

О. А. Гордієнко, М. В. Євсєєва, Н. С. Звуздецька

АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Частина 1. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

Міністерство освіти і науки України
Вінницький національний технічний університет

О. А. Гордієнко, М. В. Євсєєва, Н. С. Звуздецька

АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ

Частина 1. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

Затверджено Вченою радою Вінницького національного технічного університету як лабораторний практикум для студентів напряму підготовки 6.040106 – “Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”. Протокол № 11 від 2 липня 2007 р.

Вінниця ВНТУ 2008

Рецензенти:

В. Г. Петрук, доктор технічних наук, професор

Г. П. Котлярова, кандидат хімічних наук, доцент

Т. І. Ющенко, кандидат хімічних наук, доцент

Рекомендовано до видання Вченою радою Вінницького національного технічного університету Міністерства освіти і науки України

Гордієнко О. А., Євсєєва М. В., Звездецька Н. С.

Г68 Аналітична хімія. Частина 1. Якісний аналіз. Лабораторний практикум. – Вінниця: ВНТУ, 2008. – 112 с.

В лабораторному практикумі розглянуті хімічні методи розділення та виявлення йонів. Викладена методика виконання лабораторних робіт, наведені контрольні завдання з теоретичних основ аналітичної хімії та якісного аналізу. Лабораторний практикум розроблений у відповідності з планом кафедри та програмою дисципліни “Аналітична хімія природного середовища”.

УДК 543(075)

Передмова	5
Методичні рекомендації	6
1 Правила роботи і техніка безпеки в лабораторії аналітичної хімії	7
2 Методика виконання основних операцій	8
3 Хімічні методи розділення та виявлення йонів	10
3.1 Реакції виявлення катіонів	14
3.1.1 Катіони першої аналітичної групи	14
3.1.2 Катіони другої аналітичної групи	16
3.1.3 Катіони третьої аналітичної групи	19
3.1.4 Катіони четвертої аналітичної групи	22
3.1.5 Катіони п'ятої аналітичної групи	27
3.1.6 Катіони шостої аналітичної групи	30
3.2 Експериментальна частина	37
3.2.1 Лабораторна робота № 1. Характерні реакції катіонів I – III аналітичних груп	37
3.2.2 Лабораторна робота № 2. Аналіз суміші катіонів I – III аналіти- чних груп	39
3.2.3 Лабораторна робота № 3. Характерні реакції катіонів IV – VI аналітичних груп	42
3.2.4 Лабораторна робота № 4. Аналіз суміші катіонів IV – VI аналі- тичних груп	45
3.2.5 Лабораторна робота № 5. Аналіз суміші катіонів I – VI аналіти- чних груп	49
3.3 Реакції виявлення аніонів	53
3.3.1 Аніони першої аналітичної групи	53
3.3.2 Аніони другої аналітичної групи	59
3.3.3 Аніони третьої аналітичної групи	62
3.4 Експериментальна частина	64
3.4.1 Лабораторна робота № 6. Характерні реакції аніонів I – III аналітичних груп	64
3.4.2 Лабораторна робота № 7. Аналіз суміші аніонів I – III аналітичних груп	67
3.4.3 Лабораторна робота № 8. Аналіз розчинної у воді солі	69
4 Контрольні завдання	72
4.1 Види та методи аналізу	72
4.2 Якісний аналіз	72

4.3 Теорія розчинів електролітів в аналітичній хімії	77
4.4 Кисотно-основна рівновага	81
4.5 Рівновага в системі осад – розчин	88
4.6 Рівновага реакцій комплексоутворення	92
4.7 Окисно-відновна рівновага	96
Бібліографічний опис	102
Додаток А Варіанти завдань контрольної роботи	103
Додаток Б Схема розділення суміші катіонів I – III аналітичних груп	104
Додаток В Схема розділення суміші катіонів IV – VI аналітичних груп ...	105
Додаток Г Розчинність кислот, основ, солей у воді	106
Додаток Д Константи дисоціації кислот та основ	107
Додаток Е Добутки розчинності малорозчинних сполук	108
Додаток Ж Константи стійкості комплексних йонів	109
Додаток И Стандартні окисно-відновні потенціали	110

ПЕРЕДМОВА

Лабораторний практикум «Аналітична хімія. Частина 1. Якісний аналіз» призначений для студентів напряму 6.040106 «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування» денної та заочної форм навчання.

Аналітична хімія – це наука про визначення хімічного складу речовин та їх хімічної будови. Аналітичні дослідження в екології необхідні для вирішення практичних завдань охорони навколишнього середовища, ідентифікації забруднювальних речовин, визначення їх концентрацій, для розробки методів та приладів контролю вмісту токсичних компонентів у довкіллі. Інформація про стан навколишнього середовища може бути отримана лише на основі аналітичних визначень. Саме тому спеціалісти-екологи повинні володіти не тільки знаннями про особливості складу об'єктів природного середовища, але і знаннями з аналітичної хімії, предметом якої є розробка методів аналізу хімічного складу досліджуваних об'єктів та практичне виконання аналізів.

Головна мета дисципліни «Аналітична хімія природного середовища» – ознайомити студентів-екологів з основними методами аналітичної хімії, за допомогою яких проводиться хімічний аналіз речовин, контроль за станом об'єктів навколишнього середовища та підготувати майбутніх спеціалістів до вирішення теоретичних, практичних та прикладних задач екології. Програма курсу аналітичної хімії передбачає вивчення теоретичної частини та виконання практикуму, який включає лабораторні роботи та розв'язування задач.

Перша частина практикуму присвячена якісному аналізу, завданням якого є виявлення та ідентифікація компонентів зразка, що аналізується. Мета даного посібника – допомогти студентам-екологам вивчити та засвоїти теоретичні основи методів якісного аналізу, набути навичок практичного виконання аналітичних операцій.

Теоретичною основою аналітичної хімії є фундаментальні закони природознавства – періодичний закон, закон діючих мас та інші. Аналітична хімія тісно пов'язана з фізикою, неорганічною, органічною хімією, електрохімією, метрологією та іншими науками.

Знання аналітичної хімії студенту напряму 6.040106 необхідні при вивченні таких дисциплін, як «Ґрунтознавство», «Техноекологія», «Фізико-хімічні методи аналізу навколишнього середовища», «Фізична і колоїдна хімія», «Фізико-хімічні та біологічні системи очистки води», «Природоохоронні технології».

Навички, отримані при виконанні лабораторного практикуму з аналітичної хімії, можуть бути використані при проведенні експериментальних досліджень об'єктів довкілля, що є складовою бакалаврських та дипломних робіт.

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

Лабораторний практикум «Аналітична хімія. Частина 1. Якісний аналіз» включає основні правила техніки безпеки під час роботи у хімічній лабораторії, огляд методів виявлення і розділення катіонів та аніонів, методики виконання лабораторних робіт, контрольні завдання та приклади розв'язування типових задач.

У практикумі наведені найбільш характерні реакції катіонів (розділ 3.1) і аніонів (розділ 3.3), які можна використовувати для виявлення їх у досліджуваному розчині з описом методики виконання і очікуваними зовнішніми ефектами. Матеріали цих розділів є основою виконання лабораторних робіт, які наведені в розділах 3.2 та 3.4. Лабораторні роботи студенти виконують напівмікрометодом якісного аналізу і оформляють згідно з вимогами, наведеними в методичних вказівках.

Розділ «Контрольні завдання» містить питання, розрахункові задачі та приклади розв'язування типових задач і може бути використаний студентами при підготовці до практичних занять, колоквиумів та іспиту. Необхідні для розв'язування задач константи наведені в додатках.

Для студентів заочної форми навчання на основі розділу «Контрольні завдання» складені варіанти контрольних робіт. Контрольна робота містить 12 завдань (теоретичні питання та розрахункові задачі). В даному практикумі наведені перші 6 завдань кожного варіанта (див. додаток А).

В міжсесійний період студенти заочної форми навчання повинні виконати і оформити одну контрольну роботу у відповідності з вимогами:

1. Контрольну роботу необхідно оформити в окремому зошиті, акуратно і без виправлень.
2. Текст питання (задачі) потрібно переписати із збереженням нумерації, після чого дати відповідь, супроводжуючи її короткими, але змістовними поясненнями.
3. Розв'язок розрахункових задач має містити коротку умову, рівняння хімічних реакцій, розрахункові формули та необхідні константи.
4. При складанні схем аналізу суміші йонів необхідно використовувати матеріал лабораторних робіт № 2, 4, 5, 7.
5. Контрольна робота повинна бути надіслана поштою або передана особисто в деканат.

Контрольна робота оцінюється “до захисту” або “не зараховано”. Захист контрольної роботи здійснюється під час індивідуальної співбесіди на консультаціях за розкладом деканату. Якщо контрольна робота має оцінку “до захисту”, проте викладач зробив зауваження, то при захисті роботи студенту необхідно дати правильні відповіді на питання, з яких були зауваження. Якщо контрольна робота має оцінку “не зараховано”, то вона повертається студенту із зауваженнями викладача, після чого необхідно внести зміни та доповнення і повернути її на повторне рецензування.

1 ПРАВИЛА РОБОТИ І ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ В ЛАБОРАТОРІЇ АНАЛІТИЧНОЇ ХІМІЇ

1. Під час роботи в лабораторії необхідно підтримувати чистоту і порядок, а також виконувати правила техніки безпеки. Безладдя та неакуратність при виконанні аналітичних операцій часто приводять до необхідності повторення експерименту.
2. Приступати до виконання експериментальних досліджень лише після дозволу викладача.
3. Реактиви, дистильовану воду, електричну енергію в лабораторії слід використовувати економно.
4. Всі роботи з речовинами, при взаємодії яких утворюються токсичні гази або речовини з неприємним запахом, необхідно проводити у витяжній шафі. Категорично забороняється працювати із вказаними речовинами на робочому місці.
5. Вживати харчові продукти в лабораторії категорично забороняється, оскільки токсичні речовини (солі барію, меркурію, п्लомбуму, арсену, купруму, металева ртуть, сірководень тощо) при роботі з ними можуть потрапити в організм через шлунково-кишковий тракт. Після роботи в лабораторії необхідно ретельно вимити руки.
6. Для визначення запаху речовин необхідно легким рухом долоні руки направити потік повітря до себе.
7. Горючі, легкозаймисті і леткі речовини не можна зберігати близько від полум'я або дуже нагрітих електричних приладів (термостатів, електроплиток, електропечей тощо).
8. Під час роботи з концентрованими кислотами та лугами необхідно бути обережним та слідкувати за тим, щоб вони не потрапили на шкіру і одяг.
9. При опіках кислотами і лугами ушкоджені ділянки шкіри потрібно швидко промити великим об'ємом води, а потім обробити 2 % розчином соди (при опіках кислотою) або 2 % розчином оцтової кислоти (при опіках лугом).
10. При розведенні концентрованих кислот необхідно обережно і поступово приливати кислоту до води, а не навпаки. При розведенні кислот виділяється велика кількість тепла. Тому при додаванні води до кислоти розчин може розбризкуватись і потрапити на шкіру та одяг.
11. При переливанні великих об'ємів розчинів концентрованих кислот та лугів необхідно:
 - одягнути гумові рукавички, фартух і захисні окуляри;
 - розчини кислот та лугів відміряти піпеткою з використанням гумового балончика;
 - тверді луги набирати за допомогою шпателя; при їх подрібненні очі слід захищати спеціальними окулярами.

2 МЕТОДИКА ВИКОНАННЯ ОСНОВНИХ ОПЕРАЦІЙ

У лабораторії аналітичної хімії при виконанні якісного аналізу використовують:

- *циліндричні та конічні пробірки* ємністю 5 – 10 см³ (конічні пробірки найбільш зручні для відділення осаду від розчину центрифугуванням);
- *хімічні стакани і конічні колби*, призначені для роботи з порівняно великими об'ємами розчинів;
- *годинникове скло* діаметром 4 – 5 см із максимально великою опуклістю, призначене для виконання кольорових реакцій, що супроводжуються утворенням осаду або розчину з характерним забарвленням;
- *плоске предметне скло* (15 x 75 мм), призначене для виконання мікрокристалоскопічних реакцій;
- *порцелянові чашки* ємністю 5 – 10 см³, призначені для випарювання або нагрівання розчинів;
- *порцелянові тиглі*, призначені для сплавлення нерозчинних речовин;
- *капілярні піпетки, шпателі, скляні палички*, призначені для відбору розчинів, твердих речовин, перемішування тощо;
- *ступки порцелянові*, призначені для подрібнення проб.

Весь скляний і порцеляновий посуд повинен бути ретельно вимитий. Часто наявність навіть мікробруднень спотворює результат реакції, що веде до помилкових висновків. Посуд промити за допомогою йоржа содовим розчином, після чого – кілька разів водопровідною водою і, нарешті, дистильованою водою.

Нагрівання і випарювання:

1. Пробірки необхідно нагрівати на водяній бані. Нагрівання пробірки з розчинами безпосередньо на відкритому полум'ї може призвести до розбризкування рідини, втрати досліджуваного розчину, а інколи і до нещасних випадків.
2. При нагріванні розчинів у пробірках не можна направляти отвори пробірок на себе або на сусідів, не можна дивитись зверху в пробірку з рідиною, яку нагрівають.
3. Нагрівати великий об'єм розчину в хімічному стакані або колбі потрібно на піщаній бані.
4. Випарювання розчинів потрібно проводити у порцелянових чашках або тиглях. Рекомендується виконувати цю операцію на піщаних банях або електронагрівачах під тягою.
5. Розчинення сухого залишку необхідно проводити після охолодження чашки або тигля, інакше відбудеться розбризкування.

Осадження:

1. Для одержання осаду до кількох крапель досліджуваного розчину потрібно додати піпеткою певну кількість реагенту, попередньо створивши потрібні умови.

2. Після зливання досліджуваного розчину і реагенту вміст пробірки необхідно ретельно перемішати і, при необхідності, нагріти на водяній бані.
3. Для виявлення йонів реакціями осадження достатньо додати 1 – 2 краплі реагенту до досліджуваного розчину, щоб зробити висновок про наявність або відсутність того чи іншого йону.
4. Для відділення одних речовин від інших реакцією осадження необхідно провести реакцію до кінця. Для перевірки повноти осадження після центрифугування осаду до центрифугату додають краплю реагенту. Якщо розчин залишається прозорим, осадження повне. В іншому випадку операцію осадження потрібно повторити.

Відділення осаду від розчину:

1. Осад від розчину найчастіше відокремлюють *центрифугуванням* за допомогою електричних центрифуг. При центрифугуванні осад збирається на дні конічної пробірки. Прозорий розчин потрібно злити з осаду або відібрати піпеткою. При користуванні центрифугою необхідно виконувати такі правила:
 - для центрифугування варто використовувати конічні пробірки, якщо можна, однакові за розміром і формою;
 - рідину в пробірку наливати так, щоб рівень її був на 6 – 8 мм нижче краю для уникнення попадання рідини в гільзу центрифуги;
 - для збереження балансу кожна пробірка, що містить пробу, повинна бути урівноважена іншою пробіркою, яка містить приблизно такий же об'єм рідини;
 - перед центрифугуванням центрифугу необхідно закрити кришкою; **при відкритті кришки центрифугу в електричну мережу не вмикати;**
 - збільшувати швидкість обертання центрифуги необхідно поступово;
 - після закінчення центрифугування (на це потрібно декілька хвилин) вимкнути прилад і дати можливість центрифусі зупинитись без стороннього втручання, **захисну кришку центрифуги не можна піднімати до її повного зупинення;**
 - категорично забороняється працювати з несправною центрифугою.
2. Для відділення осаду від великих кількостей рідини необхідно провести *фільтрування*.

3 ХІМІЧНІ МЕТОДИ РОЗДІЛЕННЯ ТА ВИЯВЛЕННЯ ЙОНІВ

Аналітична хімія є науковою основою хімічного аналізу. **Хімічний аналіз** – сукупність дій, метою яких є отримання інформації про хімічний склад досліджуваних об'єктів, а також їх будову.

Розрізняють два види хімічного аналізу: **якісний і кількісний**. Завданням якісного аналізу є виявлення окремих елементів або йонів, ними утворених, які входять до складу певної речовини чи суміші речовин. Якісний аналіз включає ряд послідовних стадій: відбір проби, підготовка проби, розділення компонентів та їх виявлення.

Методи виявлення йонів ґрунтуються на отриманні аналітичного сигналу. **Аналітичний сигнал** – будь-який прояв хімічних або фізичних властивостей речовини, які можуть бути використані для якісної оцінки компонентів досліджуваного зразка. Для виявлення компонента фіксують появу аналітичного сигналу – утворення осаду, появу забарвлення, лінії в спектрі тощо. Для отримання сигналу в аналітичній хімії використовують хімічні реакції різних типів (кисотно-основні, окисно-відновні, комплексоутворення, осадження), хімічні, фізичні та біологічні властивості самих речовин або продуктів їх реакцій.

В **хімічних методах виявлення** аналітичний сигнал, що виникає в результаті реакції, спостерігають, головним чином, візуально. В **фізичних методах** сигнал, як правило, отримують і реєструють за допомогою спеціальної апаратури. Виявлення компонентів **біологічними методами** ґрунтується на використанні живих організмів (бактерій, дріжджів, водоростей тощо) як аналітичних індикаторів.

При проведенні якісного аналізу хімічними методами використовують хімічні реакції, які супроводжуються будь-якими зовнішніми ефектами: утворенням осаду певного кольору, з характерною формою кристалів, забарвленої розчинної сполуки, газу з певними фізичними і хімічними властивостями.

Існує два способи виконання якісних реакцій – „сухий” і „мокрый”. При проведенні реакцій „сухим” способом (реакції забарвлення полум'я, отримання забарвлених перлів, реакції методом розтирання) твердий зразок не переводять у розчин. Цей спосіб відіграє допоміжну роль і використовується для попередніх досліджень.

Реакції забарвлення полум'я. Леткі солі багатьох металів забарвлюють полум'я в різні кольори, характерні для цих металів. Наприклад, солі натрію забарвлюють полум'я в жовтий; калію – в фіолетовий; кальцію – в цегельно-червоний; купруму (II) – в яскраво-зелений; барію – в жовто-зелений колір.

Реакції отримання забарвлених перлів. Тверду речовину сплавляють з натрій тетраборатом $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ або амоній натрій гідрофосфатом $\text{NaNH}_4\text{HPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Забарвлення перлів вказує на при-

сутність того чи іншого елемента. Так, сполуки хрому надають перлам зеленого кольору, кобальту – синього, мангану – фіолетового.

Реакції методом розтирання. Досліджувану речовину розтирають у фарфоровій ступці з твердим реагентом. За характерним забарвленням продуктів визначають наявність тих чи інших елементів.

Частіше використовують **"мокрый"** спосіб проведення якісних реакцій. Для цього досліджувану речовину переводять в розчин. Як розчинники використовують дистильовану воду, кислоти, луги (за кімнатної температури або при нагріванні). Оскільки переважна більшість неорганічних речовин в розчинах дисоціюють на йони, то при аналізі практично визначають не елементи взагалі, а йони. Якісний аналіз неорганічних речовин поділяють на аналіз катіонів і аналіз аніонів. Реакції **"мокрим"** способом проводять переважно у пробірках.

Для виявлення йонів можна використовувати реакції, в результаті яких утворюються сполуки з характерною формою кристалів – **мікрокристалоскопічні реакції**. Такі реакції проводять на предметному склі. Форму і забарвлення кристалів, що утворюються, розглядають під мікроскопом.

Для виявлення йонів використовують також **крапельний метод аналізу**. Для цього краплини досліджуваного розчину і розчину реагенту наносять на поверхню фільтрувального паперу, крапельних пластинок, в мікротиглі. При виконанні реакції на папері можна виявити менші кількості компонентів у порівнянні з реакціями на пластинці або у пробірці.

Крім наявності зовнішнього ефекту аналітичні реакції, які використовуються в якісному аналізі, мають відповідати таким вимогам: висока чутливість, вибірковість, висока швидкість протікання.

