карбонати ж лужних металів є присутніми в незначних кількостях. Від вмісту карбонатів CaCO_3 і MgCO_3 у ґрунті залежить її обмінна поглинальна здатність. Тоді як CaCO_3 і доломіт $\text{CaCO}_3 \times \text{MgCO}_3$ застосовують для нейтралізації (вапнування) сильноокислих ґрунтів.

Ґрунти містять також фосфати у зв'язаному й частково в рухливому, доступному для рослин, станах. Оскільки фосфор є елементом харчування рослин, нестачу його в ґрунті відшкодовують за допомогою фосфорних добрив. Всі вони є солями фосфатної кислоти. Так, фосфорит і апатит містять $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, преципітат – CaHPO_4 , суперфосфат – $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. На основі ортофосфорної кислоти синтезують ряд органічних ядохімікатів (препарати тіофос, октаметил, НІУФ-1 тощо). У тварин найбільша кількість фосфатів утримується в кістках.

Бор є найважливішим мікроелементом. При його нестачі, що спостерігається зазвичай в підзолистих і болотних ґрунтах, дводольні рослини погано ростуть, не утворюють квітів або насіння, легко піддаються хворобам. Тому мікродобрива, що містять борати, широко застосовують у практиці аграрного виробництва.

Сполуки Силіцію накопичуються деякими рослинами: злаками, осоками, хвощами. Особливо багато Силіцію в старій деревині. Зазначено, що при нестачі силікатів у ґрунті затримується ріст кукурудзи, ячменя, вівса, буряка й інших культур.

3.2. Загальна характеристика аніонів другої аналітичної групи

До другої групи відносять аніони, які з катіонами аргентуму утворюють солі, малорозчинні у воді та розведеної нітратній кислоті: хлорид-іон Cl^- , бромід-іон Br^- , йодид-іон I^- , сульфід-іон S^{2-} і деякі інші аніони, солі аргентуму яких не розчинні у воді та у розведеної нітратній кислоті. Більшість хлоридів (крім AgCl , Hg_2Cl_2 , PbCl_2 , SbOCl) є розчинними у воді. Не розчинними у воді є: броміди AgBr , HgBr та PbBr_2 та йодиди AgI , PbI_2 , Hg_2I_4 , HgI_2 , Cu_2I_2 .

Груповим реактивом аніонів другої групи є аргентум нітрат у середовищі нітратної кислоти. Солі аніонів Барію другої групи є розчинними у воді.

Біологічна роль і застосування. Аніони Cl^- і I^- мають істотне біологічне й сільськогосподарське значення. Хлорид-іони завжди присутні у природних водах; в 1 л питної води їх повинно бути не більше 40 мг. Вони присутні й у водних витяжках із ґрунту. Ґрунти, що містять у верхньому шарі більше 2% солей, вважають засоленими. При цьому нерідко спостерігається хлоридне засолення ґрунтів, що виникає, головним чином, завдяки присутності солей NaCl , CaCl_2 , MgCl_2 .

Іони хлору входять до складу таких добрив, як хлорид амонію NH_4Cl , хлорид калію KCl , сильвініт $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, калійна сіль $\text{KCl} + \text{KCl} \times \text{NaCl}$, каїніт $\text{KCl} \times \text{MgSO}_4 \times 3\text{H}_2\text{O}$. Сулему HgCl_2 і хлорид барію $\text{BaCl}_2 \times 2\text{H}_2\text{O}$ застосовують як сільськогосподарські отрутохімікати.

Хлориди визначають смакові якості води. Вміст хлоридів у джерельній і колодязній воді становить 20 - 40 мг/л. Іноді присутність хлоридів може свідчити про забруднення води органічними речовинами. Якщо у воді одночасно визначають підвищений вміст хлоридів і амоніаку, то можна припустити, що вона забруднена сечею.

Високий вміст хлоридів, амоніаку, значна окиснювальність у поєднанні з несприятливими бактеріологічними показниками свідчать про санітарну забрудненість водного джерела. Побутові стічні води можуть також містити сульфід-іони. Сірководень H_2S утворюється у поверхневих водах після витрачання розчиненого кисню на розкладання органічних речовин і часто міститься в стічних водах із неприємним специфічним запахом.

Сіль NaCl необхідна у раціоні як тварин, так і людей. Соляна кислота втримується в шлунковому соку ссавців і відіграє важливу роль у травленні. Хлорид-іони регулюють осмотичний тиск, водно-сольовий обмін, сприяють відкладанню глікогену в печінці, стимулюють діяльність ферменту амілази, яка бере участь у перетравлюванні вуглеводів.

Загальний вміст Броду в організмі такий самий, як Йоду, найбільше його в щитовидній залозі. Бром посилює процеси гальмування кори головного мозку, тому препарати Броду (KBr , NaBr) застосовують при неврозах, безсонні тощо. Розчин йоду 5 % (спиртовий) застосовують як антисептичний засіб.

Сірководень і сульфідні утворюються в природі при мінералізації (розкладанні) білкових речовин. Сірководень дуже отрутний, вдихання значних кількостей його може викликати непритомний стан, втрату свідомості, параліч дихального центра. Всі роботи із сірководнем проводять під тягою.

3.3. Загальна характеристика аніонів третьої аналітичної групи

До третьої аналітичної групи відносять аніони таких оксигеновмісних кислот — нітритної, нітратної (NO_2^- , NO_3^-), ацетатної (CH_3COO^-), перманганатної (MnO_4^-) тощо. Солі Барію й Аргентуму цих кислот розчинні у воді. Групового реактиву для цієї групи аніонів немає.

Біологічна роль і застосування. Нітроген входить до складу багатьох біологічно важливих речовин — білків, вітамінів, гормонів, нуклеїнових кислот. Масова частка Нітрогену в організмі людини становить 3,1 %. Він є обов'язковою

складовою частиною білків (від 15 до 17,6 %), відіграє важливу роль в обміні речовин, входить до складу багатьох гетероциклічних сполук.

Нітроген – це один з найважливіших елементів харчування рослин. Однак у ґрунті він перебуває, головним чином, у вигляді органічних сполук, безпосередньо недоступних для рослин. Рослини засвоюють тільки мінеральні сполуки, тобто нітрати й солі амонію, яких у ґрунті втримується 2 - 3 % від загальної кількості нітрогену. Вміст нітратів у ґрунті визначають, щоб з'ясувати забезпеченість рослин нітрогеном. Добре розчинні нітрати легко переходять із ґрунту у водну витяжку, де їх виявляють якісними реакціями.

Нітрати входять до складу багатьох мінеральних добрив: натрієвої, калійної, амонійної й вапняної селітри (NaNO_3 , KNO_3 , NH_4NO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$), нітрат-сульфату амонію $2\text{NH}_4\text{NO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ тощо.

Виявлення нітритів і нітратів має велике значення для дослідження якості питної води. Наявність значної кількості нітратів і нітритів є показником забруднення й непридатності води для пиття. Нітрати завжди втримуються в природних водах. Питна вода може містити їх до 20 мг в 1 л. На відміну від нітратів, нітрити дуже отруйні й роблять воду непридатною для сільськогосподарських тварин і людини. Якщо разом з амоніаком у воді виявляють нітрати, то це свідчить про її систематичне забруднення впродовж тривалого часу. Наявність у воді одночасно амоніаку, нітратів та нітритів свідчить про сильну забрудненість джерела. Якщо у воді виявляють тільки нітрати, а амоніаку й нітритів немає, це означає, що джерело не забруднене органічними речовинами.

Нітрити утворюються в результаті відновлення селітри, яку додають у ковбасний фарш для надання йому рожевого забарвлення. Нітрити — токсичні сполуки, які спричинюють перетворення гемоглобіну крові на метгемоглобін. Тому визначення вмісту нітритів у ковбасних виробах має суттєве значення.

Органічні похідні нітратної кислоти (наприклад, нітрогліцерин, нітросорбіт) застосовують як серцеві засоби.

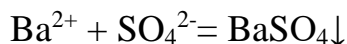
Найпоширенішою сіллю перманганатної кислоти HMnO_4 є калій перманганат KMnO_4 . Розчин калій перманганату використовують у медицині як дезінфекційний засіб.

4. Якісні реакції аніонів

4.1. Якісні реакції аніонів I аналітичної групи (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-})

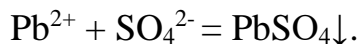
Реакції сульфат-іонів SO_4^{2-}

Дослід 1. Реакція з груповим реактивом BaCl_2 . Барій хлорид осаджує з розбавлених розчинів сульфатів білий осад барій сульфату, нерозчинний у кислотах:



Виконання. До 2 - 4 крапель натрій сульфату додають 2 - 3 краплі розчину барій хлориду. Спостерігають випадання білого осаду.

Дослід 2. Реакція з плюмбум (II) нітратом або ацетатом. Розчинні солі Плюмбуму (II) осаджують з розчинів сульфатів білий осад плюмбум (II) сульфату:

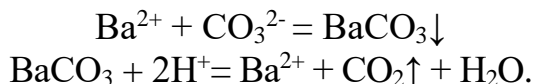


Осад нерозчинний у нітратній кислоті і важкорозчинний при нагріванні в розчинах лугів.

Виконання. До 2 - 3 крапель розчину натрій сульфату додають 2 - 3 краплі розчину плюмбум (II) нітрату. Спостерігають утворення білого осаду.

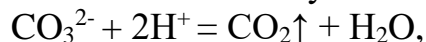
Реакції карбонат-іонів CO_3^{2-}

Дослід 3. Реакція з груповим реактивом BaCl_2 . Карбонат-іони CO_3^{2-} осаджуються з розчинів карбонатів барій хлоридом. Утворюється білий осад барій карбонату, розчинний у розбавлених мінеральних та ацетатній кислотах. Реакція розчинення BaCO_3 в кислотах відбувається з виділенням газу, що також є її характерною ознакою:

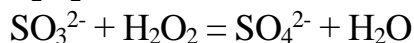


Виконання. До 5 крапель розчину натрій карбонату додають 2 - 3 краплі розчину барій хлориду і спостерігають розчинення осаду в кислотах з одночасним виділенням бульбашок газу.

Дослід 4. Реакція з кислотами. Мінеральні кислоти, а також ацетатна кислота виділяють із солей карбонатної кислоти вуглекислий газ:



Виділення карбон (IV) оксиду легко підтвердити за допомогою газовідвідної трубки, зануреної у вапняну воду $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Випадає білий осад кальцій карбонату CaCO_3 . Проведенню реакції перешкоджає сульфит-іон SO_3^{2-} , оскільки при дії кислот може утворюватись сульфур (IV) оксид, який при взаємодії з $\text{Ca}(\text{OH})_2$ утворює білий осад кальцій сульфіту CaSO_3 . Тому перед виявленням карбонат-іонів доцільно окиснити йони SO_3^{2-} до йонів SO_4^{2-} , додаючи гідроген пероксид H_2O_2 :

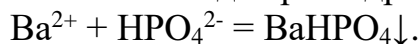


Виконання. До 10 крапель розчину натрій карбонату додають 10 крапель 2М розчину хлоридної кислоти. Спостерігають бурхливе виділення газу.

Для дослідження CO_2 вапняною водою у верхню частину спеціальної пробірки вставляють корок з трубкою, в якій знаходиться 2 - 3 краплі вапняної води. Спостерігають помутніння вапняної води.

Реакції фосфат-іонів PO_4^{3-}

Дослід 5. Реакція з груповим реактивом BaCl_2 . Барій хлорид осаджує з нейтральних розчинів фосфатів білий осад барій гідрогенфосфату:



Осад розчиняється в мінеральних (крім H_2SO_4) та ацетатній кислотах. У лужних розчинах утворюються середні солі (фосфати):



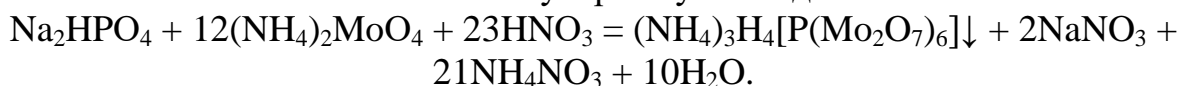
Осад розчиняється в мінеральних та ацетатній кислотах.

Виконання. До 4 крапель розчину натрій фосфату додають 4 краплі барій хлориду. Перевіряють розчинність осаду в кислотах.

Дослід 6. Реакція з молібденовою рідиною. Молібденова рідина (розчин амоній молібдату $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ і амоній нітрату NH_4NO_3 у нітратній кислоті) осаджує фосфат-іони у вигляді жовтого кристалічного осаду амоній-фосфомолібдату:



або в молекулярному вигляді:



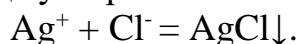
Осад розчиняється в розчинах лугів і амоніаку. Крім того, він розчиняється в надлишку фосфату лужного металу, тому реактив потрібно брати в надлишку. Йони SO_3^{2-} та інші відновники перешкоджають реакції. Реакція дуже чутлива і характерна для фосфат-іонів, застосовується для виявлення фосфатів у сечі.

Виконання. До 1 - 2 крапель розчину фосфату додають 8 - 10 крапель молібденової рідини і суміш трохи підігривають (до 40 - 60 °C). Випадання через деякий час жовтого осаду свідчить про наявність фосфат-іонів PO_4^{2-} .

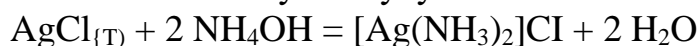
4.2. Якісні реакції аніонів II аналітичної групи (Cl^- , Br^- , I^-)

Реакції хлорид-іонів Cl^-

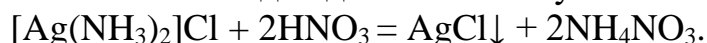
Дослід 7. Реакція з груповим реактивом AgNO_3 . Аргентум нітрат AgNO_3 за наявності нітратної кислоти осаджує з розчинів хлоридів білий осад AgCl :



Білий сироподібний осад добре розчиняється в розчині амоніаку, утворюючи комплексну сполуку:



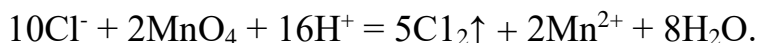
При додаванні до утвореного діамінаргентум хлориду концентрованої нітратної кислоти осад виділяється знову:



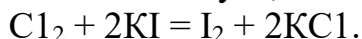
Осад аргентум хлориду AgCl легко розчиняється в натрій тіосульфаті $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, амоній карбонаті $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, на відміну від аргентум броміду і йодиду AgBr і AgI .

Виконання. До 2 крапель розчину натрій хлориду додають 2 краплі розчину аргентум нітрату. До утвореного білого осаду додають концентрований розчин амоніаку до повного розчинення осаду. Отриманий розчин підкислюють концентрованою нітратною кислотою і спостерігають випадання білого осаду.

Дослід 8. Реакція з сильними окисниками. Сильні окисники (MnO_2 , KMnO_4 , PbO_2) окиснюють хлорид-іони в кислотному середовищі до вільного хлору:



Виділення хлору Cl_2 легко виявити за запахом та за посинінням йод-крохмального папірця, до складу якого входять KI і крохмаль. При дії хлору йодид-іони I^- окиснюються до вільного йоду I_2 , і папірець синіє:

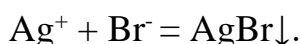


Аніони I^- і Br^- перешкоджають проведенню цієї реакції. Для виявлення хлорид-іонів за наявності аніонів Br^- і I^- можна використати реакцію з AgNO_3 , випробовуючи розчинність AgCl в $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Виконання. До суміші, що містить 4 - 5 крапель калій хлориду і 2 - 3 краплі розбавленої сульфатної кислоти, додають кілька крапель розчину KMnO_4 . Реакційну суміш нагрівають і спостерігають знебарвлення розчину.

Реакції бромід-іонів Br^-

Дослід 9. Реакція з груповим реактивом AgNO_3 . Аргентум нітрат AgNO_3 за наявності нітратної кислоти осаджує з розчинів бромідів жовтувато-білий осад AgBr :

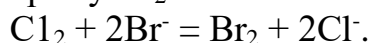


Осад практично не розчиняється в амоніаку, але добре розчиняється в розчині натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



Виконання. До 4 крапель натрій броміду додають стільки ж аргентум нітрату. Розчин з осадом ділять на дві частини, до однієї додають розчин натрій тіосульфату, а до другої – концентрований розчин амоніаку і порівнюють розчинення осаду AgBr в обох пробірках.

Дослід 10. Реакція з хлорною водою. Хлорна вода окиснює йони Br^- у кислому середовищі до вільного броду Br_2 :



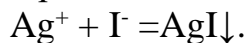
Бром легко екстрагується органічним розчинником (карбон тетрахлоридом, хлороформом, бензеном тощо), забарвлюючи його в оранжевий колір. При дії надлишку хлорної води розчин набуває жовтого забарвлення внаслідок утворення бром хлориду BrCl .