Чутливість реакції визначається мінімальною кількістю компонента, яку можна виявити даною реакцією. Чим більш чутлива реакція, тим меншу кількість компонента вона дозволяє виявляти. Чутливість хімічних реакцій різна і залежить від умов їх протікання: кислотності середовища, концентрації реагентів, наявності сторонніх речовин, температури тощо. Кількісною характеристикою чутливості є межа виявлення. **Межа виявлення** (C_{min}) – найменший вміст компонента, при якому дана методика дозволяє впевнено виявити цей компонент в пробі.

Вибірковість реакції визначається числом компонентів, з якими вона протікає. Реакція є більш вибірковою, якщо вона відбувається з меншим числом компонентів. **Специфічною** називають аналітичну реакцію, яка дозволяє виявити даний компонент в присутності інших, а відповідний реагент – **специфічним**. Аналітичні реагенти, які взаємодіють з обмеженим числом йонів, називаються **вибірковими (селективними)**.

На практиці виявлення йонів намагаються проводити в умовах, при яких вибірка реакція стає специфічною. Специфічності реакції виявлен-

ня досягають усуненням всіх заважаючих йонів. Усунути заважаючі речовини можна двома способами: маскуванням і розділенням.

Маскування – усунення впливу заважаючих йонів за допомогою комплексоутворення або зміни їх ступеня окиснення. При маскуванні заважаючі компоненти переводять у форму, яка не заважає виявленню певних йонів. Найчастіше для маскування використовуються реакції комплексоутворення. При цьому маскуючі реагенти утворюють із речовинами, що заважають, більш стійкі сполуки, ніж з тими, які виявляють.

Якщо маскуванням не вдається створити умови, при яких взаємодія йону, який виявляють, з реагентом була б специфічною, проводять попереднє **розділення компонентів суміші**. Для цього розчин, який аналізують, перетворюють в двофазну систему. Компонент, який виявляють, переводять, якщо можна, повністю в одну з фаз. Розділення завершують відділенням фаз одна від одної. Для переведення однофазної системи в двофазну використовують різні способи:

- **екстракцію** – додають органічний розчинник, який утворює другу фазу;
- **сорбцію** – вводять сорбенти, на яких адсорбуються речовини, які потрібно вилучити;
- **йонний обмін** – вводять йоніти, які обмінюють свої рухомі йони на ті йони, які підлягають вилученню з розчину;
- **розділення осадженням** – вводять реагенти, які утворюють нерозчинні сполуки з речовинами, які потрібно вилучити.

При виконанні якісного аналізу широко застосовують осадження для розділення йонів.

Якби на кожен йон була відома специфічна реакція, тоді його можна було б відкривати безпосередньо в пробі, незалежно від присутності інших йонів. **Дробний аналіз** – відкриття йонів специфічними реакціями в окремих частинах досліджуваного розчину в будь-якій послідовності.

Якщо специфічні реакції відсутні, виявити йон дробним методом стає неможливо. При аналізі суміші йонів переважно використовують **систематичний аналіз** – певну послідовність розділення і виявлення йонів. Суміш йонів попередньо розділяють на окремі групи. З цих груп кожен йон вилучають в певній послідовності, а потім відкривають характерною для нього аналітичною реакцією.

Груповими називають реагенти, які дозволяють в певних умовах розділити йони на групи. Відповідно, **аналітичною групою** називають таку групу йонів, яка при певних умовах осаджується із загальної суміші груповим реактивом.

Систематичний аналіз застосовують, головним чином, для відкриття катіонів. Аніони визначають переважно дробним аналізом. Групові реагенти застосовують тільки на початку аналізу для встановлення наявності (або відсутності) тієї чи іншої групи аніонів. Систематичний та дробний аналіз доповнюють один одного.

Взаємодія йонів з певними груповими реагентами покладена в основу аналітичної класифікації йонів. Для розділення катіонів використовують сульфідну, аміачно-фосфатну та кислотно-лужну схеми аналізу.

Сульфідна схема ґрунтується на різній розчинності сульфідів, хлоридів, гідроксидів і карбонатів. **Аміачно-фосфатна схема** ґрунтується на різній розчинності фосфатів і хлоридів. **Кислотно-лужна схема** (табл. 1) ґрунтується на взаємодії катіонів з кислотами (HCl , H_2SO_4) та лугами (NaOH , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Класифікація проводиться за такими ознаками: розчинність хлоридів, сульфатів і гідроксидів, основний або амфотерний характер гідроксидів, здатність до утворення розчинних комплексних сполук з амоніаком. В даному лабораторному практикумі описано аналіз суміші катіонів кислотно-лужним методом.

Класифікація аніонів. Найбільш розповсюджена класифікація аніонів ґрунтується на взаємодії з 2-ма реактивами – барій хлоридом BaCl_2 і аргентум нітратом AgNO_3 . Аніони ділять на 3 групи (табл. 13 з розділу 3.3).

Таблиця 1 – Класифікація катіонів за кислотно-лужною схемою аналізу

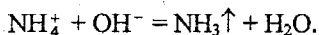
Група	Катіони	Груповий реагент	Сполуки, які утворюються	Характеристика групи
I	Na^+ , K^+ , NH_4^+	відсутній		Хлориди, сульфати, гідроксиди розчинні у воді
II	Ag^+ , Pb^{2+}	HCl (2 М)	AgCl , PbCl_2	Хлориди нерозчинні у воді та у мінеральних кислотах; для пониження розчинності PbCl_2 у воді до досліджуваного розчину додають етанол
III	Ca^{2+} , Ba^{2+}	H_2SO_4 (1 М)	CaSO_4 , BaSO_4	Сульфати нерозчинні у воді та у мінеральних кислотах; для пониження розчинності CaSO_4 у воді до досліджуваного розчину додають етанол
IV	Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+}	NaOH (2 М)	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$	Гідроксиди розчинні в надлишку лугу
V	Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+}	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Гідроксиди нерозчинні у надлишку амоніаку; магній гідроксид розчиняється в розчинах солей амонію
VI	Cu^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Hg^{2+}	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	Гідроксиди розчинні в надлишку амоніаку

3.1 РЕАКЦІЇ ВИЯВЛЕННЯ КАТІОНІВ

3.1.1 Катіони першої аналітичної групи

Амоній-іони

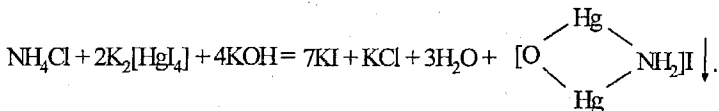
1. Калій (натрій) гідроксид КОН (NaOH). При дії лугів на розчин солі амонію при нагріванні виділяється газоподібний амоніак, який можна виявити за зміною забарвлення вологого універсального індикаторного чи лакмусового папірця:



Реакція виявлення йонів амонію за виділенням амоніаку є специфічною.

Проведення реакції. В пробірку вносять 3 – 4 краплі розчину, що містить йони амонію і 2 – 3 краплі 2 М NaOH чи КОН. Пробірку нагрівають, тримаючи над її отвором вологий універсальний індикаторний (лакмусовий) папірець.

2. Реактив Неслера $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ в лужному середовищі утворює з йонами амонію жовтогарячий осад:



Якщо концентрація йонів амонію мала, осад не випадає, а розчин забарвлюється в жовтогарячий колір. Йони, що утворюють малорозчинні забарвлені гідроксиди, попередньо осаджують надлишком КОН чи NaOH. Йони Hg(II) реагують з іодид-іонами і руйнують реактив.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони амонію, додають 1 – 2 краплі реактиву Неслера. Утворюється жовтогарячий осад.

Натрій-іони

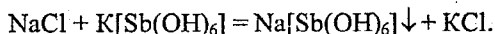
1. Цинк октаацетат-триуранілат $\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_8$ (мікрокристалоскопічна реакція). При взаємодії з йонами натрію при pH = 7 утворюються тетраедричні чи октаедричні кристали жовтого кольору $\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Виявленню натрій-іонів заважають йони Ag(I), що дають осад з реагентом. Аніони PO_4^{3-} утворюють малорозчинні фосфати цинку і тому руйнують реагент. Йони K(I), NH_4^+ , Ca(II), Ba(II), Pb(II), Zn(II), Mn(II), Co(II), Ni(II), Hg(II), Al(III), Fe(III) заважають проведенню реакції при концентрації більше 5 г/л. Їх можна видалити дією K_2CO_3 .

Проведення реакції. На предметне скло наносять краплю розчину, що містить йони натрію, поруч наносять розчин реагенту і скляною паличкою з'єднують краплі. Через кілька хвилин розглядають кристали, що

утворилися, під мікроскопом.

Калій гексагідроксостибіат (V) $K[Sb(OH)_6]$. Концентровані розчини солей натрію при взаємодії з реагентом утворюють білий кристалічний осад натрій гексагідроксостибіату (V):



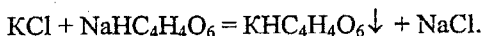
Реакцію проводять в нейтральному або слабко-лужному середовищі. У кислому середовищі $K[Sb(OH)_6]$ розкладається з утворенням білого аморфного осаду метастибієвої кислоти $HSbO_3$, який помилково приймають за $Na[Sb(OH)_6]$. Розчинність $Na[Sb(OH)_6]$ зростає з підвищенням температури. Заважають йони NH_4^+ , у присутності яких реагент розкладається, і йони $Mg(II)$, що утворюють білий кристалічний осад з реагентом.

Проведення реакції. До 3 – 4 крапель розчину, що містить йони натрію, додають 3 – 4 краплі розчину $K[Sb(OH)_6]$ і для прискорення утворення осаду потирають скляною паличкою по стінках пробірки. Реакцію проводять при охолодженні – пробірку охолоджують водопровідною водою. Випадає білий кристалічний осад.

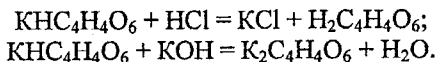
3. Забарвлення полум'я. Леткі солі натрію забарвлюють полум'я газового пальника в жовтий колір.

Калій-іони

1. Натрій гідрогентартрат $NaHC_4H_4O_6$ утворює з йонами калію при pH 4 – 5 білий кристалічний осад:



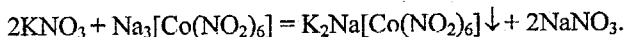
Осад калій гідрогентартрату здатний утворювати пересичені розчини. Осад розчиняється в гарячій воді, лугах і сильних кислотах:



Заважають йони амонію, що утворюють аналогічний осад. Йони важких металів, як правило, утворюють при надлишку тартрат-іонів розчинні комплексні сполуки.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони калію, додають 2 – 3 краплі розчину $NaHC_4H_4O_6$ і для прискорення утворення осаду потирають скляною паличкою по стінках пробірки. Випадає білий кристалічний осад. При використанні як реагента винної кислоти необхідно додати 2 – 3 краплі розчину натрій ацетату CH_3COONa .

2. Натрій гексанітрокобальтат (III) $Na_3[Co(NO_2)_6]$ утворює з йонами калію при pH 4 – 5 жовтий осад:



Заважають йони амонію, оскільки утворюють аналогічний жовтий осад; іодиди через окиснення нітритом до I_2 ; окисники, оскільки

руйнують реагент. Йони лужноземельних елементів, Fe(II, III), Al(III), Zn(II) та деякі інші не утворюють осадів.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони калію, додають 2 – 3 краплі розчину реагенту, при необхідності нагрівають. Утворюється жовтий осад. Якщо розчин кислий, необхідно додати розчин CH_3COONa до pH 4 – 5.

3. Забарвлення полум'я. Леткі солі калію забарвлюють полум'я газового пальника в фіолетовий колір. Розглядаючи полум'я через синє скло можна виявити калій-іони у присутності йонів натрію, тому що синє скло поглинає жовті промені.

Для деяких реагентів на катіони I аналітичної групи наведена у табл. 2 (риска означає, що реакція між відповідними катіоном та реагентом не протікає).

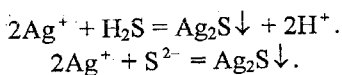
Таблиця 2 – Дія деяких реагентів на катіони I аналітичної групи

Реагент	Na^+	K^+	NH_4^+
NaOH	—	—	При нагріванні виділяється $\text{NH}_3 \uparrow$
$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	$\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6] \downarrow$ білий кристалічний	—	$\text{HSbO}_3 \downarrow$ білий аморфний
$\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_8$	$\text{NaZn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_9 \cdot 9\text{H}_2\text{O} \downarrow$ жовтий	—	—
$\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$	—	$\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \downarrow$ білий, розчиняється в кислотах, лугах, гарячій воді	$\text{NH}_4\text{HC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \downarrow$ білий, розчиняється в кислотах, лугах, гарячій воді
$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	—	$\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \downarrow$ жовтий, розчиняється в мінеральних кислотах, роз- кладається при нагріванні	$(\text{NH}_4)_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] \downarrow$ жовтий, розчиняється в мінеральних кис- лотах
$\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$	—	—	$[\text{HgOH}_6\text{NH}_2]\text{I} \downarrow$ червоно-бурний

3.1.2 Катіони другої аналітичної групи

Аргентум-іони

1. Сірководень H_2S і натрій сульфід Na_2S . При дії сірководню чи натрій сульфиду на розчин, що містить йони аргентуму, осаджується аргентум сульфід Ag_2S чорного кольору:



Аргентум сульфід не розчиняється в мінеральних кислотах за винятком нітратної кислоти:

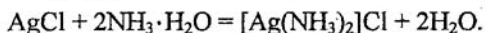


Заважають йони Cu(II) , Hg(II) , що утворюють сульфідні в сильнокислих розчинах.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони аргентуму, додають 1 – 2 краплі 30 % розчину CH_3COOH і 1 – 2 краплі натрій сульфиду. Утворюється чорний осад.

2. Хлориди (хлоридна кислота), броміди та йодиди лужних металів при взаємодії з йонами аргентуму утворюють осад AgCl , AgBr і AgI білого, світло-жовтого і жовтого кольорів, відповідно.

Аргентум хлорид розчиняється в розчині амоніаку:



При додаванні до отриманого розчину надлишку HNO_3 комплекс руйнується і знову випадає AgCl . В амоніаку AgI не розчиняється, AgBr розчиняється в концентрованому розчині амоніаку. Аргентум хлорид розчиняється в концентрованому розчині HCl внаслідок утворення комплексних йонів $[\text{AgCl}_2]^-$. Заважають йони Pb(II) .

Проведення реакції. До 3 – 4 крапель розчину, що містить йони аргентуму, додають 2 – 3 краплі 2 М HNO_3 і 3 – 4 краплі 2 М HCl (розчин KI). Утворюється осад білого (жовтого) кольору.

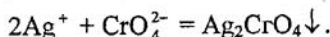
3. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з йонами аргентуму утворюють бурий осад аргентум оксиду:



Аргентум оксид розчиняється у надлишку амоніаку з утворенням $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ та не розчиняється у надлишку натрій гідроксиду.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони аргентуму, додають 1 – 2 краплі 2 М NaOH (2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Утворюється осад бурого кольору.

4. Калій хромат K_2CrO_4 . При додаванні калій хромату до нейтрального розчину солі аргентуму (pH 6,5 – 7,5) утворюється цегельно-червоний осад:

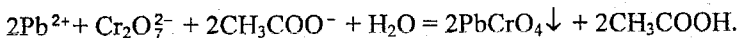


Аргентум хромат розчиняється у розведений HNO_3 , в амоніаку та не розчиняється в оцтовій кислоті.

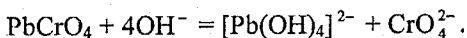
Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони аргентуму, додають 2 – 3 краплі розчину K_2CrO_4 . Утворюється цегельно-червоний осад.

Плюмбум-іони

1. Калій дихромат $K_2Cr_2O_7$, калій хромат K_2CrO_4 . При додаванні калій дихромату (хромату) до нейтрального чи оцтовокислого розчину солі плюмбуму утворюється жовтий осад:



Осад $PbCrO_4$ малорозчинний у розведених HNO_3 і HCl ; практично нерозчинний в амоніаку, оцтовій кислоті. Розчиняється в концентрованій HNO_3 з утворенням $Pb(NO_3)_2$ і $NaOH$:



Ця реакція дозволяє відрізнити $PbCrO_4$ від $BaCrO_4$, який не розчиняється в $NaOH$.

Заважають йони $Hg(II)$, $Ba(II)$, $Ag(I)$, які утворюють із хромат-іонами забарвлені осад.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони плюмбуму, додають 2 – 3 краплі 2 М CH_3COOH , 2 – 3 краплі CH_3COONa і 2 – 3 краплі $K_2Cr_2O_7$. Утворюється жовтий осад. Центрифугують, відокремлюють осад від розчину і до осаду додають 2 – 3 краплі 2 М $NaOH$. Осад розчиняється.

2. Калій іодид KI . Йони плюмбуму осаджуються іодид-іонами у вигляді жовтого осаду PbI_2 , який легко розчиняється при нагріванні і знову утворюється при охолодженні розчину. У надлишку KI осад розчиняється з утворенням $[PbI_4]^{2-}$.

Реакція неселективна: йони $Ag(I)$, $Hg(II)$, $Cu(II)$, $Fe(III)$, взаємодіють з KI . Тому для виявлення плюмбум-іонів попередньо осаджують йони плюмбуму (II) і аргентуму у вигляді хлоридів. При обробці цього осаду гарячою водою розчиняється тільки $PbCl_2$. До отриманого водного розчину після охолодження додають KI і спостерігають утворення жовтого осаду.

Проведення реакції. У пробірку до 2 – 3 крапель розчину, що містить йони плюмбуму, додають 2 краплі 2 М розчину CH_3COOH і 2 – 3 краплі KI . Утворюється жовтий осад. Нагрівають до кипіння і охолоджують. Випадає золотисто-жовтий осад у вигляді красивих блискучих пелюстків.

3. Хлоридна кислота HCl . При повільному додаванні HCl до розчину солі плюмбуму утворюється білий осад $PbCl_2$, який розчиняється у надлишку концентрованої HCl з утворенням $[PbCl_4]^{2-}$. $PbCl_2$ має порівняно високу розчинність у воді, для пониження якої до розчину додають етанол. Розчинність $PbCl_2$ зростає при нагріванні, що використовується для розділення $PbCl_2$ та $AgCl$.

Проведення реакції. До 3 – 4 крапель розчину, що містить йони

плумбуму, додають 2 – 3 краплі 2 М HNO_3 і 3 – 4 краплі 2 М HCl . Утворюється осад білого кольору.

Дія деяких реагентів на катіони II аналітичної групи наведена у табл. 3.