Виконання. До 3 - 4 крапель натрій броміду додають 2 - 3 краплі розчину сульфатної кислоти, $0,5 \text{ см}^3$ органічного розчинника і 2 - 3 краплі хлорної води.

Пробірку енергійно струшують і спостерігають забарвлення шару органічного розчинника в жовтий колір.

Реакції йодид-іонів I⁻

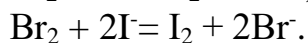
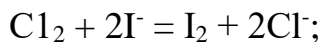
Дослід 11. Реакція з груповим реактивом AgNO₃. Аргентум нітрат за наявності нітратної кислоти осаджує з розчинів йодидів світло-жовтий осад AgI:



Цей осад не розчиняється в амоніаку і важко розчиняється в розчині натрій тіосульфату.

Виконання. До 2 крапель калій йодиду додають стільки ж аргентум нітрату. Спостерігають випадання світло-жовтого осаду і перевіряють його розчинення в розчині натрій тіосульфату.

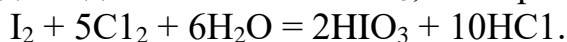
Дослід 12. Реакція з хлорною (бромною) водою. Хлорна (бромна) вода окиснює йони I⁻ в кислому середовищі до вільного йоду I₂:



Йод забарвлює крохмаль у синій колір, а органічні розчинники — у червоно-фіолетовий.

При надлишку хлорної води червоно-фіолетове забарвлення зникає внаслідок утворення йодатної кислоти HIO₃. Аніони S²⁻ і SO₃⁻ (сильні відновники) перешкоджають проведенню реакції.

За допомогою хлорної води можна виявити аніони Br⁻ і I⁻ у суміші. Якщо до суміші невеликими порціями додавати хлорну воду, то спочатку відбувається окиснення йонів I⁻ до вільного йоду і шар органічного розчинника забарвлюється в червоно-фіолетовий колір. При подальшому добавлянні хлорної води відбувається окиснення I₂ до йодатної кислоти HIO₃, і забарвлення зникає:



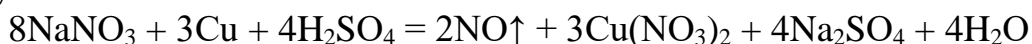
При подальшому добавлянні хлорної води за наявності аніонів Br⁻ шар органічного розчинника забарвиться в оранжевий колір, а при надлишку хлорної води – у жовтий внаслідок утворення бром хлориду BrCl.

Виконання. До 1 - 2 крапель розчину калій йодиду додають 2 - 3 краплі розчину H₂SO₄, 0,5 см³, органічного розчинника і краплями додають хлорну (або бромну) воду, постійно помішуючи вміст пробірки паличкою. Шар органічного розчинника забарвлюється в червоно-фіолетовий колір.

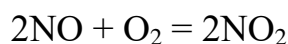
4.3. Якісні реакції аніонів III аналітичної групи (NO₃⁻, NO₂⁻)

Реакції нітрат-іонів NO₃⁻

Дослід 13. Реакція з міддю й сірчаною кислотою. Аніон NO₃⁻ відновнюється металевю міддю в присутності сірчаної кислоти до оксиду нітрогену NO:



Оксид нітрогену NO, що виділяється, окиснюється киснем повітря до бурого двоокису нітрогену NO₂:

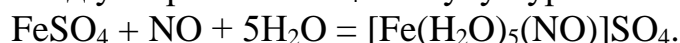


До 2 - 3 крапель розчину нітрату додайте 1-2 краплі концентрованої сірчаної кислоти, шматочок міді й нагрівати на водяній бані. Буре забарвлення двоокису нітрогену NO₂ добре помітне на білому фоні.

Дослід 14. Реакція з ферум (II) сульфатом. Ферум (II) сульфат FeSO₄ окиснюється нітрат-іонами до нітроген (II) оксиду NO. Реакція відбувається в середовищі концентрованої сульфатної кислоти:



Нітроген (II) оксид утворює з FeSO₄ сполуку бурого кольору за рівнянням:



Для виявлення нітрит-іонів розчином FeSO₄ добавляють розбавлену H₂SO₄, а нітрат-іонів – концентровану кислоту.

Якщо невідомо, який аніон (NO₂⁻ чи NO₃⁻) міститься в розчині, потрібно спочатку виконати реакцію з розбавленою сульфатною кислотою. Утворена бура сполука свідчить про наявність NO₂⁻. Якщо ж бура сполука [Fe(H₂O)₅(NO)]SO₄ не утворюється, тобто аніон NO₂⁻ відсутній, слід повторити реакцію, але вже з концентрованою H₂SO₄. Утворення бурого кільця свідчить про наявність аніона NO₃⁻.

Виконання. До 2 - 3 крапель свіжоприготовленого розчину FeSO₄ добавляють 2 краплі розчину натрій нітрату й охолоджують пробірку під водою. Обережно, по стінці, добавляють 2 - 3 краплі концентрованої H₂SO₄. На межі дотику рідин утворюється буре кільце.

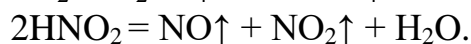
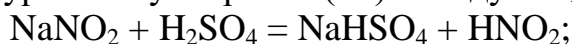
Реакцію можна виконувати й на годинниковому склі. До 2-3 крапель розчину нітрату натрію на годинному склі помістити кристал сульфату заліза (II) FeSO₄ · 7H₂O і додати краплю концентрованої сульфатної кислоти. Навколо кристала з'являється буре кільце [Fe(NO)SO₄]. Іон NO₂⁻ теж дає цю реакцію.

Дослід 15 Реакція з дифеніламіном. Дифеніламін (C₆H₅)₂NH у сильноокислому середовищі утворює з аніоном NO₃⁻ сполуку інтенсивно-синього кольору, яка при подальшому окисненні переходить у безбарвну сполуку. Виконанню реакції перешкоджають аніони-окисники NO₂⁻, MnO₄⁻.

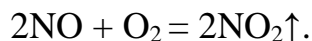
Виконання. У пробірку вносять кілька крапель розчину натрій нітрату і по стінках пробірки краплями добавляють розчин дифеніламіну. За наявності в розчині аніонів NO₃⁻ на стінках пробірки утворюється сполука синього кольору. При збовтуванні розчину синє забарвлення зникає внаслідок подальшого окиснення дифеніламіну.

Реакції нітрит-іонів NO₂⁻

Дослід 16. Реакція з кислотами. Розбавлена сульфатна кислота розкладає всі нітрити з виділенням бурого газу нітроген (IV) оксиду NO₂:



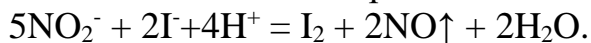
На повітрі безбарвний газ NO окиснюється до NO₂ бурого забарвлення:



Концентрована сульфатна кислота реагує з нітратами енергійніше.

Виконання. До 3 крапель розчину натрій нітриту додають 4 краплі розбавленої сульфатної кислоти. Бурий газ, що виділяється, зручно спостерігати на фоні білого паперу.

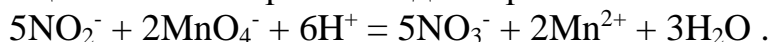
Дослід 17. Реакція з калій йодидом. Калій йодид KI у кислому середовищі окиснюється нітритами до вільного йоду:



Йод, що виділяється, забарвлює крохмаль у синій колір.

Виконання. На йодкрохмальний папірець наносять краплю розчину натрій нітриту і краплю розчину сульфатної кислоти. Спостерігають за утворенням синьої плями.

Дослід 18. Реакція з калій перманганатом. Калій перманганат KMnO_4 у кислотному середовищі окиснює нітрит-іони до нітрат-іонів:



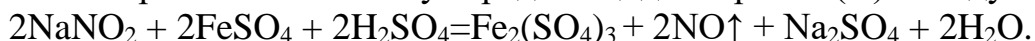
Виконання. До 1 - 2 крапель розчину калій перманганату додають 2 - 3 краплі розчину сульфатної кислоти, нагрівають до появи випарів і краплями додають розчин натрій нітриту. Червоно-фіолетове забарвлення перманганат-іонів MnO_4^- зникає.

Дослід 19. Реакція з реактивом Грісса (суміш сульфанілової кислоти і α -нафтиламіну). Застосовуючи реактив Грісса, виявляють малі кількості нітритів за утворенням розчину червоного кольору. Якщо ж у досліджуваному розчині міститься значна кількість нітритів, утворюється червоний осад.

Реакція дуже чутлива і використовується для виявлення нітритів у питній воді.

Виконання. У пробірку вміщують 3 краплі дистильованої води, додають 1 краплю нітриту натрію і 1 - 2 краплі реактиву Грісса. Спостерігають появу осаду червоного забарвлення.