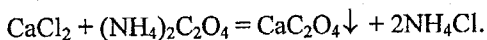
Таблиця 3 – Дія деяких реагентів на катіони II аналітичної групи

Реагент	Ag^+	Pb^{2+}
HCl	$\text{AgCl} \downarrow$ – білий, розчиняється в HCl (конц.), $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, не розчиняється в HNO_3	$\text{PbCl}_2 \downarrow$ – білий, розчиняється в гарячій воді
NaOH , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{Ag}_2\text{O} \downarrow$ – бурий, розчиняється в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{Pb(OH)}_2 \downarrow$ – білий, розчиняється в NaOH , HNO_3
$\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$	$\text{Ag}_4[\text{Fe(CN)}_6] \downarrow$ – жовтий	$\text{Pb}_2[\text{Fe(CN)}_6] \downarrow$ – жовто-білий, не розчиняється в кислотах
$\text{K}_3[\text{Fe(CN)}_6]$	$\text{Ag}_3[\text{Fe(CN)}_6] \downarrow$ – жовтогарячий, розчиняється в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	$\text{Pb}_3[\text{Fe(CN)}_6]_2 \downarrow$ – червоний, розчиняється в NaOH , HNO_3
Na_2CO_3	$\text{Ag}_2\text{CO}_3 \downarrow$ – білий, розчиняється в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, HNO_3	$(\text{PbOH})_2\text{CO}_3 \downarrow$ – білий, розчиняється в NaOH , HNO_3
NH_4SCN	$\text{AgSCN} \downarrow$ – білий, розчиняється в надлишку реагенту	$\text{Pb(SCN)}_2 \downarrow$ – білий, розчиняється в HNO_3
H_2SO_4	$\text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$ – білий, утворюється тільки в дуже концентрованих розчинах	$\text{PbSO}_4 \downarrow$ – білий, розчиняється в NaOH , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$
K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow$ – цегельно-червоний, розчиняється в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, HNO_3	$\text{PbCrO}_4 \downarrow$ – жовтий, розчиняється в NaOH , HNO_3
Na_2HPO_4	$\text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ – світло-жовтий, розчиняється в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, HNO_3	$\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$ – білий, розчиняється в NaOH , HNO_3
KI	$\text{AgI} \downarrow$ – жовтий, не розчиняється в HNO_3 і $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. розчиняється в $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{PbI}_2 \downarrow$ – жовтий, розчиняється в гарячій воді

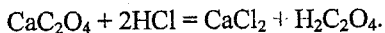
3.1.3 Катіони третьої аналітичної групи

Кальцій-іони

1. Амоній оксалат $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ утворює з йонами кальцію кристалічний осад CaC_2O_4 :

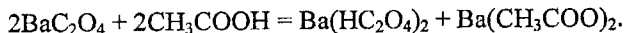


Осад не розчиняється в оцтовій кислоті CH_3COOH , розчиняється у сильних кислотах:



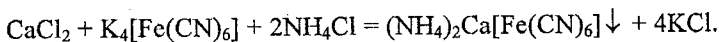
Заважають йони Ba(II) , що утворюють з $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ аналогічний осад. На відміну від кальцій оксалату, осад BaC_2O_4 розчиняється в

оцтовій кислоті:



Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони кальцію, додають 2 – 3 краплі розчину реагенту. Випадає білий осад.

2. Калій гексацианоферат(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у присутності NH_4Cl взаємодіє з йонами кальцію з утворенням білого кристалічного осаду:



Осад не розчиняється в CH_3COOH . Заважають йони $\text{Ba}(\text{II})$ і $\text{Mg}(\text{II})$.

Проведення реакції. На годинниковому склі перемішують краплю досліджуваного розчину з 2 – 3 краплями розчину реагенту, потім додають 1 – 2 краплі розчину NH_4Cl , краплю етанолу і знову перемішують. Помутніння чи поява кристалічного осаду вказує на присутність йонів кальцію. Годинникове скло можна помістити на чорний папір. Це покращує візуальне спостереження ознак реакції.

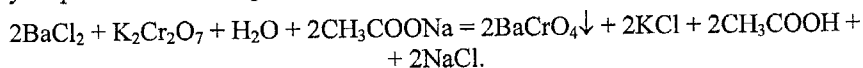
3. Сульфатна кислота (мікрокристалоскопічна реакція). У розведених розчинах йони кальцію утворюють із сульфатною кислотою характерні кристали $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Заважають йони $\text{Pb}(\text{II})$, $\text{Ba}(\text{II})$ у 10-кратному надлишку.

Проведення реакції. На предметне скло наносять краплю розчину солі кальцію, поруч наносять краплю H_2SO_4 (1:4). Скляною паличкою з'єднують краплі, через кілька хвилин розглядають під мікроскопом кристали (головним чином на краях краплі).

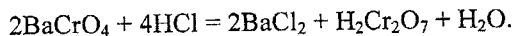
4. Забарвлення полум'я. Леткі солі кальцію забарвлюють полум'я газового пальника в цегельно-червоний колір.

Барій-іони

1. Калій дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в ацетатному буферному розчині утворює з йонами барію жовтий кристалічний осад:



Осад розчиняється у сильних кислотах, але не розчиняється в оцтовій кислоті:

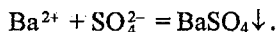


Заважають йони $\text{Hg}(\text{II})$, $\text{Ag}(\text{I})$, $\text{Pb}(\text{II})$, і $\text{Fe}(\text{III})$ тому, що утворюють забарвлені хромати; йони $\text{Ca}(\text{II})$ не утворюють осаду з $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ і не заважають виявленню йонів барію. Цю реакцію використовують і для розділення йонів $\text{Ba}(\text{II})$ та $\text{Ca}(\text{II})$.

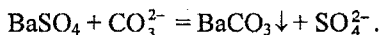
Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони барію, додають 3 – 4 краплі розчину CH_3COONa і 1 – 2 краплі розчину

калій дихромату. Пробірку нагрівають. Утворюється жовтий осад.

2. Сульфатна кислота та її солі утворюють з йонами барію білий кристалічний осад:



Осад не розчиняється в розведених сильних кислотах. Для розчинення BaSO_4 його спочатку переводять у BaCO_3 :



Для того, щоб довести реакцію перетворення BaSO_4 у BaCO_3 до кінця, осад BaSO_4 багаторазово обробляють насиченим розчином Na_2CO_3 , щоразу зливаючи рідину з осаду.

Зважають йони $\text{Pb}(\text{II})$, $\text{Ca}(\text{II})$, що утворюють малорозчинні сульфати; PbSO_4 можна відокремити від BaSO_4 обробкою осаду надлишком NaOH або $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ (30 %). При цьому PbSO_4 розчиняється за рахунок утворення $[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$ або $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони барію, додають 1 – 2 краплі 2 М H_2SO_4 чи сульфату лужного металу. Утворюється білий кристалічний осад.

3. Забарвлення полум'я. Леткі солі барію забарвлюють полум'я газового пальника в жовто-зелений колір.

Дія деяких реагентів на катіони III аналітичної групи наведена у табл. 4 (риска означає, що реакція між йоном та реагентом не протікає).

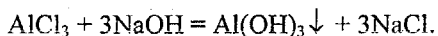
Таблиця 4 – Дія деяких реагентів на катіони III аналітичної групи

Реагент	Ba^{2+}	Ca^{2+}
H_2SO_4	$\text{BaSO}_4 \downarrow$ – білий, не розчиняється в кислотах	$\text{CaSO}_4 \downarrow$ – білий (осад утворюється при додаванні етанолу)
$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{BaC}_2\text{O}_4 \downarrow$ – білий, погано розчиняється в CH_3COOH , легко – в мінеральних кислотах	$\text{CaC}_2\text{O}_4 \downarrow$ – білий, не розчиняється в CH_3COOH . Розчиняється в мінеральних кислотах
K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{BaCrO}_4 \downarrow$ – жовтий, розчиняється в мінеральних кислотах, не розчиняється в CH_3COOH	—
Na_2HPO_4	$\text{BaHPO}_4 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах, в CH_3COOH	$\text{CaHPO}_4 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах, в CH_3COOH
Na_2CO_3	$\text{BaCO}_3 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах, в CH_3COOH	$\text{CaCO}_3 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах, в CH_3COOH
$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	—	$\text{Ca}(\text{NH}_4)_2[\text{Fe}(\text{CN})_6] \downarrow$ – білий (осад утворюється в середовищі NH_4Cl)

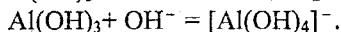
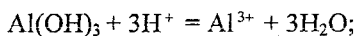
3.1.4 Катіони четвертої аналітичної групи

Алюміній-іони

1. Натрій гідроксид NaOH і амоніак NH₃·H₂O з йонами алюмінію утворюють білий осад алюміній гідроксиду:

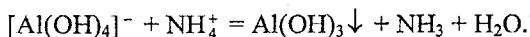


Алюміній гідроксид є амфотерною сполукою:



Алюміній гідроксид не розчиняється в NH₃·H₂O.

Осадження Al(OH)₃ досягається при pH ~ 5. При pH > 10 осад розчиняється з утворенням гідроксокомплексів. Додаванням NH₄Cl до лужного розчину можна понизити pH розчину та осадити алюміній гідроксид:



Алюмінат при кип'ятінні не розкладається, цим він відрізняється від хроміту.

Проведення реакцій. 1. До 3 – 4 крапель розчину, що містить йони алюмінію, обережно краплинами додають 2 М NaOH до утворення білого осаду алюміній гідроксиду. При додаванні надлишку лугу осад розчиняється. Якщо додати твердий NH₄Cl і нагріти, знову утвориться осад алюміній гідроксиду.

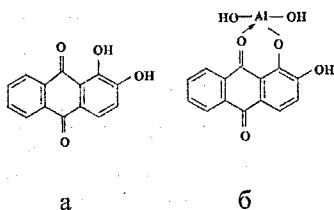
2. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони алюмінію, додають 2 – 3 краплі 2 М NH₃·H₂O. Утворюється білий осад.

2. Алізариновий червоний (а) з йонами алюмінію в лужному середовищі утворює осад яскраво-червоного кольору (б).

Йони феруму (III), хрому (III), мангану (II) заважають виявленню йонів алюмінію, оскільки утворюють з реагентами забарвлені сполуки. Для їхнього маскування використовують K₄[Fe(CN)₆], з яким заважаючі йони утворюють перозчинні у воді гексацианоферати.

Реакцію виявлення алюмінію можна проводити краплинним методом і в пробірці.

Проведення реакцій. 1. На фільтрувальний папір наносять краплю розчи-



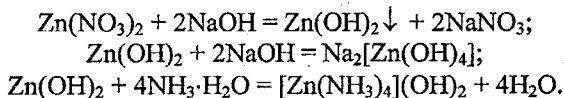
ну K₄[Fe(CN)₆], потім у центр вологої плями наносять краплю розчину, що містить йони алюмінію, доторкаючись до паперу кінчиком капіляра. Далі наносять краплю реагенту й обробляють пляму газоподібним амоніаком, для цього папір витримують

над отвором склянки з концентрованим розчином амоніаку. Фіолетову пляму, що утворюється, обробляють 1 М розчином CH_3COOH . Фіолетове забарвлення реагенту переходить у жовте і можна спостерігати червоне забарвлення сполуки алюмінію з реагентом.

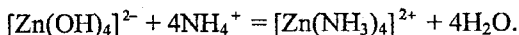
2. У пробірці до 2 – 3 крапель кислого розчину, що містить йони алюмінію, додають 2 – 3 краплі розчину алізарину, твердий натрій ацетат CH_3COONa до слабкокислого середовища і нагрівають. Випадає червоний осад.

Цинк-іони

1. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Лути осаджують йони цинку у вигляді білого осаду $\text{Zn}(\text{OH})_2$, який розчиняється у надлишку реагенту:

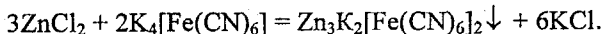


$\text{Zn}(\text{OH})_2$ розчиняється також в мінеральних кислотах. На відміну від алюмініатів та хромітів при нагріванні розчину цинкату в присутності солей амонію гідроксид не осаджується, а утворюється розчинний аміачний комплекс:

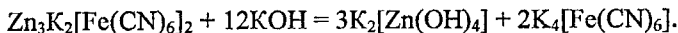


Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони цинку, додають 1 – 2 краплі 2 М NaOH (2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Утворюється осад білого кольору. При додаванні надлишку луку осад розчиняється.

2. Калій гексаціаноферат (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворює з йонами цинку в кислому середовищі білий осад змішаної солі:

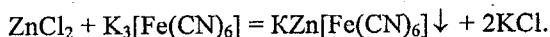


Заважають йони $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{Cu}(\text{II})$, $\text{Ag}(\text{I})$. Осад не розчиняється в кислотах, розчиняється в лугах:



Проведення реакції. До 1 – 2 крапель слабкокислого розчину, що містить йони цинку, додають 1 – 2 краплі розчину реагенту. Утворюється білий осад.

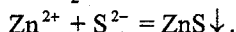
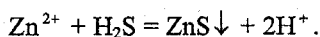
3. Калій гексаціаноферат (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворює з йонами цинку в кислому середовищі жовтий осад змішаної солі:



Заважають йони $\text{Fe}(\text{II})$, $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{Cu}(\text{II})$, $\text{Ag}(\text{I})$.

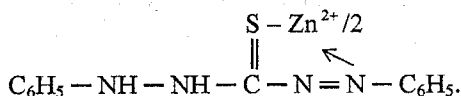
Проведення реакції. До 1 – 2 крапель слабкокислого розчину, що містить йони цинку, додають 1 – 2 краплі розчину реагенту. Утворюється жовтий осад.

4. Сірководень H_2S і натрій сульфід Na_2S . При дії сірководню чи натрій сульфиду на розчин, що містить йони цинку, осаджується цинк сульфід ZnS білого кольору:



Проведення реакцій. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони цинку, додають 1 – 2 краплі розчину Na_2S . Утворюється білий осад.

5. Дитизон утворює з йонами цинку внутрішньокмплексну сполуку, розчинну в органічних розчинниках (CCl_4 , CHCl_3):

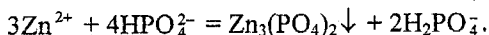


Ця сполука на відміну від дитизонатів інших катіонів забарвлює в лужному середовищі не тільки органічну, але і водну фазу в червоний колір. Заважають йони Ag(I) , Hg(II) , Pb(II) , Cu(II) , Co(II) , Ni(II) . Їх маскують тіосульфатом або осаджують у вигляді сульфідів.

Проведення реакцій. 1. До 3 – 4 крапель розчину, що містить йони цинку, додають 3 – 4 краплі 2 М NaOH . Краплю отриманого лужного розчину наносять капіляром на фільтрувальний папір. Плямю обводять по периферії капіляром з розчином дитизону в CCl_4 . Утворюється характерне червоне коло, яке порівнюють з контрольним дослідом. Для цього поруч наносять на папір краплю 2 М NaOH і також обводять по периферії капіляром з розчином дитизону в CCl_4 . Утворюється жовтогаряча пляма.

2. До 1 – 2 крапель досліджуваного розчину додають 1 – 2 краплі 20 % розчину натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, доводять рН розчину до 4 – 5 20 % розчином CH_3COOH . Екстрагують 0,02 % розчином дитизону в CCl_4 . У присутності цинку органічний та водний шари забарвлюються в червоний колір.

6. Натрій гідрогенфосфат Na_2HPO_4 утворює з йонами цинку білий гелеподібний осад цинк ортофосфату:

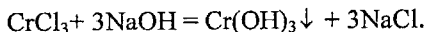


Осад розчиняється в сильних кислотах, оцтовій кислоті, лугах, амоніаку.

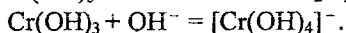
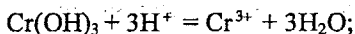
Проведення реакцій. До 2 – 3 крапель розчину солі цинку додають 2 – 3 краплі розчину Na_2HPO_4 . Утворюється осад білого кольору.

Хром (III)-іони

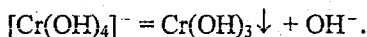
1. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Луги осаджують йони хрому (III) у вигляді сіро-зеленого (іноді фіолетового) осаду:



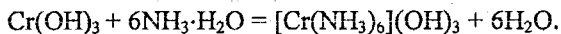
Хром (III) гідроксид є амфотерною сполукою:



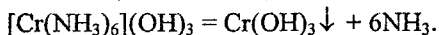
Хроміт розкладається при кип'ятінні:



Хром (III) гідроксид частково розчиняється в надлишку амоніаку:

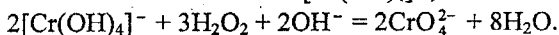
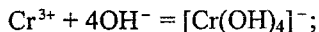


Аміачний комплекс при нагріванні руйнується:



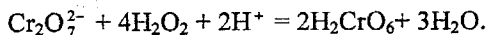
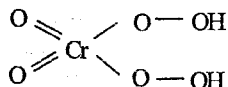
Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони хрому (III), додають 1 – 2 краплі 2 М NaOH (2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Утворюється осад сіро-зеленого кольору. При додаванні надлишку лугу осад розчиняється.

2. Гідроген пероксид H_2O_2 у лужному середовищі окиснює Cr(III) до Cr(VI):



Утворюється жовтий розчин натрій хромату.

При дії H_2O_2 на розчин хроматів у кислому середовищі утворюється надхромова кислота блакитного кольору H_2CrO_6 :



У водних розчинах надхромова кислота нестійка і швидко розкладається. Надхромова кислота більш стійка в органічних розчинниках (діетиловому етері, аміловому спирті та ін.). Реакція практично специфічна.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони хрому (III), додають краплями 2 М NaOH до утворення осаду хром гідроксиду і далі до його розчинення й утворення гідроксокомплексу. Потім додають 1 краплю 30 % чи 6 – 8 крапель 3 % розчину H_2O_2 і нагрівають. Утворюється жовтий розчин хромату. До частини отриманого розчину після охолодження додають 1 краплю 3 % розчину H_2O_2 , кілька крапель етеру і краплями при струшуванні сульфатну кислоту (1:4). Утворену пероксидну сполуку хрому екстрагують етером, органічний шар забарвлюється в синій колір.

Для деяких реагентів на катіони IV аналітичної групи наведена у табл. 5 (риска означає, що реакція між катіоном та реагентом не протікає).

Таблиця 5 – Для деяких реагентів на катіони IV аналітичної групи

Реагент	Al^{3+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}
NaOH	$Al(OH)_3 \downarrow$ – білий, розчиняється в надлишку реагенту, мінеральних кислотах	$Zn(OH)_2 \downarrow$ – білий, розчиняється в надлишку реагенту, мінеральних кислотах	$Cr(OH)_3 \downarrow$ – сіро-зелений, розчиняється в надлишку реагенту, мінеральних кислотах
$NH_3 \cdot H_2O$	$Al(OH)_3 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах	$Zn(OH)_2 \downarrow$ – білий, розчиняється в надлишку реагенту, мінеральних кислотах	$Cr(OH)_3 \downarrow$ – сіро-зелений, розчиняється в мінеральних кислотах, частково – в надлишку реагенту
$K_4[Fe(CN)_6]$	—	$Zn_3K_2[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$ – білий, не розчиняється в кислотах, розчиняється в лугах	—
$K_3[Fe(CN)_6]$	—	$KZn[Fe(CN)_6] \downarrow$ – жовтий	—
Na_2CO_3	$Al(OH)_3 \downarrow$ – білий	$(ZnOH)_2CO_3 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах, лугах, $NH_3 \cdot H_2O$	$Cr(OH)_3 \downarrow$ – сіро-зелений
Na_2HPO_4	$AlPO_4 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах, лугах, не розчиняється в CH_3COOH	$Zn_3(PO_4)_2 \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах, CH_3COOH , лугах, $NH_3 \cdot H_2O$	$CrPO_4 \downarrow$ – зелений, розчиняється в мінеральних кислотах, лугах, не розчиняється в CH_3COOH
Na_2S	$Al(OH)_3 \downarrow$ – білий	$ZnS \downarrow$ – білий, розчиняється в мінеральних кислотах	$Cr(OH)_3 \downarrow$ – сіро-зелений
Окисники (в лужному середовищі Br_2 , I_2 , H_2O_2 , кислomu – $(NH_4)_2S_2O_8$, $KMnO_4$)	—	—	В лужному середовищі CrO_4^{2-} – жовтий; в кислому середовищі $Cr_2O_7^{2-}$ – жовтого-рячий

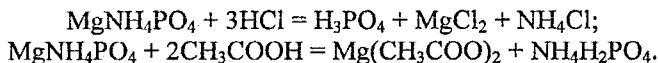
3.1.5 Катіони п'ятої аналітичної групи

Магній-іони

1. Натрій гідрофосфат Na_2HPO_4 утворює з йонами магнію в присутності аміачної буферної суміші при pH 9 білий кристалічний осад $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:



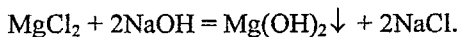
Осад розчиняється в сильних кислотах і в оцтовій кислоті:



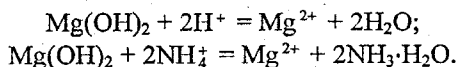
Заважають йони, що утворюють малорозчинні фосфати.

Проведення реакції. До 1–2 крапель розчину, що містить йони магнію, додають 2–3 краплі 2 М NH_4Cl , 1 краплю розчину Na_2HPO_4 і при перемішуванні краплинами додають 2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до появи запаху амоніаку (pH ~ 9). Випадає білий кристалічний осад.

2. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з йонами магнію утворюють білий осад магній гідроксиду:



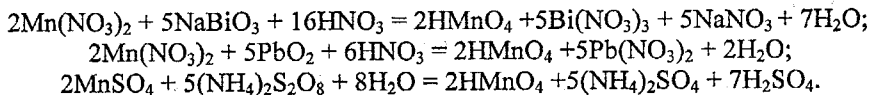
Осад розчиняється в мінеральних кислотах і солях амонію:



Проведення реакції. До 2–3 крапель розчину, що містить йони магнію, додають 2–3 краплі 2 М NaOH (2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) до утворення білого осаду магній гідроксиду. При додаванні розчину солі амонію осад розчиняється.

Манган (II)-іони

1. Натрій бісмутат NaBiO_3 , плюмбум (IV) оксид PbO_2 , натрій персульфат $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ в кислому середовищі при нагріванні швидко окиснюють йони мангану (II) до перманганатної кислоти HMnO_4 , що має характерне червоно-фіолетове забарвлення:



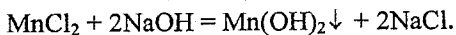
Натрій бісмутат окиснює йони мангану (II) на відміну від інших окисників без нагрівання. Окиснення амоній персульфатом проводять в присутності каталізатора – йонів Ag^+ . Заважають відновники, у тому числі хлорид-іони і надлишок $\text{Mn}(\text{II})$.

Проведення реакції. 1. До краплі розчину солі мангану (II) додають краплю концентрованої HNO_3 , 3 – 4 краплі води і невелику кількість твердого натрій бісмутату. Розчин забарвлюється в червоно-фіолетовий колір.

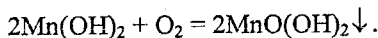
2. В окрему пробірку вносять 2 – 3 мг PbO_2 (на кінчику шпателя), додають 5 – 6 крапель води, 3 – 4 краплі концентрованої HNO_3 і нагрівають. Через 1 – 2 хвилини центрифугують, до прозорого центрифугату додають 1 – 2 краплини розчину солі мангану (II). Розчин забарвлюється в червоно-фіолетовий колір.

3. До 5 – 6 крапель розчину $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ додають краплю 2 М H_2SO_4 , 1 – 2 краплі концентрованої H_3PO_4 , 1 – 2 краплі розчину AgNO_3 і нагрівають. До нагрітої суміші за допомогою скляної палички додають мінімальну кількість розчину солі мангану (II), що не містить хлорид-іонів. Розчин забарвлюється в малиновий колір.

2. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з йонами мангану (II) утворюють білий осад манган (II) гідроксиду:

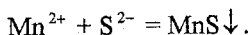


Осад не розчиняється в лугах, розчиняється в мінеральних кислотах. На повітрі манган (II) гідроксид буріє внаслідок окиснення до $\text{MnO}(\text{OH})_2$:



Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони мангану (II), додають 2 – 3 краплі 2 М NaOH (2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) до утворення білого осаду.

3. Натрій сульфід Na_2S . При дії натрій сульфіду на розчин, що містить йони мангану (II), осаджується манган (II) сульфід MnS світло-рожевого кольору:

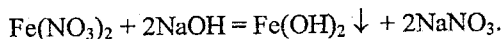


Манган (II) сульфід розчиняється в мінеральних кислотах, не розчиняється в лугах.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони мангану (II), додають 1 – 2 краплі розчину Na_2S . Утворюється світло-рожевий осад.

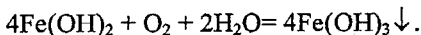
Ферум (II)-іони

1. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Луги осаджують йони феруму (II) у вигляді білого осаду $\text{Fe}(\text{OH})_2$:



Свіжоосаджений $\text{Fe}(\text{OH})_2$ легко розчиняється в сильних кислотах та солях амонію. На повітрі ферум (II) гідроксид швидко зеленіє і посту-

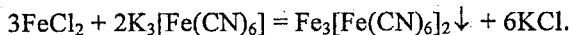
пово буріє внаслідок окиснення до ферум (III) гідроксиду:



Зелене забарвлення зумовлене наявністю проміжних продуктів окиснення складу $\text{Fe}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони феруму (II), додають 2 – 3 краплі 2 М NaOH (2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Утворюється осад білого кольору, який переходить в сіро-зелений, потім – в бурий.

2. Калій гексаціаноферат (III) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ утворює з йонами феруму (II) синій осад, який називається турбулевою синню:

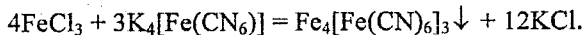


Осад не розчиняється в кислотах, але розкладається лугами з виділенням гідроксидів $\text{Fe}(\text{II}, \text{III})$. Реакція специфічна.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони феруму (II), додають 1 – 2 краплі розчину реагенту. Утворюється синій осад.

Ферум (III)-іони

1. Калій гексаціаноферат (II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ з йонами феруму (III) утворює темно-синій осад берлінської блакиті:



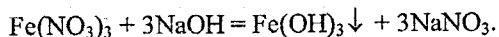
Заважають великі кількості йонів металів, що дають забарвлені осад з калій гексаціанофератом (II).

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони $\text{Fe}(\text{III})$ і має рН 1 – 3, додають 1 – 2 краплі реагенту. Спостерігають утворення темно-синього осаду.

2. Амоній (калій) тіоціанат NH_4SCN (KSCN) у слабкокислих розчинах утворює з $\text{Fe}(\text{III})$ розчинні комплексні сполуки червоного кольору $[\text{Fe}(\text{SCN})_n]^{(3-n)+}$, де $n = 1 - 6$. Реакція оборотна, тому при додаванні надлишку реагенту інтенсивність забарвлення підсилюється. Заважають аніони, що утворюють з $\text{Fe}(\text{III})$ стійкі комплексні сполуки (фосфати, оксалати, фториди та ін.).

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони феруму (III), додають краплю розчину NH_4SCN . З'являється червоне забарвлення розчину.

3. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Луги осаджують йони феруму (III) у вигляді бурого осаду $\text{Fe}(\text{OH})_3$:



Осад розчиняється в сильних кислотах.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони феруму (III), додають 2 – 3 краплі 2 М NaOH (конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Утворю-

ється осад бурого кольору.

Дія деяких реагентів на катіони V аналітичної групи наведена у табл. 6 (риска означає, що реакція між катіоном та реагентом не протікає).

Таблиця 6 – Дія деяких реагентів на катіони V аналітичної групи

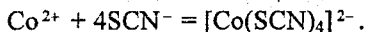
Реагент	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺
NaOH, NH ₃ ·H ₂ O	Mg(OH) ₂ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах, со- лях амонію	Mn(OH) ₂ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах	Fe(OH) ₂ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах, со- лях амонію	Fe(OH) ₃ ↓ бурий, розчиняється в мінеральних кислотах
K ₄ [Fe(CN) ₆]	—	Mn ₂ [Fe(CN) ₆] ↓ білий	Fe ₂ [Fe(CN) ₆] ↓ білий, на по- віттрі синіє	Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ↓ синій
K ₃ [Fe(CN) ₆]	—	Mn ₃ [Fe(CN) ₆] ↓ бурий	Fe ₃ [Fe(CN) ₆] ↓ синій	Fe[Fe(CN) ₆] бурий
Na ₂ CO ₃	(MgOH) ₂ CO ₃ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах	MnCO ₃ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах	Fe(OH) ₂ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах, со- лях амонію	FeOHCO ₃ ↓ бурий, розчиняється в мінеральних кислотах
Na ₂ HPO ₄	MgNH ₄ PO ₄ ↓ білий (утво- рюється в присутності NH ₃ ·H ₂ O і NH ₄ Cl), розчиняється в мінеральних кислотах	Mn ₃ (PO ₄) ₂ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах, CH ₃ COOH	Fe ₃ (PO ₄) ₂ ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах, CH ₃ COOH	FePO ₄ ↓ світло-жовтий, розчиняється в мінеральних кислотах, не розчиняється в CH ₃ COOH
Na ₂ S	MgS ↓ білий, розчиняється в мінеральних кислотах	MnS ↓ світло- рожевий, розчиняється в мінеральних кислотах	FeS ↓ чорний, розчиняється в мінеральних кислотах	Fe ₂ S ₃ ↓ чорний, розчиняється в мінеральних кислотах
NH ₄ SCN	—	—	—	[Fe(SCN) _n] ⁽³⁻ⁿ⁾⁺ , n = 1 – 6 червоний

3.1.6 Катіони шостої аналітичної групи

Кобальт-іони

1. Амоній (калій) тіоціанат NH₄SCN (KSCN) в оцтовокислому

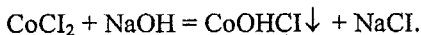
розчині при pH 4 – 5 з йонами кобальту (II) утворює забарвлені в синій колір комплексні йони $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$:



Оксигеновмісні розчинники (етери, ацетон, ізоаміловий спирт) екстрагують темно-синій малостійкий комплекс кобальту. Для зменшення дисоціації комплексних сполук необхідно ввести великий надлишок тіоціанату. Заважають йони феруму (III), які маскують додаванням фторид-іонів.

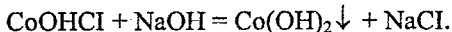
Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони кобальту (II), додають твердий тіоціанат амонію (калію) або його насичений розчин, твердий фторид амонію, 5 – 7 крапель ізоамілового спирту (етеру, ацетону) і струшують. Шар органічного розчинника забарвлюється в синій колір.

2. Натрій гідроксид NaOH з йонами кобальту (II) утворює синій осад основної солі:



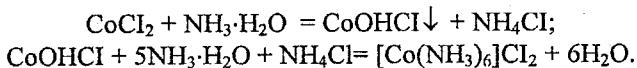
Осад розчиняється в мінеральних кислотах.

Рожевий осад кобальт (II) гідроксиду отримують при нагріванні основної солі:

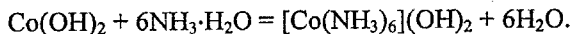


Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони кобальту (II), додають 3 – 4 краплі 2 М NaOH до утворення синього осаду основної солі. Нагрівають вміст пробірки на водяній бані; утворюється осад рожевого кольору.

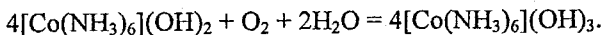
3. Амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Основна сіль кобальту (II), яка утворюється при дії на розчин, що містить йони кобальту (II), амоніаку, розчиняється в надлишку реагенту з утворенням забарвлених в брудно-жовтий колір комплексних йонів $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$:



Кобальт (II) гідроксид також реагує з амоніаком:



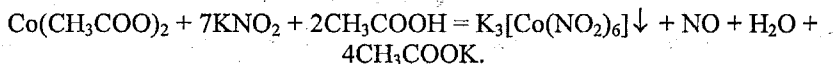
На повітрі $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ окиснюється до $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$, забарвлення розчину змінюється на вишнево-червоне:



Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони кобальту (II), додають 2 – 3 краплі 2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ до утворення синього осаду основної солі. При додаванні концентрованого $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ осад роз-

чиняється.

4. Калій нітрит KNO_2 в оцтовокислому розчині при pH 4 – 5 утворює з йонами кобальту (II) жовтий осад:

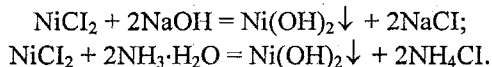


З розведених розчинів осад утворюється через деякий час після нагрівання. Цю реакцію використовують для відділення кобальту від йонів, що заважають.

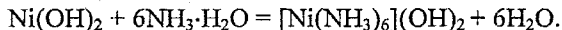
Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони кобальту (II), додають 2 краплі 2 М CH_3COOH , 2 краплі розчину CH_3COONa і твердий KNO_2 . Суміш нагрівають кілька хвилин. Утворюється жовтий осад.

Нікол-іони

1. Натрій гідроксид NaOH і амоніак $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з йонами ніколу (II) утворюють зелений осад нікол (II) гідроксиду:

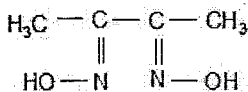


Осад не розчиняється в NaOH , розчиняється в мінеральних кислотах, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ з утворенням забарвлених в блакитний колір комплексних йонів $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$:

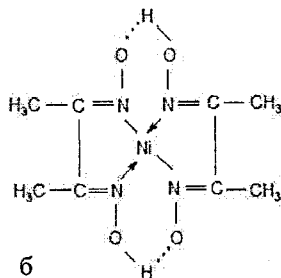


Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони ніколу (II), додають 3 – 4 краплі 2 М NaOH (2 М $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) до утворення зеленого осаду гідроксиду. При додаванні концентрованого $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ осад розчиняється.

2. Диметилгліоксим (а) утворює з йонами ніколу (II) в інтервалі pH 5 – 10 малорозчинну у воді комплексну сполуку яскраво-червоного кольору структури (б):



а



3 диметилгліоксимом утворюють комплексні сполуки також

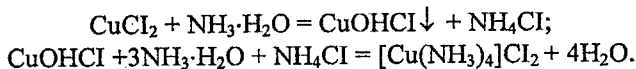
Cu(II) (жовтогогарячого кольору), Fe(II) (червонуватого кольору) Co(II) (коричнево-червоного кольору). Якщо попередньо окиснити Fe(II) до Fe(III) і Co(II) до Co(III), нікол-іони можна виявити в присутності 200-кратних кількостей цих елементів. При виявленні йонів ніколу в амоніачних розчинах у присутності йонів металів, що утворюють забарвлені гідроксиди, додають цитрати і тартрати для запобігання випаданню гідроксидів.

Проведення реакцій. 1. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони Ni(II), додають 1 – 2 краплі 1 % етанольного розчину диметилгліоксиму і 1 – 2 краплі 2 M NH₃·H₂O. Утворюється яскраво-червоний осад.

2. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони Ni(II), додають концентрований NH₃·H₂O до розчинення осаду, що утворюється. На фільтрувальний папір наносять послідовно 1 краплю розчину Na₂HPO₄, краплю розчину, що містить йони [Ni(NH₃)₆]²⁺, краплю розчину Na₂HPO₄, краплю розчину диметилгліоксиму. Крапля в цілому, або її периферія, забарвлюється в червоний колір.

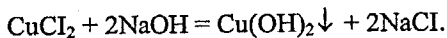
Купрум (II)-іони

1. Амоніак NH₃·H₂O при взаємодії з йонами купруму (II) спочатку осаджує основну сіль світло-зеленого кольору, легкорозчинну в надлишку реагенту (при pH > 9 утворюються аміачні комплекси купруму (II) інтенсивно-синього кольору):



Проведення реакцій. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони купруму (II), додають великий надлишок розчину амоніаку до pH > 9. Поява інтенсивно-синього забарвлення вказує на присутність купрум (II)-іонів.

2. Натрій гідроксид NaOH при взаємодії з йонами купруму (II) утворює осад купрум (II) гідроксиду синього кольору:



Осад розчиняється в надлишку амоніаку з утворенням [Cu(NH₃)₄]²⁺.

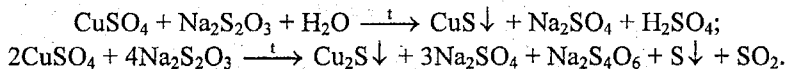
Проведення реакцій. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони купруму (II), додають 3 – 4 краплі 2 M NaOH до утворення синього осаду гідроксиду. При додаванні концентрованого NH₃·H₂O осад розчиняється.

3. Калій гексаціаноферат (II) K₄[Fe(CN)₆] при pH ≤ 7 осаджує йони купруму (II) у вигляді червоно-бурого осаду Cu₂[Fe(CN)₆], який розчиняється в амоніаку з утворенням аміакату купруму. Заважають йони Fe(III), Ni(II), Co(II), які утворюють з реагентом забарвлені осадки. Тому їх попередньо відокремлюють чи зв'язують у стійкі розчинні ком-

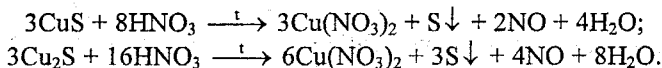
плексні сполуки. При дуже малих концентраціях купруму (II) осад не випадає, але розчин забарвлюється в рожевий колір.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони купруму (II) ($\text{pH} \leq 7$), додають 1 – 2 краплі розчину реагенту. Утворюється червоно-бурий осад.

3. Натрій тіосульфат $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при нагріванні осаджує йони купруму (II) у вигляді чорного (CuS) або темно-бурого (Cu_2S) осаду:

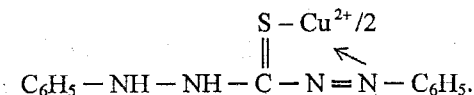


Купрум (I) сульфід утворюється при додаванні надлишку реагенту. Cu_2S та CuS розчиняються при нагріванні в розбавленій нітратній кислоті:



Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони купруму (II) додають кристалічний $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і нагрівають пробірку. Утворюється темно-бурий або чорний осад. Утворення жовтого осаду свідчить про відсутність купрум (II)-іонів у досліджуваному розчині.

4. Дитизон при pH 1 – 4 з йонами $\text{Cu}(\text{II})$ утворює внутрішньомолекулярну сполуку червоно-фіолетового кольору, яка екстрагується CHCl_3 і CCl_4 :



Заважають йони $\text{Ag}(\text{I})$ і $\text{Hg}(\text{II})$. Якщо як маскуючий реагент використовувати KI при pH 1 – 2, то купрум (II)-іони можна виявити дитизоном в присутності йонів інших металів.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель досліджуваного розчину з pH 1 – 2 додають 5 – 6 крапель 5 % розчину KI і екстрагують 0,02 % розчином реагенту в CCl_4 . У присутності купрум (II)-іонів органічний шар забарвлюється в червоно-фіолетовий колір.

Меркурій (II)-іони

1. Сірководень H_2S , сульфідні лужних металів з йонами меркурію (II) у кислих розчинах (6 – 7 М HCl) утворюють чорний осад HgS . За таких умов разом із HgS осаджується сульфід купруму (II).

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони меркурію (II), додають 3 – 4 краплі концентрованої HCl , 3 – 4 краплі розчину натрій сульфіді і нагрівають. Утворюється чорний осад HgS .

2. Калій іодид KI утворює з йонами меркурію (II) червоний осад HgI_2 . Меркурій іодид розчиняється в надлишку KI .

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель розчину, що містить йони меркурію (II), краплинами додають розчин KI до утворення осаду HgI_2 і надлишок до розчинення осаду й утворення $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

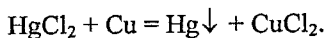
3. Натрій гідроксид NaOH утворює з йонами меркурію (II) осад меркурій (II) оксиду жовтого кольору:



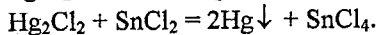
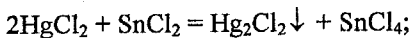
Осад розчиняється в мінеральних кислотах, не розчиняється у надлишку реагенту.

Проведення реакції. До 2 – 3 крапель розчину, що містить йони меркурію (II), додають 3 – 4 краплі 2 М NaOH до утворення жовтого осаду.

4. Відновлення Hg(II) до Hg(I) і металевої ртуті. Для відновлення йонів Hg(II) використовують Al, Zn, Cu, Fe та інші метали, йони Sn(II), Fe(II). Під дією металів на йони меркурію (II) виділяється металева ртуть:

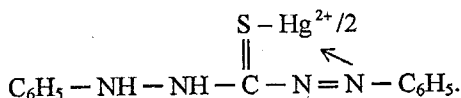


Реакції в хлориднокислих розчинах у присутності йонів Sn(II) можуть бути подані рівняннями:



Проведення реакції. До 3 – 4 крапель розчину, що містить йони меркурію (II), додають 2 – 3 краплі 4 М HCl і 2 – 3 краплі розчину станум (II) хлориду. Утворюється білий осад Hg_2Cl_2 , що темніє з часом.