Дослід 20. Реакція з ферум (II) сульфатом. Ферум (II) сульфат FeSO_4 відновлює нітрити в кислотному середовищі до нітроген (II) оксиду NO:



Утворений оксид утворює з FeSO_4 комплексну сполуку $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{NO})]\text{SO}_4$ бурого кольору за рівнянням (п. 2.3.2)

Виконання. 2 краплі свіжоприготовленого розчину FeSO_4 підкислюють розбавленим розчином сульфатної кислоти, а потім обережно, по стінках пробірки, приливають розчин натрій нітриту так, щоб рідини не змішувались. На межі дотику рідин з'явиться буре забарвлення.

5. Аналіз невідомої речовини

Розчинити $\frac{1}{2}$ кількості досліджуваної солі у холодній дистильованій воді. Якщо сіль погано розчиняється у холодній воді, то пробірку з сіллю слід нагріти.

5.1. Відкриття катіонів.

Дослід 1. Проба на наявність катіона III аналітичної групи.

До порції розчину (4-6 крапель) додати NH_4OH , щоб реакція середовища стала лужною ($\text{pH} \approx 9,0$), і 3-5 крапель NH_4Cl , потім 4-6 крапель Na_2S . Якщо випадає осад, значить у розчині присутній один із катіонів III аналітичної групи. В такому випадку треба зробити характерні реакції на кожен катіон III аналітичної групи і виявити невідомий катіон.

1. Відкриття Al^{3+} з NaOH .
2. Відкриття Cr^{3+} з NaOH .
3. Відкриття Fe^{3+} 1) з $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і 2) з NH_4SCN .
4. Відкриття Fe^{2+} 1) з $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ і 2) з HNO_3 .
5. Відкриття Mn^{2+} з PbO_2 .
6. Відкриття Zn^{2+} з Na_2S в присутності CH_3COONa .
7. Відкриття Co^{2+} з NH_4SCN .
8. Відкриття Ni^{2+} з реактивом Чугаєва.

Якщо ж із груповим реагентом третьої аналітичної групи осад не випав, то треба перевірити наявність катіону II аналітичної групи.

Дослід 2. Проба на наявність катіону II аналітичної групи.

До порції розчину (4-6 крапель) додати по 2-3 краплі NH_4OH і NH_4Cl , потім додати 5-6 крапель карбонату амонію - $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ і вміст пробірки нагріти до $50-70^\circ\text{C}$. Випадання осаду вказує на наявність катіону II аналітичної групи.

Отже, треба зробити якісні реакції на кожен катіон II аналітичної групи і виявити невідомий катіон.

Дослід 3. Проба на наявність катіону I аналітичної групи. Якщо ж із груповими реагентами другої і третьої аналітичної груп осади не утворилися, значить невідомий катіон знаходиться в I аналітичній групі. Таким чином, треба зробити якісні реакції на катіони: Na^+ , K^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} і виявити невідомий катіон.

5.2. Відкриття аніонів

Дослід 4. Відкриття аніону SO_4^{2-} . До 4-5 крапель розчину додайте 2-3 краплі BaCl_2 . Якщо випадає білий кристалічний осад, то це означає, що в розчині присутній один з аніонів — SO_4^{2-} , CO_3^{2-} або PO_4^{3-} . До осаду додайте HCl . Якщо в HCl осад не розчиняється, значить досліджуваний іон SO_4^{2-} (бо BaSO_4 не розчиняється в мінеральних кислотах). Якщо осад розчиняється і при ньому виділяються бульбашки газу CO_2 , то можна стверджувати, що в осаді був карбонат барію (тобто, досліджуваний аніон CO_3^{2-}). Якщо ж осад розчинився, але бульбашки газу не виділялися, то в розчині був фосфат-іон (PO_4^{3-}). Щоб підтвердити наявність PO_4^{3-} роблять такий дослід: до 5-6 крапель молібденової рідини $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, попередньо нагрітої, додайте 1-2 краплі досліджуваного розчину і декілька кристалів NH_4NO_3 , дайте розчину постояти. Молібдат амонію утворює з фосфат-іоном жовтий кристалічний осад фосформолібдату амонію.

Дослід 5. Відкриття іонів Cl^- , Br^- , I^- . До порції розчину додають AgNO_3 , і HNO_3 . Якщо випадає осад, значить у розчині присутній один з іонів-галогенів. До осаду додайте концентрованого NH_4OH . Розчинення осаду свідчить, про наявність Cl^- .

Якщо ж осад не розчиняється в конц. NH_4OH , значить в розчині присутні або Br^- або I^- іони.

Br^- і I^- відкривають хлорною водою. До свіжій порції розчину додають хлорної води і бензолу. Пробірку струшують. У випадку Br^- бензол забарвиться у жовтий колір, у випадку I^- – у червоно-фіолетовий.

Дослід 6. Відкриття NO_3^- . До 6-8 крапель дифеніламіну $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$ додати 2-3 краплі досліджуваного розчину. У присутності NO_3^- утворюється темно-синє забарвлення.

Завдання

1. Записати рівняння відповідних реакцій (молекулярні та іонні) до кожного з виконуваних дослідів. Обґрунтувати умови виконання реакцій та способи їх виконання.

2. Провести аналіз невідомої речовини в сухому стані згідно з методикою. Результати досліджень представити у письмовому вигляді.

3. Сформулювати висновки щодо виконаної роботи та підготувати відповіді на запитання для самоконтролю.

Запитання для самоконтролю

1. Для чого використовують групові реактиви під час аналізу аніонів?
 2. Наведіть склад першої аналітичної групи аніонів.
 3. Який аніон першої групи утворює з катіонами Барію сіль, нерозчинну в кислотах?
 4. Чому недоцільно розчиняти солі Барію аніонів першої групи в сульфатній кислоті?
 5. Які аніони першої аналітичної групи утворюють солі Аргентуму, важкорозчинні у воді, зате легкорозчинні в нітратній кислоті?
 6. У чому розчиняється осад плюмбум (II) сульфату?
 7. Перелічіть характерні реакції для фосфат-іонів.
 8. Якими реакціями можна виявити карбонат-іони?
 9. Чим можна пояснити розчинність аргентум карбонату в нітратній кислоті і нерозчинність його в хлоридній та сульфатній кислотах?
 10. Чому іони SO_3^{2-} перешкоджають виявленню йонів CO_3^{2-} кислотами? Як позбутись у такому разі йонів SO_3^{2-} ?
 11. Чому знебарвлюється розчин йоду під час взаємодії з сульфід-іонами?
 12. При дії $AgNO_3$ на розчин, що містить один з аніонів першої групи, утворюється жовтий осад. Який аніон був у розчині?
 13. За дії $BaCl_2$ на досліджуваний розчин, що містить аніони першої групи, випав білий осад, розчинний у хлоридній кислоті з виділенням газу. Чи можна стверджувати, що це карбонат-іон?
- Яка біологічна роль Карбону, Сульфуру та Фосфору?
14. Яке застосування хімічних сполук, що містять аніони першої аналітичної групи?
 15. Які аніони належать до другої аналітичної групи?
 17. Напишіть формулу групового реактиву на аніони другої аналітичної групи.
 18. Схарактеризуйте солі Аргентуму аніонів другої групи за зовнішнім виглядом та розчинністю в нітратній кислоті, амоніаку, натрій тіосульфаті, амоній

карбонаті.

19. Як довести, що білий осад, отриманий після добавляння AgNO_3 , є осадом AgCl ?

20. Які окисники можна використати для виявлення хлорид-іонів? Складіть рівняння реакцій окиснення хлорид-іонів манган (IV) оксидом та калій перманганатом.

21. Укажіть найхарактерніші реакції для ідентифікації бромід- та йодид-іонів.

22. Чому при дії хлорної води на розчин, що містить суміш йонів Br^- і I^- , спочатку виявляють аніони I^- , а потім Br^- ?

23. Чому для виявлення йодид-іонів можна використати як хлорну, так і бромну воду?

24. Чому наявність сильних відновників перешкоджає виявленню аніонів I^- за допомогою хлорної води?

25. Після дії на досліджуваний розчин хлорної води шар хлороформу забарвився в червоно-фіолетовий колір. Про наявність яких аніонів це свідчить?

26. За дії AgNO_3 на досліджуваний розчин випадає світло-жовтий осад, який не розчиняється в розбавленій HNO_3 . Як перевірити, які аніони присутні у розчині?

27. Якими реакціями можна виявити аніони Cl^- , Br^- , I^- при їх одночасній присутності?