5. Дитизон у розчинах мінеральних кислот утворює з йонами Hg(II) внутрішньокомплексну сполуку жовтогарячого кольору, яка екстрагується CHCl_3 і CCl_4 :



Заважають йони аргентуму. Для їх видалення екстракт струшують з 1 М HCl.

Проведення реакції. До 1 – 2 крапель досліджуваного розчину додають 1 – 2 краплі 6 М H_2SO_4 і екстрагують 0,002 % розчином реагенту в CCl_4 . У присутності йонів меркурію (II) органічний шар забарвлюється в жовтогарячий колір. Якщо в досліджуваному розчині присутні йони Ag(I), органічну фазу струшують з 1 М HCl.

Для деяких реагентів на катіони VI аналітичної групи наведена у табл. 7 (риска означає, що реакція між йоном та реагентом не протікає).

Таблиця 7 – Дія деяких реагентів на катіони VI аналітичної групи

Реагент	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺
NH ₃ · H ₂ O	Синій осад основної солі; при нагріванні – Co(OH) ₂ ↓ рожевий, розчиняється в надлишку реагенту, в кислотах	Ni(OH) ₂ ↓ зелений, розчиняється в надлишку реагенту, в кислотах	Світло-зелений осад основної солі, розчиняється в надлишку реагенту, в кислотах	Білий осад, що містить комплексний катіон [NH ₂ Hg] ⁺
NaOH	Синій осад основної солі; при нагріванні – Co(OH) ₂ ↓ рожевий, розчиняється в NH ₃ · H ₂ O, в кислотах	Ni(OH) ₂ ↓ зелений, розчиняється в NH ₃ · H ₂ O, в кислотах	Cu(OH) ₂ ↓ синій, розчиняється в NH ₃ · H ₂ O, в кислотах	HgO ↓ жовтий, розчиняється в кислотах
K ₄ [Fe(CN) ₆]	Co ₂ [Fe(CN) ₆] ↓ світло-зелений	Ni ₂ [Fe(CN) ₆] ↓ жовто-зелений, не розчиняється в кислотах	Cu ₂ [Fe(CN) ₆] ↓ червоно-коричневий, не розчиняється в кислотах; розчиняється в NH ₃ · H ₂ O	Hg ₂ [Fe(CN) ₆] ↓ коричневий, не розчиняється в кислотах
K ₃ [Fe(CN) ₆]	Co ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓ буро-червоний	Ni ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓ жовто-бурий	Cu ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓ жовто-зелений, розчиняється в NH ₃ · H ₂ O	Hg ₃ [Fe(CN) ₆] ₂ ↓ жовтий
Na ₂ CO ₃	(CoOH) ₂ CO ₃ ↓ рожевий, розчиняється в кислотах, в NH ₃ · H ₂ O	Зелений осад	(CuOH) ₂ CO ₃ ↓ світло-зелений, розчиняється в кислотах, в NH ₃ · H ₂ O	(HgOH) ₂ CO ₃ ↓ червоний, розчиняється в кислотах
Na ₂ HPO ₄	Co ₃ (PO ₄) ₂ ↓ фіолетовий, розчиняється в кислотах, в NH ₃ · H ₂ O	Ni ₃ (PO ₄) ₂ ↓ зелений, розчиняється в кислотах, в NH ₃ · H ₂ O	Світло-блакитний осад, розчиняється в кислотах, в NH ₃ · H ₂ O	Hg ₃ (PO ₄) ₂ ↓ білий, розчиняється в кислотах
Na ₂ S	CoS ↓ чорний, розчиняється в HNO ₃ при нагріванні	NiS ↓ чорний, не розчиняється в кислотах	CuS ↓ чорний, розчиняється в HNO ₃ при нагріванні	HgS ↓ чорний, розчиняється в суміші конц. HNO ₃ і конц. HCl
NH ₄ SCN	(NH ₄) ₂ [Co(SCN) ₄] синій	—	Cu(SCN) ₂ ↓ чорний, розчиняється в кислотах	Hg(SCN) ₂ ↓ білий, розчиняється в кислотах

3.2 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

3.2.1 Лабораторна робота № 1. Характерні реакції катіонів I – III аналітичних груп

Мета роботи: ознайомитись з якісними реакціями на катіони I – III аналітичних груп та набутти практичних навичок їх виконання.

В табл. 8 наведено варіанти експериментальних завдань, які передбачають проведення характерних реакцій на чотири катіони I – III аналітичних груп. Завдання виконується у такій послідовності:

- до розчину солі відповідного катіона додати реагент, наведений у рядку “Перший реагент”;
- до отриманого продукту реакції додати реагент, наведений у рядку “Другий реагент” (якщо наведено кілька реагентів, отриманий продукт першої реакції потрібно розділити на відповідне число частин; кожен реагент потрібно додавати до окремої частини);
- записати рівняння реакцій у молекулярному і йонному вигляді та спостереження.

При проведенні експериментальних досліджень та оформленні роботи слід використовувати матеріал розділів 3.1.1 – 3.1.3.

Таблиця 8 – Варіанти експериментальних завдань

Варіант 1				
Катіон	K^+	NH_4^+	Pb^{2+}	Ca^{2+}
Перший реагент	$NaHC_4H_4O_6$	$NaOH$ (2 М) при нагріванні	$NaOH$ (2 М)	H_2SO_4 (1 М)
Другий реагент	1. $NaOH$ (2 М) 2. HCl (1 М)		1. HNO_3 (1 М) 2. $NaOH$ (2 М)	Етанол
Варіант 2				
Катіон	Na^+	Ag^+	Pb^{2+}	Ba^{2+}
Перший реагент	$K[Sb(OH)_6]$	HCl (1 М)	KI	H_2SO_4 (1 М)
Другий реагент		1. HCl (конц.) 2. Нагрівання	Нагрівання з наступним охолодженням	1. HCl (1 М) 2. CH_3COOH
Варіант 3				
Катіон	K^+	NH_4^+	Ag^+	Ba^{2+}
Перший реагент	$Na_3[Co(NO_2)_6]$	$K_2[HgI_4] + KOH$ (реактив Неслера)	K_2CrO_4	K_2CrO_4
Другий реагент			$NH_3 \cdot H_2O$ (конц.)	CH_3COOH

Продовження таблиці 8

Варіант 4				
Катіон	Na^+	Pb^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}
Перший реагент	$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	K_2CrO_4	Na_2CO_3	$(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$
Другий реагент		1. HNO_3 (1 M) 2. NaOH (2 M)	1. HCl (1 M)	CH_3COOH при нагріванні
Варіант 5				
Катіон	NH_4^+	Pb^{2+}	Ag^+	Ba^{2+}
Перший реагент	$\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$ (реактив Неслера)	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	NaOH (2M)	Na_2CO_3
Другий реагент		1. NaOH (2 M) 2. HNO_3 (1 M)	1. NaOH (2 M) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	HCl (1 M)
Варіант 6				
Катіон	K^+	NH_4^+	Ag^+	Ba^{2+}
Перший реагент	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	NaOH (2 M) при нагріванні	HCl (1 M)	H_2SO_4
Другий реагент			1. HCl (конц.) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	HNO_3 (1 M)
Варіант 7				
Катіон	NH_4^+	Pb^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}
Перший реагент	NaOH (2 M) при нагріванні	H_2SO_4 (1 M)	H_2SO_4 (1 M)	H_2SO_4 (1 M)
Другий реагент		1. NaOH (2 M) 2. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$	Етанол	
Варіант 8				
Катіон	Na^+	K^+	Ag^+	Ca^{2+}
Перший реагент	$\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$	$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$	Na_2HPO_4	Na_2CO_3
Другий реагент			1. HNO_3 (1 M) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	1) HNO_3 (1 M) 2) CH_3COOH

Продовження таблиці 8

Варіант 9				
Катіон	K ⁺	Pb ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺
Перший реагент	NaHC ₄ H ₄ O ₆	K ₄ [Fe(CN) ₆]	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄
Другий реагент			1. CH ₃ COOH при нагріванні 2. HNO ₃ (1 М)	1. CH ₃ COOH при нагріванні 2. HNO ₃ (1 М)
Варіант 10				
Катіон	K ⁺	Pb ²⁺	Ag ⁺	Ca ²⁺
Перший реагент	NaHC ₄ H ₄ O ₆	HCl (1 М)	HCl (1 М)	(NH ₄) ₂ C ₂ O ₄
Другий реагент	1. NaOH (2 М) 2. HCl (1 М)	Нагрівання	Нагрівання	
Варіант 11				
Катіон	NH ₄ ⁺	Na ⁺	Pb ²⁺	Ca ²⁺
Перший реагент	NaOH (2 М) при нагріванні	K[Sb(OH) ₆]	NaOH (2 М)	K ₄ [Fe(CN) ₆] в середовищі NH ₄ Cl
Другий реагент			1. NaOH (2 М) 2. HNO ₃ (1 М)	
Варіант 12				
Катіон	K ⁺	NH ₄ ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺
Перший реагент	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	Na ₃ [Co(NO ₂) ₆]	KI	CaSO ₄ ·H ₂ O (гіпсова вода)
Другий реагент	Нагрівання	Нагрівання	1. HNO ₃ (1 М) 2. NaOH (2 М)	

3.2.2 Лабораторна робота № 2. Аналіз суміші катіонів I – III аналітичних груп

Мета роботи: за допомогою характерних реакцій виявити наявні в суміші катіони.

Катіони NH₄⁺ виявляють дробною реакцією в окремій частині розчину, що аналізують, дією розчину NaOH при нагріванні. Йони амонію та катіони II та III аналітичних груп необхідно видалити з розчину, який аналізують, оскільки вони заважають виявленню йонів K⁺ і Na⁺.

Для виявлення йонів Na⁺ до окремої частини розчину додають K₂CO₃ і нагрівають до повного видалення амоніаку. Осад відокремлюють центрифугуванням і в подальшому аналізі не використовують. Центрифугу-

гати нейтралізують оцтовою кислотою (при необхідності упарюють), охолоджують і виявляють йони натрію.

Для виявлення йонів K^+ до окремої частини розчину, що аналізують, додають Na_2CO_3 і нагрівають до повного видалення амоніаку. Осад відокремлюють центрифугуванням і в подальшому аналізі не використовують. Центрифугат нейтралізують оцтовою кислотою (при необхідності упарюють), охолоджують і виявляють йони калію.

Катіони II аналітичної групи осаджують з вихідного розчину дією 2 М розчину HCl у вигляді перозчинних хлоридів ($AgCl$, $PbCl_2$). Осад відокремлюють центрифугуванням і аналізують згідно з систематичним ходом аналізу суміші катіонів II аналітичної групи.

Центрифугат містить катіони III аналітичної групи, його аналізують згідно з систематичним ходом аналізу суміші катіонів III аналітичної групи.

Експериментальні дослідження слід проводити у послідовності, наведеній у табл. 9. Перед проведенням аналізу суміші, що містить катіони I – III аналітичних груп, рекомендуємо ознайомитись зі схемою розділення (додаток Б). При проведенні експериментальних досліджень та оформленні роботи слід використовувати матеріал розділів 3.1.1 – 3.1.3.

Таблиця 9 – Систематичний аналіз суміші катіонів I – III аналітичних груп

Послідовність проведення аналізу	
1. Виявлення йонів NH_4^+ в окремій пробі дією розчину луку при нагріванні:	$NH_4^+ \xrightarrow{NaOH, t} NH_3 \uparrow.$
2. Видалення йонів NH_4^+ та катіонів II і III аналітичних груп із окремої проби перед виявленням йонів K^+ дією розчину Na_2CO_3 при нагріванні з наступним відділенням осаду центрифугуванням:	$NH_4^+ \xrightarrow{Na_2CO_3, t} NH_3 \uparrow;$ $Me^{n+} \xrightarrow{Na_2CO_3, t} \text{осади карбонатів та основних солей катіонів II і III аналітичних груп.}$
3. Нейтралізація розчину 2 розчином CH_3COOH до $pH \sim 7$.	
4. Виявлення йонів K^+ у розчині 3 реагентами $NaHC_4H_4O_6$ або $Na_3[Co(NO_2)_6]$:	$K^+ \xrightarrow{NaHC_4H_4O_6} KHC_4H_4O_6 \downarrow;$ $K^+ \xrightarrow{Na_3[Co(NO_2)_6]} K_2Na[Co(NO_2)_6] \downarrow.$

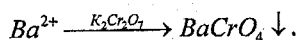
Продовження таблиці 9

Послідовність проведення аналізу	
5. Видалення йонів NH_4^+ та катіонів II і III аналітичних груп із окремої проби перед виявленням йонів Na^+ дією розчину K_2CO_3 при нагріванні з наступним відділенням осаду центрифугуванням:	
$NH_4^+ \xrightarrow{K_2CO_3, t} NH_3 \uparrow;$ $Me^{n+} \xrightarrow{K_2CO_3, t} \text{осади карбонатів та основних солей катіонів II і III аналітичних груп.}$	
6. Нейтралізація розчину 5 розчином CH_3COOH до pH ~ 7.	
7. Виявлення йонів Na^+ в розчині 6 реагентами $K[Sb(OH)_6]$ або $Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8$:	
$Na^+ \xrightarrow{K[Sb(OH)_6]} Na[Sb(OH)_6] \downarrow;$ $Na^+ \xrightarrow{Zn(UO_2)_3(CH_3COO)_8} NaZn(UO_2)_3(CH_3COO)_9 \cdot 9H_2O \downarrow.$	
8. Відокремлення катіонів II аналітичної групи з вихідного розчину дією 2 М розчину HCl з наступним відділенням осаду центрифугуванням:	
$Ag^+ \xrightarrow{HCl} AgCl \downarrow;$ $Pb^{2+} \xrightarrow{HCl} PbCl_2 \downarrow.$	
Через порівняно високу розчинність $PbCl_2$ осаджується не повністю і Pb^{2+} частково залишається у розчині.	
9. Відокремлення йонів Pb^{2+} з осаду 8 додаванням води і нагріванням з наступним відділенням осаду центрифугуванням:	
$PbCl_2 \downarrow \xrightarrow{H_2O, t} Pb^{2+}.$	
10. Виявлення йонів Pb^{2+} в центрифугаті 9 реагентами KI або K_2CrO_4 :	
$Pb^{2+} \xrightarrow{KI} PbI_2 \downarrow;$ $Pb^{2+} \xrightarrow{K_2CrO_4} PbCrO_4 \downarrow.$	
11. Розчинення осаду 9 концентрованим розчином амоніаку:	
$AgCl \xrightarrow{NH_3, H_2O} [Ag(NH_3)_2]^+.$	
12. Виявлення йонів Ag^+ реагентами HNO_3 і KI :	
$[Ag(NH_3)_2]Cl \xrightarrow{HNO_3} AgCl \downarrow;$ $[Ag(NH_3)_2]^+ \xrightarrow{KI} AgI \downarrow.$	

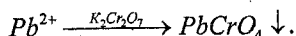
Продовження таблиці 9

Послідовність проведення аналізу

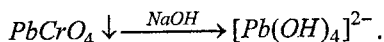
13. Виявлення йонів Ba^{2+} у окремій частині центрифугату 8 дією розчинів CH_3COONa і $K_2Cr_2O_7$:



Якщо йони Pb^{2+} виявлено:

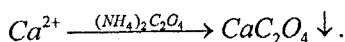


Для виявлення йонів Ba^{2+} в присутності Pb^{2+} на утворений осад діють 2 М розчином $NaOH$. Повне розчинення осаду свідчить про відсутність йонів Ba^{2+} :



14. Відділення $BaCrO_4$ дією на центрифугат 8 розчинів CH_3COONa і $K_2Cr_2O_7$ при нагріванні (1 – 2 хвилини) з наступним відокремленням осаду центрифугуванням.

15. Виявлення йонів Ca^{2+} у центрифугаті 14 дією розчину $(NH_4)_2C_2O_4$:



Оформлення лабораторної роботи проводити у відповідності з послідовністю проведення аналізу (табл. 9), наводити доданий реагент, спостереження, рівняння реакцій, що протікали при цьому (розділення або виявлення) та висновок про наявність або відсутність катіону у суміші після кожного етапу дослідження.

3.2.3 Лабораторна робота № 3. Характерні реакції катіонів IV – VI аналітичних груп

Мета роботи: ознайомитись з якісними реакціями на катіони IV – VI аналітичних груп та набути практичних навичок їх виконання.

В табл. 10 наведено варіанти експериментальних завдань, які передбачають проведення характерних реакцій на чотири катіони IV – VI аналітичних груп. Завдання виконується у такій послідовності:

- до розчину солі відповідного катіона додати реагент, наведений у рядку “Перший реагент”;
- до отриманого продукту реакції додати реагент, наведений у рядку “Другий реагент” (якщо наведено кілька реагентів, отриманий продукт першої реакції потрібно розділити на відповідне число частин; кожен реагент потрібно додавати до окремої частини);
- записати рівняння відповідних реакцій у молекулярному і йонному вигляді та спостереження.

При проведенні експериментальних досліджень та оформленні роботи слід використовувати матеріал розділів 3.1.4 – 3.1.6.

Таблиця 10 – Варіанти експериментальних завдань

Варіант 1				
Катіон	Zn ²⁺	Mg ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺
Перший реагент	NH ₃ ·H ₂ O (конц.)	Na ₂ HPO ₄ в присутності NH ₄ Cl та NH ₃ ·H ₂ O	NH ₄ SCN	NH ₄ SCN
Другий реагент	1. HCl (1 M) 2. NH ₃ ·H ₂ O (конц.)	HCl (1 M)		
Варіант 2				
Катіон	Al ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺
Перший реагент	NaOH (2 M)	K ₃ [Fe(CN) ₆]	K ₄ [Fe(CN) ₆]	NaOH
Другий реагент	1. NaOH (2 M) 2. NH ₃ ·H ₂ O (2 M)			1. HNO ₃ (1 M) 2. NH ₃ ·H ₂ O (конц.)
Варіант 3				
Катіон	Al ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺
Перший реагент	Алізарин	NaOH (2 M)	NaOH (2 M)	Na ₂ S ₂ O ₃ при нагріванні
Другий реагент		1. NaOH (2 M) 2. HNO ₃ (1 M)	1. NaOH (2 M) 2. HNO ₃ (1 M)	
Варіант 4				
Катіон	Al ³⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺
Перший реагент	NH ₃ ·H ₂ O (2 M)	NaOH (2 M)	K ₃ [Fe(CN) ₆]	K ₄ [Fe(CN) ₆]
Другий реагент	1. NH ₃ ·H ₂ O (2 M) 2. NaOH (2 M)	1. NaOH (2 M) 2. NH ₄ Cl		
Варіант 5				
Катіон	Zn ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺
Перший реагент	NaOH (2 M)	Na ₂ HPO ₄	NH ₃ ·H ₂ O (2 M)	KI
Другий реагент	1. NaOH (2 M) 2. NH ₃ ·H ₂ O (конц.)		HCl (1M)	

Продовження таблиці 10

Варіант 6				
Катіон	Cr^{3+}	Mg^{2+}	Mn^{2+}	Ni^{2+}
Перший реагент	NaOH (2 М)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)	NaOH (2 М)	Диметил-глюксим в середовищі $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)
Другий реагент	1. NaOH (2 М) 2. HCl (1 М)	1. HNO_3 (1 М) 2. NH_4Cl	HNO_3 (1 М)	
Варіант 7				
Катіон	Zn^{2+}	Al^{3+}	Mg^{2+}	Co^{2+}
Перший реагент	NaOH (2 М)	NaOH (2 М)	Na_2HPO_4 в присутності NH_4Cl та $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)
Другий реагент	1. NaOH (2 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	1. NaOH (2 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)		$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)
Варіант 8				
Катіон	Cr^{3+}	Mn^{2+}	Ni^{2+}	Co^{2+}
Перший реагент	H_2O_2 в середовищі NaOH	Na_2CO_3	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)	Na_2HPO_4
Другий реагент			$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)
Варіант 9				
Катіон	Zn^{2+}	Fe^{3+}	Co^{2+}	Ni^{2+}
Перший реагент	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Na_2HPO_4	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)
Другий реагент			$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)
Варіант 10				
Катіон	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Mg^{2+}	Cu^{2+}
Перший реагент	H_2O_2 в середовищі NaOH	Na_2CO_3	NaOH (2 М)	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)
Другий реагент		HCl (1 М)	1. HNO_3 (1 М) 2. NH_4Cl	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)

Варіант 11				
Катіон	Al^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Co^{2+}
Перший реагент	NaOH (2 М)	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	NH_4SCN	NH_4SCN
Другий реагент	1. NaOH (2 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)			
Варіант 12				
Катіон	Zn^{2+}	Mg^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}
Перший реагент	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 М)	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	NaOH (2 М)
Другий реагент		1. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.) 2. NH_4Cl		1. HCl (1 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)

3.2.4 Лабораторна робота № 4. Аналіз суміші катіонів IV – VI аналітичних груп

Мета роботи: за допомогою характерних реакцій виявити наявні у суміші катіони.