28. Яке біологічне значення мають хлориди, броміди, йодиди?

29. Напишіть формули сполук, що містять аніони другої аналітичної групи, які використовують сільському господарстві.

30. Яке значення має екологічна експертиза води на вміст хлоридів і сульфідів?

31. Які аніони входять до третьої аналітичної групи? Чим третя аналітична група аніонів відрізняється від першої і другої?

32. За допомогою яких реакцій можна відрізнити іони NO_2^- від іонів NO_3^- ?

33. Яким реактивом можна виявити незначні кількості нітрит-іонів?

34. Яку реакцію використовують для виявлення нітрит-іонів у питній воді?

35. Які умови потрібні для виконання реакції виявлення аніонів NO_2^- ?

реактивами KI і KMnO₄?

36. За наявності яких аніонів не можна виявити нітрат-іони реакцією з дифеніламіном?

37. За допомогою яких реакцій можна виявити нітрат-іони за наявності нітрит-іонів?

38. Яка біологічна роль Нітрогену?

39. Який вплив чинять нітрити і нітрати на організм людини?

40. Які нітрогеномісні сполуки мають аграрне застосування?

41. Яке застосування має калій перманганат?

Тести

1. Завдання якісного аналізу :

- А) виявити, в яких кількісних співвідношеннях знаходяться елементи або їхні сполуки в аналізованому об'єкті;
- Б) виявити, які елементи або їхні сполуки входять до складу аналізованого об'єкту (100 %);
- В) встановити хімічний склад речовини.

2. Завдання кількісного аналізу :

- А) виявити, в яких кількісних співвідношеннях знаходяться елементи або їхні сполуки в аналізованому об'єкті (100 %);
- Б) виявити, які елементи або їхні сполуки входять до складу аналізованого об'єкту;
- В) встановити хімічний склад речовини.

3. Які реакції називаються аналітичними:

- А) реакції, які використовуються для розділення, виявлення і кількісного визначення елементів та їх сполук (100 %);
- Б) реакції, які супроводжуються виділенням теплоти;
- В) реакції, які супроводжуються зменшенням кількості газоподібних частинок.

4. Що називають селективністю аналітичної реакції:

- А) можливість виявити дану сполуку в присутності інших (100 %);
- Б) можливість відокремити дану сполуку від інших;
- В) можливість виявити дану сполуку у відсутності інших.

5. Що називають межею виявлення аналітичної реакції:

- А) найбільшу масу (концентрацію) визначуваного компонента, яку можна виявити за допомогою даної реакції;
- Б) найменшу масу (концентрацію) визначуваного компонента, яку можна виявити за допомогою даної реакції (100 %);
- В) масу речовини, що відповідає одному моль цієї речовини.

6. Систематичний аналіз базується:

- А) на проведенні аналітичних операцій розділення та виявлення, які виконують в будь-якій послідовності;
- Б) на проведенні аналітичних операцій розділення та виявлення, які виконують в строго визначеній послідовності (100 %);
- В) на утворенні добре розчинних сполук в ході аналізу.

7. Що називають груповим реагентом:

- А) речовина, яка утворює забарвлені сполуки з певними іонами;
- Б) речовина, за допомогою якої можна виділити з розчину іони певної аналітичної групи (100 %);
- В) речовина, за допомогою якої можна виділити з розчину іони всіх аналітичних груп.

- 8. Серед перелічених реагентів виберіть такі, за допомогою яких можна виявити йони калію в розчині:**
- А) дія натрій гідроксиду;
 - Б) дія натрій гексанітрикобальтату (III) (100 %);
 - В) дія натрій гідрогентатрату;
 - Г) дія натрій карбонату.
- 9. Серед перелічених реагентів виберіть такі, за допомогою яких можна виявити йони амонію в розчині:**
- А) дія NaOH (50 %);
 - Б) дія H₂SO₄;
 - В) дія реактиву Несслера (50 %);
 - Г) дія NaCl.
- 10. Характерною реакцією на йони Ba²⁺ є дія:**
- А) K₂Cr₂O₇ з утворенням жовтого осаду BaCrO₄ (50 %);
 - Б) K₂Cr₂O₇ з утворенням зеленого осаду BaCrO₄;
 - В) NaCl з утворенням безбарвного BaCl₂;
 - Г) Na₂SO₄ з утворенням білого осаду BaSO₄ (50 %).
- 11. Характерною реакцією на йони Ca²⁺ є дія:**
- А) KNO₃ з утворенням білого осаду Ca(NO₃)₂;
 - Б) NaCl з утворенням білого осаду CaCl₂;
 - Г) Na₂SO₄ з утворенням білого осаду CaSO₄ (100 %).
- 12. Якісною реакцією на йони Fe³⁺ є дія :**
- А) K₄[Fe(CN)₆] з утворенням осаду синього кольору (100 %);
 - Б) K₃[Fe(CN)₆] з утворенням осаду жовтого кольору;
 - В) NH₄SCN з утворенням комплексної сполуки червоного кольору;
 - Г) дія Na₂SO₄ з утворенням безбарвної солі.
 - Д) дія NaOH з утворенням бурого осаду Fe(OH)₃.
- 13. Йони Cr³⁺ можна виявити дією:**
- А) H₂SO₄ ;
 - Б) H₂O₂ в лужному середовищі з утворенням жовтого CrO₄²⁻ (100 %);
 - В) NaCl з утворенням добре розчинної солі.
- 14. Йони Mn²⁺ можна виявити дією:**
- А) H₂SO₄ з утворенням осаду MnSO₄;
 - Б) окисненням NaBiO₃ з утворенням малиново-фіолетового MnO₄⁻ (100 %);
 - В) HNO₃ з утворенням осаду Mn(NO₃)₂.
- 15. Йони Cu²⁺ можна виявити дією:**
- А) лугів з утворенням синього Cu(OH)₂ (50 %);
 - Б) H₂SO₄ нерозчинної солі CuSO₄;
 - В) аміаку з утворенням аміакатів синього кольору;
 - Г) K₄[Fe(CN)₆] з утворенням коричнево-червоного Cu₂[Fe(CN)₆] (50 %);
 - Д) K₄[Fe(CN)₆] з утворенням білого Cu₂[Fe(CN)₆].
- 16. Йони Ni²⁺ можна виявити дією:**
- А) лугів з утворенням зеленого осаду Ni(OH)₂ (50 %);
 - Б) NaCl з утворенням білого осаду NiCl₂;

- В) лугів з утворенням бурого осаду $\text{Ni}(\text{OH})_2$;
Г) реактиву Чугайова з утворенням яскраво-червоної комплексної сполуки (50 %).

17. Йони Ag^+ можна виявити дією:

- А) NaCl з утворенням зеленого осаду AgCl ;
Б) NaCl з утворенням білого осаду AgCl (100 %);
В) NaJ з утворенням білого осаду AgJ ;
Г) NaJ з утворенням жовтого AgJ ;
Д) NaBr з утворенням світло-жовтого AgBr .

18. Йони Pb^{2+} можна виявити дією:

- А) HNO_3 з утворенням білого осаду $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$;
Б) H_2SO_4 з утворенням білого осаду PbSO_4 (50 %);
В) NaJ з утворенням білого PbJ_2 ;
Г) NaJ з утворенням жовтого PbJ_2 (50 %);
Д) KMnO_4 з утворенням жовтого PbCrO_4 ;
Е) K_2CrO_4 з утворенням жовтого PbCrO_4 .

19. Йони SO_4^{2-} можна виявити дією:

- А) BaCl_2 з утворенням білого осаду BaSO_4 (100 %);
Б) NaOH з утворенням сірого осаду Na_2SO_4 ;
В) HCl з утворенням H_2SO_4 .

20. Йони SO_3^{2-} можна виявити дією:

- А) BaCl_2 з утворенням білого осаду BaSO_3 (50 %);
Б) KMnO_4 з утворенням SO_4^{2-} (50 %);
В) NaOH з утворенням осаду Na_2SO_3 ;
Г) HCl з утворенням SO_2 .

21. Йони CO_3^{2-} можна виявити дією:

- А) BaCl_2 з утворенням білого осаду BaCO_3 (100 %);
Б) LiOH з утворенням осаду Li_2CO_3 ;
В) HCl з утворенням CO_2 .

22. Йони NO_3^- можна виявити дією:

- А) йодиду з утворенням осаду NaNO_2 ;
Б) йодиду з утворенням I_2 ;
В) KMnO_4 з утворенням безбарвного Mn^{2+} і NO_3^- ;
Г) дифеніламіну з утворенням сполуки тьмного-синього кольору (100 %).

23. Йони Br^- можна виявити дією:

- А) AgNO_3 з утворенням жовтого AgBr (100 %);
Б) FeCl_3 з утворенням темночервоної основної солі;
В) дією концентрованої H_2SO_4 .

Бібліографічний список

1. Алемасова А.С., Зайцев В.М., Єнальєва Л.Я. та ін. Аналітична хімія. Донецьк: Ноулідж, 2010. 417 с.
2. Базель Я.Р., Шкумбатюк Р.С., Сухарева О.Ю., Воронич О.Г. Навчальний посібник з курсу «Аналітична хімія». Частина 1. Якісний хімічний аналіз. Ужгород: в-во УжНУ, 2010. ч. 1. 116 с.
3. Гайдукевич О. М., Болотов В. В., Сич Ю. В. та ін. Аналітична хімія: навч. посіб. Харків : Основа, НФАУ, 2000. 432 с.
4. Дорошук В.О., Шевченко Г.М., Куліченко С.А. Контроль якості харчових продуктів. Київ : Науковий світ, 2009. 104 с.
5. Зуй М.Ф., Алексєєв С.О. Методична розробка «Якісні реакції для ідентифікації еко- та біотоксикантів». Київ. 2023. 30 с. URL: <https://anchem.knu.ua/books/metod-rozrobka-yakisni-reakciyi-toxic-1.pdf>
6. Ломницька Я. Ф., Чабан Н.Ф., Кузьма Ю.Б. Лабораторний практикум з аналітичної хімії. Львів : Видавничий центр ЛНУ ім. І. Франка, 2002. 225 с.
7. Мазурак О. та ін. Методичні рекомендації «Хімія. Частина – аналітична хімія: якісний аналіз» для студентів нехімічних спеціальностей РВО «Бакалавр». Львів: ЛНУП, 2023. 52 с.
8. Мицук О. А., Мідяний С.В. Лабораторний практикум з аналітичної хімії (якісний та кількісний аналіз): навчальний посібник. Львів : ЛДАВМ, 2003. 123 с.
9. Набиванець Б.Й., Лисенко О.М. Контрольні запитання і задачі до спецкурсу «Аналітична хімія природного середовища». Київ : ВПЦ «Київський університет». 2001. 18 с.
10. Романова Н. В. Загальна та неорганічна хімія: підруч. Київ: Ірпінь, ВТФ «Перун», 2007. 480 с.
11. Сухан В. В., Трохименко О.М., Трохименко А.Ю. Аналітичні реагенти й техніка приготування їхніх розчинів / За редакцією Тананайко О.Ю. Київ: ВПЦ «Київський університет», 2022. 592 с.

Короткий термінологічний словник

Аналітична група – це така група катіонів (аніонів), яка з певним реактивом дає подібні аналітичні реакції.

Аналітичні реакції – хімічні реакції, які використовуються для розділення, виявлення і кількісного визначення елементів, іонів, молекул.

Аналітичний сигнал – вияв взаємодії компонентів, що вказує на наявність певної речовини в досліджуваному матеріалі, або ж на її кількісний вміст.

Аміачно-фосфатна класифікація ґрунтується на використанні різної розчинності фосфатів.

Груповий реагент – реагент, за допомогою якого можна виділити з розчину іони певної аналітичної групи.

Дробний (або порційний) аналіз – всі компоненти можуть бути виявлені швидко і в будь-якій послідовності.

Кислотність середовища – термін для оцінювання рН розчину.

Кисотно-основна класифікація ґрунтується на різній розчинності у воді іонів (хлоридів, сульфатів), а також на відмінності у властивостях їхніх гідроксидів.

Межа виявлення – це найменша концентрація C_{\min} визначуваного компонента, яку можна виявити за допомогою певної реакції.

Селективність – вибірковість реакції, що дає однакові або подібні аналітичні *сигнали* з обмеженим числом іонів (2-5), причому, чим менша кількість іонів, тим вища селективність даної реакції.

Систематичний аналіз – аналіз, що використовують для складного, або абсолютно невідомого складу зразка у строго визначеній послідовності.

Специфічні – високоселективні реакції, характерні тільки для одного іона.

Сульфідна класифікація іонів ґрунтується на неоднаковій розчинності карбонатів і сульфідів металів у воді й кислотах.

Фіксанал – набори запаяних ампул, в які поміщають певні кількості відповідних речовин.

Предметний покажчик

- Аміак (амоніак) 24, 31
Амфотерні гідроксиди 32, 34
Аналіз
- аніонів 15, 46
- дробний 13
- катіонів 14
- макро- і напівмікрометод 5
- мікрокристалоскопічний 9
- мокрий 6
- оптичні 4, 5
- систематичний 13, 41
- сухий 6, 7
- якісний 4, 6
Аналітичні групи 14, 19
Аналітичний сигнал 6
Амонійний буфер 31
Барію іони 28
Берлінська блакить 35
Бромід іони 52
Буферна суміш 27
Груповий реагент 19, 26, 46
Індикатор 9
Іони
-Алюмінію 32, 37
- Амонію 19, 24
- Барію 7, 10, 28
- Калію 23
- Кальцію 19, 28
- Магнію 25
- Мангану 37, 41
- Натрію 21
- Стронцію 30
- Феруму 35, 41
- Цинку 22, 37
- Хрому 34
- Кобальту 24, 39
Комплексоутворення 6, 36
Межа виявлення 2
Неслера реакція 27
Нікель, реакції 40
Органічні реагенти 10, 33, 40
Осад
- аморфний 32
- кристалічний 28,30
- розчинність в кислотах 28-30
Реагенти 7-9
Реакції
- аналітичні 15
- екстракційні 13, 14
- забарвлення полум'я 10, 11
- крапельні 11
- між іонами 11
- мікрокристалоскопічні 9, 12
- «мокрі» 7 - 9
- сухі 6, 9, 10
- окисно-відновні 35 - 37
- хроматографічні 11
Розчини
- буферні 27
- насичені 29
- пересичені 22, 23, 25
Сульфатна кислота 30
Стронцій, реакції 30
Сульфіді, осадження
Сульфід-іон, реакції 31
Сульфат-іон, реакції 27
Універсальний індикатор 9
Фільтр 6, 10
Фільтрування 6
Фосфат-іон 54
Хлор 55
Хлорид-іон, реакції 51
Хром, реакції 37, 38
Хромоген чорний 29
Чугасва реактив, 40

ДОДАТОК 1.
КОНСТАНТИ ІОНІЗАЦІЇ ДЕЯКИХ КИСЛОТ ТА ОСНОВ.