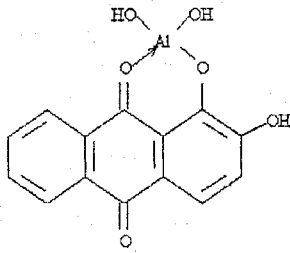
За забарвленням вихідного розчину роблять попередні висновки про можливу присутність забарвлених йонів. Катіони Fe^{2+} , Fe^{3+} виявляють дробними реакціями в окремих частинах розчину, що аналізують.

Катіони IV аналітичної групи відділяють від суміші катіонів V – VI груп дією групового реагенту. Катіони IV групи залишаються в розчині, а катіони V – VI груп утворюють осаді відповідних гідроксидів. Осад відокремлюють центрифугуванням. Центрифугат аналізують згідно з систематичним ходом аналізу суміші катіонів IV аналітичної групи.

Для розділення катіонів V і VI аналітичних груп до центрифугату додають надлишок концентрованого розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і 3 % H_2O_2 , при цьому катіони V аналітичної групи утворюють осад відповідних гідроксидів, а катіони VI групи залишаються в розчині у вигляді аміакатів. Подальший аналіз осаду і розчину здійснюють відповідно до схеми ходу аналізу суміші катіонів V та VI аналітичних груп, відповідно.

Експериментальні дослідження слід проводити у послідовності, наведеній у табл. 11. Перед проведенням аналізу рекомендуємо ознайомитись зі схемою розділення суміші катіонів IV – VI груп (додаток В). При проведенні експериментальних досліджень та оформленні роботи слід використовувати матеріал розділів 3.1.4 – 3.1.6.

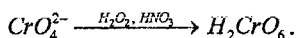
Таблиця 11 – Систематичний аналіз суміші катіонів IV–VI аналітичних груп

Послідовність проведення аналізу	
1. Виявлення йонів феруму (II) в окремій пробі дією розчину $K_3[Fe(CN)_6]$:	$Fe^{2+} \xrightarrow{K_3[Fe(CN)_6]} Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$.
2. Виявлення йонів феруму (III) в окремій пробі дією розчину NH_4SCN :	$Fe^{3+} \xrightarrow{NH_4SCN} Fe(SCN)_3$.
3. Відділення катіонів IV групи від катіонів V, VI аналітичних груп дією надлишку 2 М розчину $NaOH$ в присутності кількох краплин 3 % розчину H_2O_2 з наступним відокремленням осаду центрифугуванням:	$Al^{3+} \xrightarrow{NaOH} Al(OH)_3 \downarrow \xrightarrow{\text{надл. } NaOH} [Al(OH)_4]^-;$ $Zn^{2+} \xrightarrow{NaOH} Zn(OH)_2 \downarrow \xrightarrow{\text{надл. } NaOH} [Zn(OH)_4]^{2-};$ $Cr^{3+} \xrightarrow{NaOH} Cr(OH)_3 \downarrow \xrightarrow{\text{надл. } NaOH, H_2O_2} CrO_4^{2-}.$
При цьому катіони V, VI груп утворюють осад: $Fe(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, $MnO(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, $Co(OH)_2$, HgO .	
4. Відділення гідроксоаніонів $[Al(OH)_4]^-$ з центрифугату 3 дією кристалічного NH_4Cl при нагріванні з наступним відокремленням осаду центрифугуванням:	$[Al(OH)_4]^- \xrightarrow{NH_4Cl, t} Al(OH)_3 \downarrow;$ $[Zn(OH)_4]^{2-} \xrightarrow{NH_4Cl} [Zn(NH_3)_4]^{2+}.$
5. Розчинення осаду 4 дією 2 М HCl :	$Al(OH)_3 \xrightarrow{HCl} Al^{3+}.$
6. Виявлення йонів Al^{3+} дією на розчин 5 розчину алізарину:	$Al^{3+} \xrightarrow{\text{АЛІЗАРИН, } NaOH}$ 
7. Виявлення катіонів Zn^{2+} у центрифугаті 4 дією розчину $K_4[Fe(CN)_6]$:	$[Zn(NH_3)_4]^{2+} \xrightarrow{K_4[Fe(CN)_6]} K_2Zn_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow.$

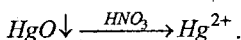
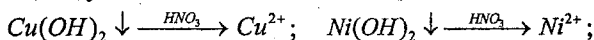
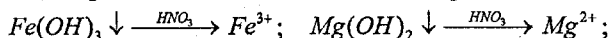
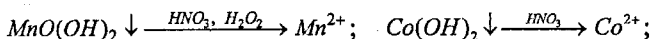
Продовження таблиці 11

Послідовність проведення аналізу

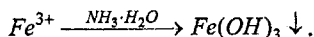
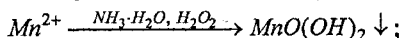
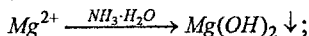
8. Якщо вихідний розчин містить Cr^{3+} , центрифугат 4 буде мати жовте забарвлення. Наявність іонів CrO_4^{2-} у центрифугаті 4 доводять дією розчину H_2O_2 в середовищі HNO_3 в присутності ізоамілового спирту:



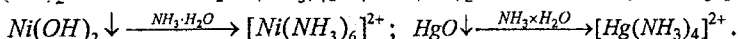
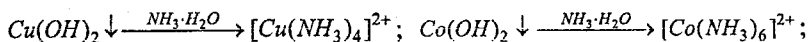
9. Розчинення осаду катіонів V, VI аналітичних груп дією HNO_3 в присутності кількох краплин 3 % розчину H_2O_2 на осад 3:



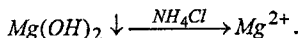
10. Осадження катіонів V аналітичної групи з розчину 9 дією $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.) та 1–2 краплин 3 % розчину H_2O_2 з наступним відокремленням осаду центрифугуванням:



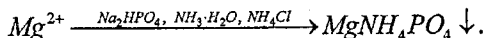
При цьому катіони VI аналітичної групи залишаються у розчині у вигляді аміакатів:



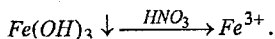
11. Відділення катіонів Mg^{2+} дією на осад 10 розчином NH_4Cl з наступним відокремленням осаду центрифугуванням:



12. Виявлення іонів Mg^{2+} у центрифугаті 11 дією Na_2HPO_4 в присутності аміачного буферного розчину:



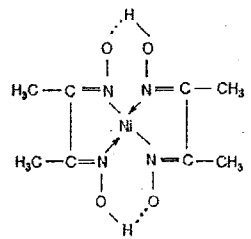
13. Відділення катіонів Fe^{3+} дією розчину HNO_3 на осад 11 з наступним відокремленням осаду центрифугуванням:



Продовження таблиці 11

Послідовність проведення аналізу	
14. Розчинення осаду 13 дією розчину HNO_3 в присутності 2 – 3 краплин 3 % розчину H_2O_2 :	
$\text{MnO}(\text{OH})_2 \downarrow \xrightarrow{\text{HNO}_3, \text{H}_2\text{O}_2} \text{Mn}^{2+}.$	
Надлишок H_2O_2 видаляють нагріванням у водяній бані.	
15. Виявлення йонів Mn^{2+} дією на розчин 14 NaBiO_3 або $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$:	
$\text{Mn}^{2+} \xrightarrow{\text{NaBiO}_3, \text{HNO}_3} \text{MnO}_4^-; \quad \text{Mn}^{2+} \xrightarrow{(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8, \text{Ag}^+} \text{MnO}_4^-.$	
16. Аміачні комплекси Cu^{2+} та Ni^{2+} забарвлені у синій колір, Co^{3+} – в бурій. За забарвленням центрифугату 10 роблять попередній висновок про наявність цих катіонів.	
Руйнування аміакатів у розчині 10 дією 2 М H_2SO_4 :	
$\begin{aligned} [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} &\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{Cu}^{2+}; & [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} &\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{Ni}^{2+}; \\ [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} &\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{Co}^{2+}; & [\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+} &\xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{Hg}^{2+}. \end{aligned}$	
17. Відділення йонів Cu^{2+} та Hg^{2+} від інших йонів VI аналітичної групи дією кристалічного $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при нагріванні на розчин 16 з наступним відокремленням осаду центрифугуванням:	
$\begin{aligned} \text{Cu}^{2+} &\xrightarrow{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, t} \text{Cu}_2\text{S} \downarrow; \\ \text{Hg}^{2+} &\xrightarrow{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3, t} \text{HgS} \downarrow. \end{aligned}$	
Центрифугат містить йони Ni^{2+} та Co^{2+} .	
18. Відділення Cu_2S від HgS з осаду 17 дією HNO_3 (1 М) при нагріванні:	
$\text{Cu}_2\text{S} \downarrow \xrightarrow{\text{HNO}_3, t} \text{Cu}^{2+}.$	
HgS в цих умовах не розчиняється.	
19. Виявлення йонів Cu^{2+} у розчині 18 дією $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.):	
$\text{Cu}^{2+} \xrightarrow{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}.$	
20. Розчинення осаду 18 дією бромної води в присутності HCl при нагріванні або в суміші HNO_3 (конц.) і HCl (конц.):	
$\begin{aligned} \text{HgS} \downarrow &\xrightarrow{\text{Br}_2, \text{HCl}, t} \text{HgCl}_2 + \text{S} \downarrow; \\ \text{HgS} \downarrow &\xrightarrow{\text{конц. HNO}_3, \text{конц. HCl}} \text{HgCl}_2. \end{aligned}$	
21. Виявлення йонів Hg^{2+} у розчині 20 дією розчину SnCl_2 :	
$\text{HgCl}_2 \xrightarrow{\text{SnCl}_2} \text{Hg} \downarrow.$	

Продовження таблиці 11

Послідовність проведення аналізу	
22. Виявлення йонів Co^{2+} у центрифугаті 17 дією розчину NH_4SCN в присутності ізоамілового спирту або ацетону:	$\text{Co}^{2+} \xrightarrow{\text{NH}_4\text{SCN}} (\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4].$
23. Виявлення йонів Ni^{2+} у центрифугаті 17 дією реактиву Чугасва (диметилглюксиму):	$\text{Ni}^{2+} \xrightarrow{\text{ДИМЕТИЛГЛЮКСИМ}}$ 

Оформлення лабораторної роботи проводити у відповідності з послідовністю проведення аналізу (табл. 11), наводити доданий реагент, спостереження, рівняння реакцій, що протікали при цьому (розділення або виявлення) та висновок про наявність або відсутність катіону у суміші після кожного етапу виявлення.

3.2.5 Лабораторна робота № 5. Аналіз суміші катіонів I – VI аналітичних груп

Мета роботи: за допомогою характерних реакцій виявити наявні в суміші катіони.

За забарвленням вихідного розчину роблять попередні висновки про можливу присутність або відсутність забарвлених йонів.

Катіони NH_4^+ , Fe^{2+} , Fe^{3+} виявляють дробними реакціями в окремих порціях розчину, що аналізують. Йони амонію та катіони II – VI аналітичних груп необхідно вилучити з розчину, який аналізують, оскільки вони заважають виявленню йонів K^+ і Na^+ .

Для виявлення йонів Na^+ до окремої порції розчину додають K_2CO_3 і нагрівають до повного видалення амоніаку. Осад відокремлюють центрифугуванням і в подальшому аналізі не використовують. Центрифугат нейтралізують оцтовою кислотою (при необхідності упарюють), охолоджують і виявляють йони натрію.

Для виявлення йонів K^+ до окремої порції розчину, що аналізують, додають Na_2CO_3 і нагрівають до повного видалення амоніаку. Осад відокремлюють центрифугуванням і в подальшому аналізі не використовують.

Центрифугат нейтралізують оцтовою кислотою (при необхідності упарюють), охолоджують і виявляють йони калію.

Катіони II аналітичної групи осаджують з вихідного розчину дією 2 М розчину HCl у вигляді нерозчинних хлоридів (AgCl , PbCl_2). Осад відокремлюють центрифугуванням і аналізують згідно з систематичним ходом аналізу суміші катіонів II аналітичної групи.

Центрифугат містить катіони III – VI аналітичних груп та катіони Pb^{2+} (через порівняно високу розчинність PbCl_2 у водних розчинах). До центрифугату додають розчин 1 М H_2SO_4 та етанолу, при цьому утворюється осад (BaSO_4 , CaSO_4 , PbSO_4). Його відокремлюють центрифугуванням, промивають розчинами амоній ацетату або луку до повного видалення катіонів Pb^{2+} і аналізують згідно з систематичним ходом аналізу суміші катіонів III аналітичної групи.

З центрифугату, що містить катіони I, IV – VI аналітичних груп, відділяють катіони IV аналітичної групи від суміші катіонів V – VI груп дією групового реагенту. Катіони IV групи залишаються в розчині у вигляді гідросокомплексів, а катіони V – VI груп утворюють осаді відповідних гідроксидів. Осад відокремлюють центрифугуванням. Центрифугат аналізують згідно з систематичним ходом аналізу суміші катіонів IV аналітичної групи.

Для розділення катіонів V і VI аналітичних груп до центрифугату додають надлишок концентрованого розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ і 3 % H_2O_2 при цьому катіони V аналітичної групи утворюють осад відповідних гідроксидів, а катіони VI групи залишаються в розчині у вигляді аміакатів. Подальший аналіз осаду і розчину здійснюють відповідно до схеми ходу аналізу суміші катіонів V та VI аналітичних груп, відповідно.

Експериментальні дослідження слід проводити у послідовності, наведених у табл. 12. Перед проведенням аналізу суміші скласти схему розділення суміші катіонів I – VI аналітичних груп за прикладом схем розділення суміші катіонів I – III та IV – VI груп (див. додаток Б та В). Схеми реакцій, наведених в табл. 9 і 11, в табл. 12 не подані.

Таблиця 12 – Систематичний аналіз суміші катіонів I – VI аналітичних груп

Послідовність проведення аналізу
1. Виявлення йонів NH_4^+ в окремій пробі дією розчину луку при нагріванні.
2. Виявлення йонів феруму (II) в окремій пробі дією розчину $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
3. Виявлення йонів феруму (III) в окремій пробі дією розчину NH_4SCN .
4. Видалення йонів NH_4^+ із окремої проби перед виявленням йонів K^+ дією розчину Na_2CO_3 при нагріванні. Осад відокремлюють центрифугуванням і в подальшому аналізі не використовують.
5. Нейтралізація розчину 4 розчином CH_3COOH до $\text{pH} \sim 7$.
6. Виявлення йонів K^+ у розчині 5 реагентами $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ або $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$.

Продовження таблиці 12

Послідовність проведення аналізу	
7. Видалення йонів NH_4^+ із окремої проби перед виявленням йонів Na^+ дією розчину K_2CO_3 при нагріванні. Осад відокремлюють центрифугуванням і в подальшому аналізі не використовують.	
8. Нейтралізація розчину 7 розчином CH_3COOH до $\text{pH} \sim 7$.	
9. Виявлення йонів Na^+ в розчині 8 реагентами $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ або $\text{Zn}(\text{UO}_2)_3(\text{CH}_3\text{COO})_8$.	
10. Відокремлення катіонів II аналітичної групи з вихідного розчину дією 2 М розчину HCl з наступним відділенням осаду центрифугуванням.	
11. Дослідження осаду 10 проводять за схемою систематичного ходу аналізу суміші катіонів II аналітичної групи (див. лабораторну роботу № 2, етапи 9 – 12).	
12. Осадження катіонів III аналітичної групи та йонів Pb^{2+} з центрифугату 10 дією розчину H_2SO_4 в присутності $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ при нагріванні.	
$\text{Ba}^{2+} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t} \text{BaSO}_4 \downarrow; \quad \text{Ca}^{2+} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}, t} \text{CaSO}_4 \downarrow;$ $\text{Pb}^{2+} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4, t} \text{PbSO}_4 \downarrow.$	
Промивання осаду водою, що містить H_2SO_4 .	
13. Відокремлення PbSO_4 від осаду 12 дією 30 %-го розчину $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ або 2 М розчину NaOH з наступним відокремленням осаду центрифугуванням:	
$\text{PbSO}_4 \downarrow \xrightarrow{\text{CH}_3\text{COONH}_4} \text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2; \quad \text{PbSO}_4 \downarrow \xrightarrow{\text{NaOH}} [\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}.$	
Після центрифугування досліджують осад сульфатів катіонів III аналітичної групи.	
14. Переведення сульфатів в карбонати дією на осад 13 насиченим розчином Na_2CO_3 при нагріванні та перемішуванні:	
$\text{BaSO}_4 \downarrow \xrightarrow{\text{Na}_2\text{CO}_3} \text{BaCO}_3 \downarrow; \quad \text{CaSO}_4 \downarrow \xrightarrow{\text{Na}_2\text{CO}_3} \text{CaCO}_3 \downarrow.$	
Осад відділяють центрифугуванням, центрифугат в подальшому аналізі не використовують. Осад карбонатів розчиняють дією 2 М розчину CH_3COOH :	
$\text{BaCO}_3 \downarrow \xrightarrow{\text{CH}_3\text{COOH}} \text{Ba}^{2+}; \quad \text{CaCO}_3 \downarrow \xrightarrow{\text{CH}_3\text{COOH}} \text{Ca}^{2+}.$	
15. Виявлення і відокремлення йонів барію дією на розчин 14 розчином $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в присутності CH_3COONa з наступним відділенням осаду центрифугуванням.	
16. Виявлення йонів кальцію в центрифугаті 15 дією розчину $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.	
17. Відокремлення катіонів IV групи від катіонів V, VI аналітичних груп з центрифугату 12 дією надлишку 2 М розчину NaOH в присутності 3 % H_2O_2 з наступним відокремленням осаду центрифугуванням.	

Продовження таблиці 12

Послідовність проведення аналізу
18. Відділення гідроксоаніонів $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ з центрифугату 17 дією кристалічного NH_4Cl при нагріванні з наступним відокремленням осаду центрифугуванням.
19. Розчинення осаду 18 дією 2 М розчину HCl .
20. Виявлення йонів Al^{3+} дією на розчин 19 розчину алізарину.
21. Виявлення катіонів Zn^{2+} у центрифугаті 18 дією розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
22. Виявлення йонів CrO_4^{2-} у центрифугаті 18 дією розчинів H_2O_2 в середовищі HNO_3 в присутності ізоамілового спирту.
23. Розчинення осаду катіонів V, VI аналітичних груп дією HNO_3 в присутності 3 % розчину H_2O_2 на осад 17.
24. Осадження катіонів V аналітичної групи з розчину 23 дією конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ та H_2O_2 з наступним відокремленням осаду центрифугуванням. При цьому катіони VI аналітичної групи залишаються у розчині у вигляді аміакатів.
25. Відділення катіонів Mg^{2+} дією на осад 24 розчином NH_4Cl з наступним відокремленням осаду центрифугуванням.
26. Виявлення йонів Mg^{2+} у центрифугаті 25 дією Na_2HPO_4 в присутності аміачного буферного розчину.
27. Відділення катіонів Fe^{3+} дією розчину HNO_3 на осад 25 з наступним відокремленням осаду центрифугуванням.
28. Розчинення осаду 27 дією розчину HNO_3 в присутності H_2O_2 .
29. Виявлення йонів Mn^{2+} дією на розчин 29 NaBiO_3 або $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$.
30. Руйнування аміакатів у розчині 24 під дією 2 М розчину H_2SO_4 .
31. Відділення йонів Cu^{2+} та Hg^{2+} від інших катіонів VI аналітичної групи дією кристалічного $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ при нагріванні на розчин 30 з наступним відділенням осаду центрифугуванням.
32. Відділення Cu_2S від HgS з осаду 31 дією HNO_3 (1 М) при нагріванні. HgS в цих умовах не розчиняється.
33. Виявлення йонів Cu^{2+} в розчині 32 дією конц. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
34. Розчинення осаду 32 дією бромної води в присутності HCl при нагріванні або в суміші конц. HNO_3 і HCl .
35. Виявлення йонів Hg^{2+} у розчині 34 дією розчину SnCl_2 .
36. Виявлення йонів Co^{2+} у центрифугаті 31 дією розчину NH_4SCN в присутності ізоамілового спирту (ацетону).
37. Виявлення йонів Ni^{2+} у центрифугаті 31 дією реактиву Чутасва (диметилгліоксиму).