Кислоти

Назва		Формула	K_a	pK_a
Адипінова	K_1	$HOOC(CH_2)_4COOH$	$3,9 \cdot 10^{-5}$	4,41
	K_2		$3,9 \cdot 10^{-6}$	5,41
Азидоводнева		HN_3	$2,0 \cdot 10^{-5}$	4,70
Азотиста		HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$	3,29
Акрилова		$CH_2=CHCOOH$	$5,5 \cdot 10^{-5}$	4,26
Антрапілова		$H_2NC_6H_4COOH$	$1,1 \cdot 10^{-5}$	4,74
Амінооцтова		H_2NCH_2COOH	$1,7 \cdot 10^{-10}$	9,77
Бензойна		C_6H_5COOH	$6,3 \cdot 10^{-5}$	4,20
Борна	K_1	H_3BO_3	$7,1 \cdot 10^{-10}$	9,15
	K_2		$1,8 \cdot 10^{-13}$	12,74
	K_3		$1,6 \cdot 10^{-14}$	13,80
Валеріанова		$CH_3(CH_2)_3COOH$	$1,4 \cdot 10^{-5}$	4,86
Винна	K_1	$HOOCCH(OH)CH(OH)COOH$	$9,1 \cdot 10^{-4}$	3,04
	K_2		$4,3 \cdot 10^{-5}$	4,37
Вольфрамова	K_1	H_2WO_4	$6,3 \cdot 10^{-3}$	2,20
	K_2		$2,0 \cdot 10^{-4}$	3,70
Галлова		$C_6H_2(OH)_3COOH$	$3,9 \cdot 10^{-5}$	4,41
Гідрохінон		$C_6H_4(OH)_2$	$1,1 \cdot 10^{-10}$	9,96
Гліколева		$CH_2(OH)COOH$	$1,5 \cdot 10^{-4}$	3,83
Дихлороцтова		$CHCl_2COOH$	$5,0 \cdot 10^{-2}$	1,30
Йодна		HIO_4	$2,45 \cdot 10^{-2}$	1,61
Йодновата		HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$	0,77
Йодноватиста		HIO	$2,3 \cdot 10^{-11}$	10,64
Каприлова		$CH_3(CH_2)_6COOH$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	4,89
Капронова		$CH_3(CH_2)_4COOH$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	4,89
Малейнові	K_1	$HOOCCH=CHCOOH$	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
	K_2		$6,0 \cdot 10^{-7}$	6,22
Маленова	K_1	$HOOCCH_2COOH$	$4,2 \cdot 10^{-2}$	1,38
	K_2		$2,1 \cdot 10^{-6}$	5,68
Масляна		$CH_3(CH_2)_2COOH$	$1,5 \cdot 10^{-5}$	4,82
Молочна		$CH_3CH(OH)COOH$	$1,5 \cdot 10^{-4}$	3,83
Мурашинна		$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Оцтова		CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
о-Нітробензойна		$O_2NC_6H_4COOH$ (1,2)	$6,8 \cdot 10^{-3}$	2,17
м-Нітробензойна		$O_2NC_6H_4COOH$ (1,3)	$3,2 \cdot 10^{-4}$	3,49
п-Нітробензойна		$O_2NC_6H_4COOH$ (1,4)	$3,7 \cdot 10^{-4}$	3,43
8-Оксихінолін		C_9H_7OH	$1,3 \cdot 10^{-10}$	9,90
Пероксид водню		H_2O_2	$2,0 \cdot 10^{-12}$	11,70
Пікринова		$HO_2C_6H_2(NO_2)_3$	$4,2 \cdot 10^{-1}$	0,38
Пірогалол	K_1	$C_6H_3(OH)_3$	$8,9 \cdot 10^{-10}$	9,05
	K_2		$6,5 \cdot 10^{-12}$	11,19
	K_3		$1,0 \cdot 10^{-14}$	14,00
Пірокатехін	K_1	$C_6H_4(OH)_2$ (1,2)	$3,6 \cdot 10^{-10}$	9,45
	K_2		$1,6 \cdot 10^{-13}$	12,89
Пропіонова		CH_3CH_2COOH	$1,3 \cdot 10^{-5}$	4,87
Резорцин	K_1	$C_6H_4(OH)_2$ (1,3)	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
	K_2		$8,7 \cdot 10^{-12}$	11,06
Тіоціанатна		$HSCN$	10	-1,0
Саліцилова	K_1	$C_6H_4(OH)COOH$	$1,1 \cdot 10^{-3}$	2,95
	K_2		$2,6 \cdot 10^{-14}$	13,59
Селенатна	K_2	H_2SeO_4	$1,2 \cdot 10^{-2}$	1,92
Селенітна	K_1	H_2SeO_3	$1,8 \cdot 10^{-3}$	2,75
	K_2		$3,2 \cdot 10^{-9}$	8,50
Селеноводнева	K_1	H_2Se	$1,3 \cdot 10^{-4}$	3,89
	K_2		$1,0 \cdot 10^{-11}$	11,00

Продовження додатку 1

Назва		Формула	K_a	pK_a
Сірководнева	K_1	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
	K_2		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Сульфатна	K_2	H_2SO_4	$1,15 \cdot 10^{-2}$	1,94
Сульфїтна	K_1	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Сульфосалїцилова	K_2	$C_6H_3(OH)(COOH)SO_3H$	$3,1 \cdot 10^{-3}$	2,51
	K_3		$2,0 \cdot 10^{-12}$	11,70
Телуроводнева	K_1	H_2Te	$2,3 \cdot 10^{-3}$	2,64
	K_2		$6,9 \cdot 10^{-13}$	12,16
Телуритна	K_1	H_2TeO_3	$2,7 \cdot 10^{-3}$	2,57
	K_2		$1,8 \cdot 10^{-8}$	7,74
Трихлороцтова		CCl_3COOH	$2,0 \cdot 10^{-1}$	0,70
Карбонатна	K_1	$CO_2 \cdot H_2O$	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
	K_2		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Фенол		C_6H_5OH	$1,0 \cdot 10^{-10}$	10,0
Фосфорна	K_1	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
	K_2		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
	K_3		$5,0 \cdot 10^{-13}$	12,30
о-Фталева	K_1	$C_6H_4(COOH)_2 (1,2)$	$1,2 \cdot 10^{-3}$	2,93
	K_2		$3,9 \cdot 10^{-6}$	5,41
м-Фталева	K_1	$C_6H_4(COOH)_2 (1,3)$	$2,0 \cdot 10^{-4}$	3,70
	K_2		$2,5 \cdot 10^{-5}$	4,60
п-Фталева	K_1	$C_6H_4(COOH)_2 (1,4)$	$2,9 \cdot 10^{-4}$	3,54
	K_2		$3,5 \cdot 10^{-5}$	4,46
Фтороводнева		HF	$6,2 \cdot 10^{-1}$	3,21
Хлороцтова		$CH_2ClCOOH$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	2,86
Хромова	K_1	H_2CrO_4	$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,80
	K_2		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,50
Щавелева	K_1	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	1,25
	K_2		$5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27
Етилендіамін-тетраоцтова	K_1	$(HOOCCH_2)_2NCH_2CH_2N(CH_2COOH)_2$	$1,0 \cdot 10^{-2}$	2,00
	K_2		$2,1 \cdot 10^{-3}$	2,67
	K_3		$6,9 \cdot 10^{-7}$	6,16
	K_4		$5,5 \cdot 10^{-11}$	10,26
Цїановоднева		HCN	$5,5 \cdot 10^{-10}$	9,30

Основи

Назва	Формула	K_b	pK_b
Аміак (водний розчин)	$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,755
Анілін (гідрат)	$C_6H_5NH_2 \cdot H_2O$	$4,3 \cdot 10^{-10}$	9,37
Бензиламін (гідрат)	$C_6H_5CH_2NH_2 \cdot H_2O$	$2,1 \cdot 10^{-5}$	4,67
Бутиламін (гідрат)	$CH_3(CH_2)_3NH_2 \cdot H_2O$	$6,0 \cdot 10^{-4}$	3,22
Гексаметилендіамін (гідрат) K_1	$H_2N(CH_2)_6NH_2 \cdot H_2O$	$1,3 \cdot 10^{-3}$	2,9
Гексаметилентетраамін (гідрат) K_1	$(CH_2)_6N_4$	$1,4 \cdot 10^{-9}$	8,87
Гідразин (гідрат)	$N_2H_4 \cdot H_2O$	$9,3 \cdot 10^{-7}$	6,03
Гідроксид барію K_2	$Ba(OH)_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$	0,64
Гідроксид кальцію K_2	$Ca(OH)_2$	$4,0 \cdot 10^{-2}$	1,40
Гідроксид літію	$LiOH$	$6,8 \cdot 10^{-1}$	0,17
Гідроксиламін (гідрат) K_1	$NH_2OH \cdot H_2O$	$8,9 \cdot 10^{-9}$	8,05
Диетиламін (гідрат)	$(C_2H_5)_2NH \cdot H_2O$	$1,2 \cdot 10^{-3}$	2,91
Диметиламін (гідрат)	$(CH_3)_2NH \cdot H_2O$	$5,4 \cdot 10^{-4}$	3,27
Дифенїламін (гідрат)	$(C_6H_5)_2NH \cdot H_2O$	$6,2 \cdot 10^{-14}$	13,21
Метиламін (гідрат)	$CH_3NH_2 \cdot H_2O$	$4,6 \cdot 10^{-3}$	3,34