Оформлення лабораторної роботи проводити у відповідності з послідовністю проведення аналізу (табл. 12), наводити доданий реагент, спостереження, рівняння реакцій, що протікали при цьому (розділення або виявлення) та висновок про наявність або відсутність катіону у суміші.

3.3 РЕАКЦІЇ ВИЯВЛЕННЯ АНІОНІВ

Класифікація аніонів ґрунтується на різній розчинності солей барію та аргентуму (табл. 13). Аніони I аналітичної групи осаджуються барій хлоридом з нейтральних або слабо лужних розчинів у вигляді відповідних солей барію. До II групи відносяться аніони, солі аргентуму яких не розчиняються у воді та у мінеральних кислотах. Аніони, які не мають групового реагенту, утворюють III групу.

Таблиця 13 – Аналітична класифікація аніонів

Аналітична група	Груповий реагент	Аніони
I	BaCl ₂	SO ₄ ²⁻ , SO ₃ ²⁻ , CO ₃ ²⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻ , SiO ₃ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , C ₂ O ₄ ²⁻ , F ⁻ – аніони, які з Ba ²⁺ утворюють нерозчинні у воді солі
II	AgNO ₃ в присутності HNO ₃	Cl ⁻ , I ⁻ , Br ⁻ , S ²⁻ , SCN ⁻ – аніони, які з Ag ⁺ утворюють нерозчинні у воді солі
III	відсутній	NO ₃ ⁻ , NO ₂ ⁻ , CH ₃ COO ⁻ – аніони, які не утворюють з Ag ⁺ і Ba ²⁺ нерозчинні у воді солі

3.3.1 Аніони першої аналітичної групи

Першу групу аніонів у свою чергу можна поділити на три підгрупи (табл. 14). До першої підгрупи належать аніони, барієві солі яких не розчиняються в мінеральних кислотах і воді, а саме – сульфат-іони. Друга підгрупа I групи аніонів характеризується тим, що барієві солі їх не розчиняються в оцтовій кислоті й воді, але розчиняються в мінеральних кислотах. Третя підгрупа – решта аніонів I групи, барієві солі яких не розчиняються у воді, але розчиняються в оцтовій і мінеральних кислотах.

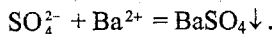
Розподіл аніонів на підгрупи дає можливість за розчинністю барієвих солей встановити наявність у досліджуваному розчині однієї з підгруп або всіх трьох підгруп.

Таблиця 14 – Розподіл аніонів I групи на підгрупи

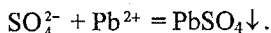
Підгрупа	Розчинність барієвих солей	Аніони, які належать до цієї підгрупи
Перша	Барієві солі не розчиняються у воді, октвовій і мінеральних кислотах	SO_4^{2-} – сульфат-іони
Друга	Барієві солі не розчиняються у воді та в октвовій кислоті	SO_3^{2-} – сульфїт-іони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ – оксалат-іони F^- – фторид-іони
Третя	Барієві солі не розчиняються у воді, але розчиняються у кислотах	CO_3^{2-} – карбонат-іони SiO_3^{2-} – силікат-іони PO_4^{3-} – фосфат-іони $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ – тіосульфат-іони

Сульфат-іони

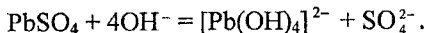
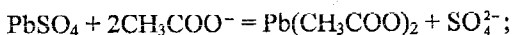
1. Барій хлорид BaCl_2 при взаємодії із сульфат-іонами утворює білий кристалічний осад, який практично не розчиняється у воді і кислотах:



2. Плюмбум нітрат $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ при взаємодії із сульфат-іонами утворює білий кристалічний осад:

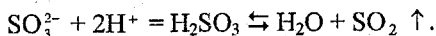


Цей осад практично не розчиняється у воді і кислотах, але добре розчиняється в амоній ацетаті та лугах:

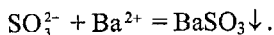


Сульфїт-іони

1. Розведені сильні кислоти (H_2SO_4 , HCl) виділяють із сульфїтів сульфур (IV) оксид (сірчистий газ), який можна виявити за різким специфічним запахом:



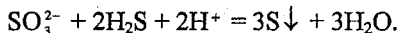
2. Барій хлорид BaCl_2 з нейтральних розчинів, що містять сульфїти, осаджує білий осад барій сульфїту, який добре розчиняється в мінеральних кислотах:



При розчиненні барій сульфїту в хлоридній кислоті може залишатись частина осаду, що не розчинився. Це означає, що сульфїт частково

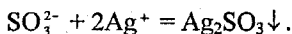
окиснився до сульфату, а барій сульфат практично не розчиняється в кислотах.

3. При дії сірководню H_2S на кислі розчини сульфідів випадає в осад вільна сірка:

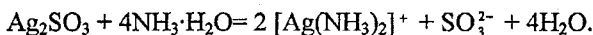


Отже, перебування в кислих розчинах одночасно сульфідної і сульфідної кислот неможливе. Одночасно вони можуть перебувати лише в лужних розчинах.

4. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує з нейтральних розчинів сульфідів білий кристалічний аргентум сульфід:

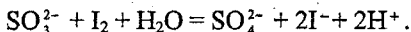


Аргентум сульфід розчиняється в розчині амоніаку:

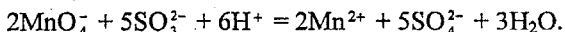


5. Фуксин і малахітовий зелений (та інші органічні барвники) знебарвлюються нейтральними розчинами сульфідів. Кислі розчини спочатку нейтралізують натрій гідрокарбонатом NaHCO_3 , а лужні – пропусканням вуглекислого газу до знебарвлення фенолфталеїну.

6. Розчин йоду I_2 знебарвлюється сульфід-іонами:



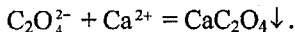
7. Калій перманганат KMnO_4 в кислому середовищі знебарвлюється сульфід-іонами:



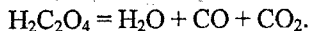
Двом останнім реакціям заважають йони тіосульфату ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) і сульфідів (S^{2-}), тому що сірчистий газ і сірководень, що виділяються при розкладанні тіосульфат- і сульфід-іонів, теж знебарвлюють розчини йоду і перманганату.

Оксалат-іони

1. Кальцій хлорид CaCl_2 осаджує білий кристалічний осад кальцій оксалату, який практично не розчиняється у воді, погано розчиняється в оцтовій кислоті й добре розчиняється в мінеральних кислотах:

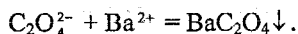


2. Концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 при нагріванні віднімає воду і виділяє однакові об'єми оксидів карбону (II) і карбону (IV):

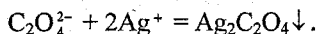


Оксид карбону (II) горить синім полум'ям.

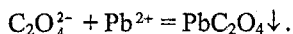
3. Барій хлорид BaCl_2 осаджує білий кристалічний осад барій оксалату, який розчиняється у надлишку оцтової кислоти при нагріванні:



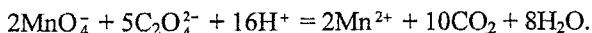
4. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує білий осад аргентум оксалату, який практично не розчиняється у воді, але добре розчиняється в нітратній кислоті та розчині амоніаку:



5. Цюмбум нітрат $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ осаджує білий осад цюмбум оксалату, який розчиняється в нітратній кислоті:



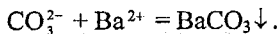
6. Калій перманганат KMnO_4 в кислому середовищі відновлюється оксалатом до мангану (II):



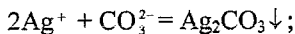
Реакція відбувається при нагріванні. Ознакою реакції є знебарвлення розчину.

Карбонат-іони

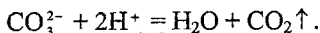
1. Барій хлорид BaCl_2 осаджує білий осад барій карбонату:



2. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує білий аргентум карбонат, який при нагріванні переходить в бурий внаслідок утворення аргентум оксиду:

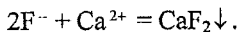


3. Мінеральні кислоти та оцтова кислота виділяють вуглекислий газ:



Фторид-іони

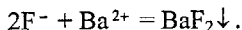
1. Кальцій хлорид CaCl_2 осаджує білий осад кальцій фториду:



Кальцій фторид практично не розчиняється у воді і в оцтовій кислоті, а також погано розчиняється в мінеральних кислотах.

2. Аргентум нітрат AgNO_3 не утворює осаду при дії на розчині фторидів.

3. Барій хлорид BaCl_2 утворює об'ємний білий осад барій фториду:

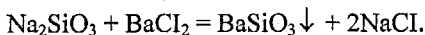


Барій фторид розчиняється в надлишку мінеральних кислот.

4. Реакція травлення скла. Скло покривають парафіном і металевою або скляною паличкою роблять надпис на парафінованій стороні скла. Потім до досліджуваної проби в платиновому тиглі додають сульфатну кислоту і накривають тигель склом так, щоб парафінована сторона скла була знизу. Після цього скло знімають з тигля, зчищають з нього парафін. На склі залишається витравлений надпис.

Силікат-іони

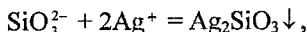
1. Барій хлорид BaCl_2 осаджує білий осад барій силікату:



Цей осад розкладається кислотами, в результаті чого утворюється драглистий осад силікатної кислоти.

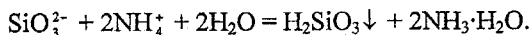
2. Розведені кислоти виділяють з концентрованих розчинів силікатів об'ємний драглистий осад силікатної кислоти, який при певних концентраційних умовах і при повільному додаванні мінеральної кислоти повністю застигає і не виливається з пробірки. При швидкому додаванні мінеральних кислот до розведених розчинів силікатів утворюється колоїдний розчин силікатної кислоти, яка не випадає в осад тривалий час.

3. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує жовтий осад аргентум силікату:



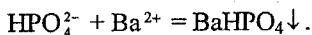
який розчиняється в нітратній кислоті та в розчинах амоніаку.

4. Солі амонію виділяють драглистий осад силікатної кислоти повніше, ніж кислоти (швидше – при нагріванні):

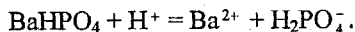


Фосфат-іони

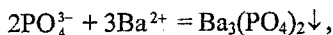
1. Барій хлорид BaCl_2 з нейтральних розчинів осаджує білий барій гідрогенфосфат:



Осад розчиняється в мінеральних та оцтовій кислотах:



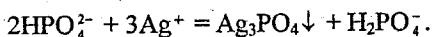
З лужних розчинів виділяється білий осад середньої солі барій фосфату:



який розчиняється в оцтовій і мінеральних кислотах.

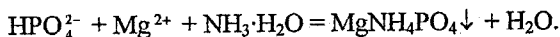
2. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує з нейтральних розчинів жовтий

осад аргентум фосфату:



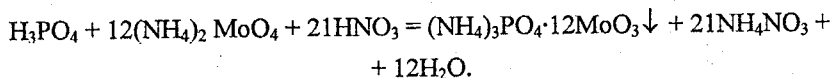
Осад розчиняється в нітратній кислоті та розчині амоніаку.

3. Магnezіальна суміш (розчин MgCl_2 , NH_4Cl і $\text{NH}_3\cdot\text{H}_2\text{O}$) осаджує білий кристалічний осад подвійної солі – амоній магній фосфату:



Осад розчиняється в оцтовій і мінеральних кислотах. При осадженні фосфату осад може утворюватись не одразу, а випадати з часом. Щоб прискорити процес утворення осаду, треба потерти склянню паличкою внутрішню поверхню пробірки.

4. Молібденова рідина (амоній молібдат в присутності амоній нітрату і нітратної кислоти) осаджує жовтий кристалічний осад. Осадження прискорюється при слабкому нагріванні:



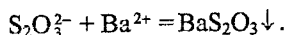
$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4\cdot 12\text{MoO}_3$ – це амонійна сіль фосфатномолібденової гетерополікислоти. Формулу цієї сполуки можна записати $(\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$.

Осад, що утворюється, розчиняється в лугах:



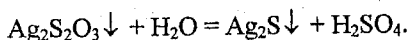
Тіосульфат-іони

1. Барій хлорид BaCl_2 осаджує білий осад барій тіосульфату:

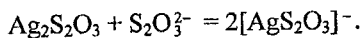


Осад утворюється лише при взаємодії досить концентрованих розчинів. Розчинність осаду різко збільшується з підвищенням температури.

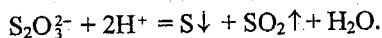
2. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує білий осад аргентум тіосульфату, який з часом переходить у жовтий, бурий і зовсім чорніє внаслідок утворення аргентум сульфіді:



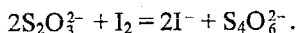
Аргентум тіосульфат добре розчиняється в надлишку натрій тіосульфату; при цьому утворюється розчинна комплексна сполука:



3. Кислоти розкладають тіосульфати, в результаті чого виділяються сірчистий газ і сірка (цим тіосульфати відрізняються від сульфітів, які не виділяють сірки):



4. Розчин йоду I_2 знебарвлюється при взаємодії з тіосульфатом, при цьому утворюються тетраіонат-іони:

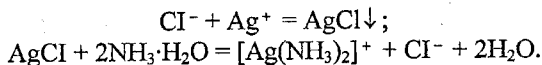


3.3.2 Аніони другої аналітичної групи

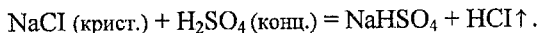
До другої групи аніонів належать йони, що утворюють з аргентум-іонами солі, які не розчиняються у воді та нітратній кислоті. Барій хлорид не осаджує аніони другої групи.

Хлорид-іони

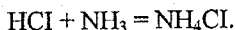
1. Аргентум нітрат $AgNO_3$ осаджує білий осад аргентум хлориду, який не розчиняється в розведених кислотах, але добре розчиняється в розчині амоніаку, утворюючи розчинну комплексну сполуку:



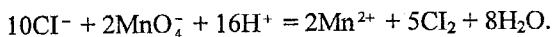
2. Концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 розкладає, особливо при нагріванні, усі хлориди; при цьому виділяється хлороводень:



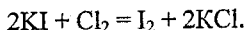
Хлороводень можна розпізнати за специфічним запахом; колір змоченого водою синього лакмусового папірця змінюється в парі хлороводною на червоний. Якщо в пари хлороводною внести скляну паличку, змочену амоніаком, то в присутності хлороводною з'явиться білий дим амоній хлориду:



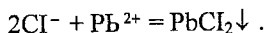
3. Сильні окисники ($KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, PbO_2 , MnO_2) окиснюють хлорид-іони до вільного хлору. Порівняно легко окиснюються хлориди до Cl_2 калій перманганатом:



Хлор розпізнають за зміною забарвлення смужки фільтрувального папірця, змоченої розчином калій іодиду:



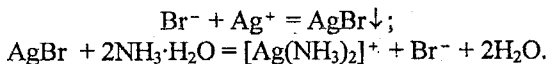
4. Плюмбум нітрат $Pb(NO_3)_2$ осаджує білий осад:



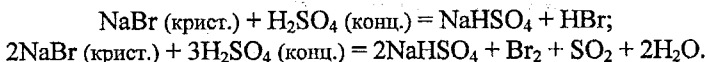
Розчинність плюмбум хлориду різко зростає з підвищенням температури.

Бромід-іони

1. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує жовтуватий осад аргентум броміду, який не розчиняється в нітратній кислоті, але розчиняється в концентрованому амоніаку:

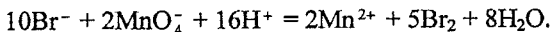


2. Концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 при нагріванні виділяє бромоводень і вільний бром:



3. Хлорна вода Cl_2 виділяє з кислих розчинів бромідів вільний бром, який добре екстрагується органічними розчинниками (хлороформом, сірковуглецем тощо), забарвлюючи їх у бурий колір. При дії надлишку хлорної води розчин жовтіє внаслідок утворення бром хлориду BrCl (цим бром відрізняється від йоду).

4. Перманганат KMnO_4 окиснює бромід до вільного броду:



Іодид-іони

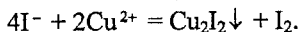
1. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує жовтий осад аргентум іодиду AgI , який не розчиняється в амоніаку (цим іодиди відрізняються від хлоридів і бромідів).

2. Концентрована сульфатна кислота H_2SO_4 окиснює іодиди до вільного йоду:

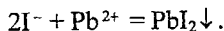


Вільний йод виявляють за посинінням розчину крохмалю.

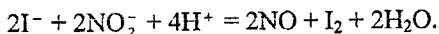
3. Солі купрум (II) окиснюють іодиди до вільного йоду. При цьому утворюється білий осад купрум (I) іодиду:



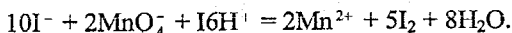
4. Солі плюмбуму (II) осаджують жовтий плюмбум іодид, який добре розчиняється в гарячій воді:



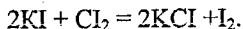
5. Нітрити в кислому середовищі легко окиснюють іодиди до вільного йоду:



6. Перманганат калію KMnO_4 окиснює іодиди до вільного йоду в кислому середовищі:

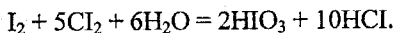


7. Хлорна вода Cl_2 виділяє з іодидів йод:

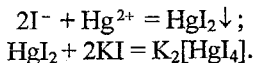


Вільний йод екстрагується органічними розчинниками, забарвлюючи їх у червоно-фіолетовий колір. Вільний йод можна також виявити крохмалем, який у присутності йоду синіє.

При додаванні надлишку хлорної води фіолетове забарвлення зникає внаслідок окиснення йоду:

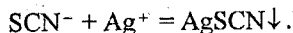


8. Гідраргірум (II) хлорид HgCl_2 утворює яскраво-червоний осад гідраргірум (II) іодиду, який розчиняється в надлишку калій іодиду. При розчиненні утворюється безбарвний розчин комплексної сполуки:

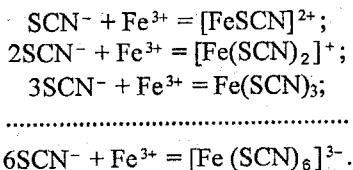


Роданід-іони

1. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує осад аргентум роданіду, який не розчиняється в розведений нітратній кислоті, але розчиняється в амоніаку:

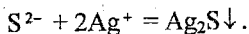


2. Солі феруму (III) утворюють розчинні комплексні сполуки червоного кольору:



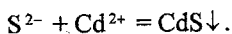
Сульфід-іони

1. Аргентум нітрат AgNO_3 утворює чорний нерозчинний осад аргентум сульфід:



Аргентум сульфід практично не розчиняється в розведений нітратній кислоті на холоді, але розчиняється в ній при нагріванні. Добре розчиняється аргентум сульфід в концентрованих нітратній і сульфатній кислотах при нагріванні.