ДОДАТОК 2.
 КОНСТАНТИ РОЗЧИННОСТІ ДЕЯКИХ ВАЖКОРОЗЧИННИХ РЕЧОВИН

Формула	pK_s^T	K_s^T
Ag ₂ C ₂ O ₄	10,46	3,5·10 ⁻¹¹
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	10,00	1,0·10 ⁻¹⁰
Ag ₂ CrO ₄	11,95	1,1·10 ⁻¹²
Ag ₂ S	49,70	2,0·10 ⁻⁵⁰
Ag ₂ SO ₄	4,80	1,6·10 ⁻⁵
Ag ₃ PO ₄	19,89	1,3·10 ⁻²⁰
AgBr	12,28	5,3·10 ⁻¹³
AgCl	9,75	1,8·10 ⁻¹⁰
AgCN	15,84	1,4·10 ⁻¹⁶
AgCO ₃	11,09	1,2·10 ⁻¹²
AgI	16,08	8,3·10 ⁻¹⁷
AgSCN	11,97	1,1·10 ⁻¹²
Al(OH) ₃	32,00	11,0·10 ⁻³²
AlPO ₄	18,24	5,75·10 ⁻¹⁹
Ba ₃ (PO ₄) ₂	38,22	6,0·10 ⁻³⁹
BaC ₂ O ₄	6,96	1,1·10 ⁻⁷
BaCO ₃	8,40	5,1·10 ⁻⁹
BaCrO ₄	9,93	1,2·10 ⁻¹⁰
BaSO ₃	6,10	8,0·10 ⁻⁷
BaSO ₄	9,97	1,1·10 ⁻¹⁰
Bi ₂ S ₃	97,0	1,0·10 ⁻⁹⁷
BiPO ₄	22,90	1,3·10 ⁻²³
Ca ₃ (PO ₄) ₂	28,70	2,0·10 ⁻²⁹
CaC ₂ O ₄	8,64	2,3·10 ⁻⁹
CaCO ₃	8,42	3,8·10 ⁻⁹
CaF ₂	10,40	4,0·10 ⁻¹¹
CaSO ₄	4,60	2,5·10 ⁻⁵
Cd(OH) ₂	13,66	2,2·10 ⁻¹⁴
CdCO ₃	12,0	1,0·10 ⁻¹²
CdS	27,8	1,6·10 ⁻²⁸
Co(OH) ₂	14,2	6,3·10 ⁻¹⁵
CoS	24,70	2,0·10 ⁻²⁵
Cr(OH) ₃	30,20	6,3·10 ⁻³¹
CrPO ₄	22,62	2,4·10 ⁻²³
Cu(OH) ₂	19,66	2,2·10 ⁻²⁰
CuBr	8,28	5,25·10 ⁻⁹
CuCO ₃	9,60	2,5·10 ⁻¹⁰
CuJ	11,96	1,1·10 ⁻¹²
CuS	35,20	6,3·10 ⁻³⁶
Fe(OH) ₂	15,10	8,0·10 ⁻¹⁶
Fe(OH) ₃	37,20	6,3·10 ⁻³⁸
Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃	40,52	3,0·10 ⁻⁴¹
FeCO ₃	10,46	3,5·10 ⁻¹¹
FePO ₄	21,90	1,3·10 ⁻²²
FeS	17,30	5,0·10 ⁻¹⁸

Продовження додатку 2

Формула	pK_s^T	K_s^T
Hg ₂ (SCN) ₂	19,52	$3,0 \cdot 10^{-20}$
Hg ₂ Cl ₂	17,88	$1,3 \cdot 10^{-18}$
Hg ₂ I ₂	28,35	$4,5 \cdot 10^{-29}$
Hg ₂ SO ₄	6,17	$6,8 \cdot 10^{-7}$
HgS	51,80	$1,6 \cdot 10^{-52}$
K ₂ Na[Co(NO ₂) ₆]	10,66	$2,2 \cdot 10^{-11}$
Mg(OH) ₂	11,15	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Mg ₃ (PO ₄) ₂	13,00	$1,0 \cdot 10^{-13}$
MgC ₂ O ₄	4,07	$8,5 \cdot 10^{-5}$
MgCO ₃	4,67	$2,1 \cdot 10^{-5}$
MgNH ₄ PO ₄	12,00	$1,0 \cdot 10^{-12}$
Mn(OH) ₂	12,72	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Mn(OH) ₃	36,00	$1,0 \cdot 10^{-36}$
MnCO ₃	10,74	$1,8 \cdot 10^{-11}$
MnO ₂ ·2H ₂ O	56,00	$1,0 \cdot 10^{-56}$
MnS	9,60	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ni(C ₄ H ₇ O ₂ H ₂) ₂ диметилглюксимат	24,64	$2,3 \cdot 10^{-25}$
NiS	24,00	$1,0 \cdot 10^{-24}$
Pb(OH) ₂	15,10	$7,9 \cdot 10^{-16}$
Pb ₃ (PO ₄) ₂	42,10	$7,9 \cdot 10^{-43}$
PbCl ₂	4,79	$1,6 \cdot 10^{-5}$
PbCrO ₄	13,75	$1,8 \cdot 10^{-14}$
PbJ ₂	8,98	$1,1 \cdot 10^{-9}$
PbS	26,60	$2,5 \cdot 10^{-27}$
PbSO ₄	7,80	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Sb(OH) ₃	29,70	$2,0 \cdot 10^{-30}$
Sn(OH) ₂	26,20	$6,3 \cdot 10^{-27}$
SnS	26,60	$2,5 \cdot 10^{-27}$
Sr ₃ (PO ₄) ₂	31,00	$1,1 \cdot 10^{-31}$
SrCO ₃	9,96	$1,1 \cdot 10^{-10}$
SrSO ₄	6,49	$3,2 \cdot 10^{-7}$
Zn(OH) ₂	16,92	$1,2 \cdot 10^{-17}$
Zn ₃ (PO ₄) ₂	23,80	$9,1 \cdot 10^{-33}$
ZnCO ₃	10,84	$1,45 \cdot 10^{-11}$

ДОДАТОК 3.
 КОНСТАНТИ УТВОРЕННЯ (СТІЙКОСТІ) ДЕЯКИХ КОМПЛЕКСНИХ ІОНІВ

Комплексний іон	lgβ _n					
	1	2	3	4	5	6
[Ag(NH ₃) _n] ⁺	3.32	7.23	-	-	-	-
[Au(NH ₃) _n] ⁺	-	27.00	-	-	-	-
[Cd(NH ₃) _n] ²⁺	2.51	4.47	5.77	6.56	6.26	4.56
[Co(NH ₃) _n] ²⁺	1.99	3.50	4.43	5.07	5.13	4.39
[Cu(NH ₃) _n] ⁺	5.93	10.86	-	-	-	-
[Cu(NH ₃) _n] ²⁺	3.99	7.33	10.06	12.03	11.43	8.90
[Ni(NH ₃) _n] ²⁺	2.67	4.79	6.40	7.47	8.10	8.01
[AgBr _n] ¹⁻ⁿ	4.38	7.34	8.00	8.73	8.44	-
[AgJ _n] ¹⁻ⁿ	6.58	11.74	13.68	13.10	-	-
[AgCl _n] ¹⁻ⁿ	3.04	5.04	5.04	5.30	-	-
[AuCl _n] ¹⁻ⁿ	-	9.42	-	-	-	-
[CuCl _n] ¹⁻ⁿ	-	5.35	5.63	-	-	-
[TiCl _n] ¹⁻ⁿ	0.52	0.09	-0.80	-	-	-
[Ag(SCN) _n] ¹⁻ⁿ	4.75	8.23	9.45	9.67	-	-
[Fe(SCN) _n] ³⁻ⁿ	3.03	4.33	4.63	4.53	4.23	3.23
[Cd(SCN) _n] ²⁻ⁿ	1.74	2.40	2.30	2.91	-	-
[Co(SCN) _n] ²⁻ⁿ	1.72	1.60	1.80	-0.30	-	-
[Cu(SCN) _n] ²⁻ⁿ	2.30	3.65	5.19	6.52	-	-
[Cu(SCN) _n] ¹⁻ⁿ	-	-	9.90	10.05	9.59	9.27
[Hg(SCN) _n] ²⁻ⁿ	-	17.60	20.40	21.20	-	-
[Pb(SCN) _n] ²⁻ⁿ	1.09	2.52	1.90	0.85	-	-
[Zn(SCN) _n] ²⁻ⁿ	1.57	1.56	1.51	3.02	-	-
[Ag(S ₂ O ₃) _n] ¹⁻²ⁿ	8.82	13.46	14.15	-	-	-
[Cu(S ₂ O ₃) _n] ¹⁻²ⁿ	10.35	12.27	13.71	-	-	-
[AlF _n] ³⁻ⁿ	7.10	11.98	15.83	18.53	20.20	20.67
[FeF _n] ³⁻ⁿ	6.04	10.74	13.74	15.74	16.10	16.10
[Ag(CN) _n] ¹⁻ⁿ	-	19.85	20.55	19.42	-	-
[Au(CN) _n] ¹⁻ⁿ	-	38.30	-	-	-	-
[Cd(CN) _n] ²⁻ⁿ	5.18	9.60	13.92	17.11	-	-
[Cu(CN) _n] ¹⁻ⁿ	-	24.00	28.60	30.30		
[Hg(CN) _n] ²⁻ⁿ	17.00	32.75	36.31	38.97	39.83	40.62
[Ni(CN) _n] ²⁻ⁿ	-	-	22.20	31.00	30.30	-
[Zn(CN) _n] ²⁻ⁿ	-	11.07	16.05	19.62	-	-