2. Солі кадмію утворюють із сульфід-іонами жовтий осад кадмій сульфід:

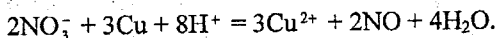


3.3.3 Аніони третьої аналітичної групи

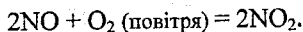
Аніони третьої групи не осаджуються барій хлоридом і аргентум нітратом і, отже, не мають групового реагенту. Крім ацетат-іонів, усі аніони цієї групи є аніонами-окисниками. Тому їх можна виявити реакцією з дифеніламіном, який у сильноокислому середовищі утворює з окисниками сполуку синього кольору.

Нітрат-іони

1. Металева мідь **Cu** при дії на нітрати у сульфатнокислому середовищі виділяє оксиди нітрогену:

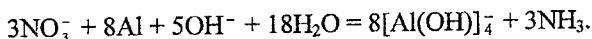


Безбарвний нітроген (II) оксид окиснюється киснем повітря до бурого нітроген (IV) оксиду:



2. Дифеніламін у сильноокислому середовищі взаємодіє з нітрат-іонами (та іншими окисниками), утворюючи сполуку синього кольору, яка при подальшому окисненні переходить у сполуку білого кольору. У пробірку (по стінках її) наливають кілька краплин досліджуваного розчину. Потім краплинами (по стінках пробірки) додають розчин дифеніламіну (0,5 г реактиву розчиняють у суміші з 20 см³ дистильованої води і 100 см³ концентрованої сульфатної кислоти). На стінках пробірки і в розчині утворюється сполука синього кольору, яка свідчить про наявність нітрат-іонів (або інших окисників). При перемішуванні розчину синє забарвлення зникає, оскільки відбувається подальше окиснення дифеніламіну.

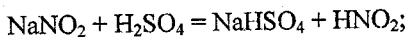
4. Алюміній **Al**, магній **Mg**, цинк **Zn** в лужному розчині відновлюють нітрат-іони до амоніаку:

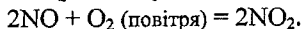
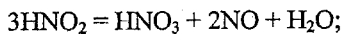


З цинком реакція відбувається при нагріванні. Амоніак виявляють за запахом або за допомогою змоченого водою червоного лакмусового папірця.

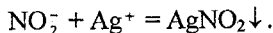
Нітрит-іони

1. Розведена сульфатна кислота **H₂SO₄** при охолодженні розкладає всі нітрити. При розкладанні виділяється бура пара (цим нітрити відрізняються від нітратів):



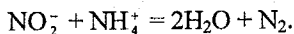


2. Аргентум нітрат AgNO_3 осаджує з помірно концентрованих розчинів аргентум нітрит у вигляді білих тонких кристалічних голок:



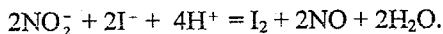
При нагріванні розчинність аргентум нітриту різко збільшується.

3. Амоній хлорид NH_4Cl взаємодіє з нітритом при кип'ятінні суміші в розведений оцтовій кислоті; при цьому виділяється азот:

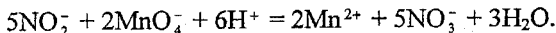


Ця реакція використовується для видалення нітриту в присутності нітрату.

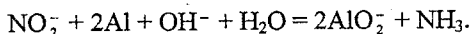
4. Калій іодид KI в кислому середовищі окиснюється нітритами до вільного йоду (цим нітрити відрізняються від нітратів):



5. Калій перманганат KMnO_4 в кислому середовищі знебарвлюється (цим нітрити відрізняються від нітратів):



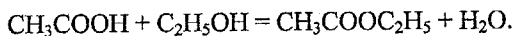
6. Алюміній Al у лужному середовищі відновлює нітритну кислоту до амоніаку (аналогічно взаємодіють і нітрати):



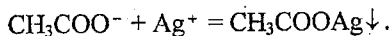
Ацетат-іони

1. Розведена сульфатна кислота H_2SO_4 виділяє оцтову кислоту, яку легко розпізнати за запахом.

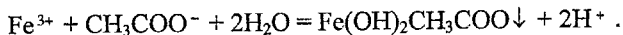
Концентрована сульфатна кислота також виділяє оцтову кислоту з її солей. Якщо до розчину додати невелику кількість спирту і суміш підігріти, то утворюється оцтово-етиловий естер, який розпізнають за фруктовим запахом:



2. Аргентум нітрат AgNO_3 утворює в помірно концентрованих розчинах ацетатів білий кристалічний осад аргентум ацетату:



3. Ферум (III) хлорид FeCl_3 з нейтральними розчинами ацетатів утворює основний ферум (II) ацетат, що має темно-червоне забарвлення і випадає в осад при нагріванні:



3.4 ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА ЧАСТИНА

3.4.1 Лабораторна робота № 6. Характерні реакції аніонів I – III аналітичних груп

Мета роботи: ознайомитись з якісними реакціями на аніони I – III аналітичних груп та набутти практичних навичок їх виконання.

В табл. 15 наведено варіанти експериментальних завдань, які передбачають проведення характерних реакцій на п'ять аніонів I – III аналітичних груп. Завдання виконується у такій послідовності:

- до розчину солі відповідного катіона додати реагент, наведений у рядку “Перший реагент”;
- до отриманого продукту реакції додати реагент, наведений у рядку “Другий реагент” (якщо наведено кілька реагентів, отриманий продукт першої реакції потрібно розділити на відповідне число частин; кожен реагент потрібно додавати до окремої частини);
- записати рівняння відповідних реакцій у молекулярному і йонному вигляді та спостереження.

При проведенні експериментальних досліджень та оформленні роботи слід використовувати матеріал розділу 3.3.

Таблиця 15 – Варіанти експериментальних завдань

Варіант 1					
Аніон	SO_4^{2-}	SiO_3^{2-}	S^{2-}	Cl^-	NO_2^-
Перший реагент	BaCl_2	HCl (1M)	CdSO_4	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Дифеніл-амін
Другий реагент	HNO_3 (1 M)			Нагрівання	
Варіант 2					
Аніон	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	I^-	NO_2^-	NO_3^-
Перший реагент	CaCl_2	BaCl_2	CuSO_4	KMnO_4 в середовищі H_2SO_4	Дифеніл-амін
Другий реагент	1. HNO_3 (1 M) 2. CH_3COOH	Нагрівання			
Варіант 3					
Аніон	PO_4^{3-}	SO_3^{2-}	SiO_3^{2-}	SCN^-	CH_3COO^-
Перший реагент	$\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$	BaCl_2	HCl (1 M)	FeCl_3	HCl (1 M)
Другий реагент	1. HNO_3 (1 M) 2. CH_3COOH	HNO_3 (1 M)			

Продовження таблиці 15

Варіант 4					
Аніон	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Br^-	NO_2^-
Перший реагент	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	BaCl_2	HCl (1 M)	KMnO_4 в середовищі H_2SO_4	Дифеніл-амін
Другий реагент	1. HNO_3 (1 M) 2. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$	HNO_3 (1 M)			
Варіант 5					
Аніон	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}	S^{2-}	Br^-	NO_3^-
Перший реагент	AgNO_3	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	AgNO_3	KMnO_4 в середовищі H_2SO_4	Дифеніл-амін
Другий реагент	HNO_3 (1M)				
Варіант 6					
Аніон	PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	F^-	Cl^-	CH_3COO^-
Перший реагент	AgNO_3	HCl (1M)	CaCl_2	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	FeCl_3 при нагріванні
Другий реагент	1. HNO_3 (1 M) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)			Нагрівання	
Варіант 7					
Аніон	F^-	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	CO_3^{2-}	Cl^-	NO_2^-
Перший реагент	AgNO_3	BaCl_2	HCl (1M)	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	KMnO_4 в середовищі H_2SO_4
Другий реагент	1. HNO_3 (1 M) 2. $\text{CH}_3\text{COONH}_4$	CH_3COOH при нагріванні		Нагрівання	
Варіант 8					
Аніон	PO_4^{3-}	SCN^-	SO_3^{2-}	S^{2-}	NO_2^-
Перший реагент	AgNO_3	AgNO_3	Розчин I_2	CdSO_4	KI в середовищі H_2SO_4
Другий реагент	1. HNO_3 (1 M) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	1. HNO_3 (1 M) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)			

Продовження таблиці 15

Варіант 9					
Аніон	PO_4^{3-}	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Cl^-	Br^-	CH_3COO^-
Перший реагент	BaCl_2	KMnO_4 в середовищі H_2SO_4	AgNO_3	AgNO_3	H_2SO_4 (1М)
Другий реагент	1. HNO_3 (1 М) 2. CH_3COOH		Нагрівання	1. HNO_3 (1 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	
Варіант 10					
Аніон	SO_3^{2-}	CO_3^{2-}	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	I^-	NO_3^-
Перший реагент	KMnO_4 в середовищі H_2SO_4	BaCl_2	HCl (1М)	AgNO_3	Al в середовищі NaOH
Другий реагент		HNO_3 (1М)		1. HNO_3 (1 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	
Варіант 11					
Аніон	SiO_3^{2-}	SO_4^{2-}	Cl^-	I^-	NO_2^-
Перший реагент	AgNO_3	BaCl_2	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	Al в середовищі NaOH
Другий реагент	1. HNO_3 (1 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	HNO_3 (1 М)	Нагрівання	Нагрівання з наступним охолодженням	
Варіант 12					
Аніон	SO_4^{2-}	I^-	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Cl^-	CH_3COO^-
Перший реагент	BaCl_2	AgNO_3	Розчин I_2	AgNO_3	FeCl_3 при нагріванні
Другий реагент	HNO_3 (1 М)	1. HNO_3 (1 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)		1. HNO_3 (1 М) 2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.)	

3.4.2 Лабораторна робота № 7. Аналіз суміші аніонів I – III аналітичних груп

Мета роботи: за допомогою характерних реакцій виявити наявні у суміші аніони.

Аналіз суміші аніонів відрізняється від аналізу суміші катіонів. Для аніонів, як правило, використовують не систематичний хід аналізу, а розділення на групи з тим, щоб можна було, після проведення попередніх досліджень, переконатись у відсутності чи наявності тієї або іншої групи аніонів. Далі за допомогою окремих реакцій виявляють усі йони.

Описаний хід аналізу аніонів передбачає аналіз розчину на аніони при відсутності катіонів металів, які заважають аналізу аніонів, тобто у вигляді натрієвих, калієвих або амонієвих солей відповідних кислот. Усі досліді необхідно проводити з окремими частинами досліджуваного розчину.

1. Визначення реакції (рН) досліджуваного розчину. В залежності від реакції розчину можна зробити висновки про відсутність або наявність багатьох йонів. Якщо реакція досліджуваного розчину кисла, то в ньому не можуть бути леткі й малостійкі аніони або їх кількість у розчині незначна. Крім того, в кислому розчині не можуть бути одночасно окисники та відновники, бо за таких умов між ними відбувається взаємодія і в розчині залишаються продукти цієї взаємодії, а також ті йони, які були в надлишку відносно другого компонента (аніони-окисники чи відновники).

Отже, якщо реакція розчину кисла, то в розчині немає аніонів, солі яких розкладаються кислотами: CO_3^{2-} , NO_2^- , S^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Якщо ж реакція досліджуваного розчину лужна, то в розчині можуть бути всі ці та інші аніони. Тоді проводять наступні попередні досліді.

2. Виявлення аніонів летких кислот. Якщо реакція досліджуваного розчину лужна, у пробірку вносять кілька краплин досліджуваного розчину, 0,5 см³ 1 М розчину сульфатної кислоти і суміш старанно перемішують. Якщо при цьому не спостерігається ніяких змін, то розчин нагрівають. При цьому можливі три випадки:

а) виділення газу свідчить про наявність одного або кількох аніонів: CO_3^{2-} , S^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ і NO_2^- . За запахом і кольором газів, які виділяються, виявляють наявність окремих аніонів:

- запах тухлих яєць (H_2S) свідчить про наявність сульфід-іонів;
- запах сірчастого газу (SO_2) – як при запалюванні сірників – свідчить про наявність сульфід- і тіосульфат-іонів або одного з них;
- бурий колір газу (NO_2) вказує на присутність нітрит-іонів;

б) у разі відсутності аніонів летких кислот з різким запахом при дії сульфатної кислоти може з'явитися запах оцту, що свідчить про наявність ацетат-іонів;

в) якщо при додаванні сульфатної кислоти газу не виділяються, усі вищезазначені у пункті а) аніони відсутні.

3. Виявлення аніонів-окисників. До 1 – 2 краплин досліджуваного розчину додають 2 М розчин хлоридної кислоти до кислої реакції, 2 – 3 краплини 1 %-го розчину крохмалю і 3 – 4 краплини розчину калій іодиду. Посиніння розчину свідчить про наявність у розчині аніонів-окисників (NO_2^-).

4. Виявлення аніонів-відновників. До кількох краплин досліджуваного розчину додають 1 М розчин сульфатної кислоти до нейтральної реакції і 0,5 см³ надлишку. Потім додають краплями ~ 0,02 М розчин калій перманганату. Знебарвлення розчину перманганату свідчить про наявність аніонів-відновників (S^{2-} , SO_3^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, NO_2^-). Якщо розчин знебарвлюється лише при нагріванні, то це означає, що в ньому є оксалат-іони.

5. Виявлення аніонів I групи. До 2 – 3 краплин нейтрального або слабколужного досліджуваного розчину додають розчин барій хлориду. Якщо досліджуваний розчин має кислу реакцію, то його спочатку нейтралізують (найкраще – розчином барій гідроксиду).

Утворення осаду після додавання барій хлориду свідчить про присутність аніонів I групи. Якщо осад не утворюється, це означає, що аніони I групи відсутні. Слід пам'ятати, що тіосульфат-іони осаджуються у вигляді барієвих солей лише з досить концентрованих розчинів. Отже, якщо після додавання хлориду барію осад не з'явиться, треба проробити окремі реакції на тіосульфат-іони.

Осад, що утворився при дії барій хлориду, перемішують і частину суміші відливають у чисту пробірку. До цієї проби додають 2 М розчин хлоридної кислоти до кислої реакції і 1 см³ надлишку кислоти. Повне розчинення осаду свідчить про відсутність сульфат-іонів.

Якщо осад не розчиняється в хлоридній кислоті, то в досліджуваному розчині є сульфат-іони (зокрема і ті, що утворились внаслідок окиснення сульфід-іонів – див. с. 53 – реакцію виявлення сульфід-іонів дією BaCl_2). Отже, якщо після додавання хлоридної кислоти осад не розчиняється, треба проробити окремі реакції на сульфід-іони.

До другої проби з осадом барієвих солей додають оцтову кислоту. Якщо осад повністю розчиняється, то у досліджуваному розчині, крім SO_4^{2-} , відсутні також аніони $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, SO_3^{2-} і F^- .

Після такого попереднього дослідження проробляють окремі реакції на кожний аніон, відсутність якого не доведено.

6. Виявлення аніонів II групи. До 3 – 5 краплин досліджуваного розчину додають розчин аргентум нітрату і спостерігають за утворенням осаду. Утворення чорного осаду свідчить про наявність сульфід-іонів. Якщо спочатку утворюється білий осад, який поступово жовтіє і чорніє, то у розчині наявні аніони тіосульфату. В цю саму пробірку додають 2 М розчин нітратної кислоти. Якщо осад не розчиняється, в досліджуваному розчині є аніони II групи; повне розчинення осаду в нітратній кислоті свідчить про їх відсутність.

Якщо в розчині є сульфід-іони, визначення проводять так: 3 – 5 краплин досліджуваного розчину підкислюють нітратною кислотою і нагрівають, щоб виділився сірководень. Потім додають надлишок розчину аргентум нітрату до повного осадження аніонів II групи. Утворений осад відфільтровують і обробляють розчином амоній карбонату. Фільтрують частину розчину, додають калій бромід і підкислюють нітратною кислотою. Утворення осаду свідчить про наявність хлорид-іонів.

Після цього проводять реакції на окремі йони. Усі інші аніони, відсутність яких не доведено попередніми дослідями, виявляють за допомогою окремих реакцій. При проведенні досліджень та оформленні роботи слід використовувати матеріал розділу 3.3.

3.4.3 Лабораторна робота № 8. Аналіз розчинної у воді солі

Мета роботи: за допомогою характерних реакцій встановити якісний склад солі.

0,05 – 0,1 г отриманої для аналізу солі розчиняють в 4 – 5 см³ дистильованої води.

Попередні дослідження. За забарвленням розчину роблять попередній висновок про наявність забарвлених йонів: Cu^{2+} , Ni^{2+} , Fe^{3+} , Cr^{3+} , Co^{2+} тощо.

Визначають реакцію середовища (рН) в розчині. Лужна реакція свідчить про наявність в розчині солей сильних основ і слабких кислот (Na_2S , K_2CO_3 , CH_3COONa тощо). Кисла реакція вказує на присутність в розчині солей сильних кислот і слабких основ (ZnCl_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ тощо). Нейтральна реакція вказує на те, що в розчині можуть бути солі сильних кислот і сильних основ (KCl , Na_2SO_4 тощо) або солі слабких кислот і слабких основ (подібних до $\text{CH}_3\text{COONH}_4$). Перед тим, як зробити висновок про характер досліджуваної солі, визначають рН дистильованої води, взятої для розчинення.

Після попереднього дослідження розчину солі переходять до відкриття катіонів і аніонів.

Виявлення катіону солі. Аналіз слід починати з виявлення катіона, оскільки визначений катіон виключає деякі аніони, а іноді і цілі їх групи. Наприклад, виявлені йони Ba^{2+} або Pb^{2+} в кислому розчині виключають

присутність SO_4^{2-} -іонів. Якщо ж йони Ba^{2+} виявлені в розчині, що має нейтральну або лужну реакцію, в ньому не можуть міститися і всі інші аніони I аналітичної групи. За наявності йонів Ag^+ в розчині можна зробити висновок про відсутність аніонів II аналітичної групи.

В окремих частинах розчину за допомогою групових реагентів визначають належність катіону до певної аналітичної групи.

Виявлення катіонів I групи. До 1 – 5 краплин досліджуваного розчину додають кілька краплин розчину натрій карбонату. Якщо осад не утворюється, в розчині можуть бути присутні тільки катіони I групи. В окремих частинах досліджуваного розчину виявляють катіон, починаючи з NH_4^+ -іонів.

Виявлення катіонів II групи. До 4 – 5 краплин досліджуваного розчину додають кілька краплин 2 М розчину хлоридної кислоти. Утворення білого осаду свідчить про наявність катіонів II групи, які виявляють характерними для них реакціями.

Виявлення катіонів III групи. До 4 – 5 краплин досліджуваного розчину додають кілька краплин 1 М розчину сульфатної кислоти і етилового спирту. Утворення осаду вказує на присутність у розчині катіонів III групи, які відкривають характерними для них реакціями.

Виявлення катіонів IV групи. Якщо при дії хлоридної та сульфатної кислоти осад не утворюється, то до 3 – 4 краплин досліджуваного розчину додають краплями надлишок розчину натрій гідроксиду. Розчинення осаду, що утворюється, свідчить про наявність катіонів IV групи. Далі виявляють катіон характерними реакціями.

Виявлення катіонів V групи. Якщо при дії на досліджуваний розчин надлишку концентрованого розчину амоніаку осад не розчиняється, в досліджуваному розчині містяться катіони V групи. Катіон виявляють характерними реакціями.

Виявлення катіонів VI групи. Розчинення осаду, що утворюється при дії на досліджуваний розчин надлишку концентрованого розчину амоніаку, свідчить про присутність у розчині катіонів VI групи, які виявляють характерними реакціями.

Виявлення аніону солі. Після виявлення катіону за таблицею розчинності (додаток Г) роблять висновок про відсутність у досліджуваному розчині певних аніонів.

Виявлення аніонів I групи. До 3 – 4 краплин нейтрального або слабколужного розчину додають 2 – 3 краплини розчину барій хлориду. Якщо утворюється осад, то присутні аніони I групи, які виявляють характерними для них реакціями.

Виявлення аніонів II групи. До 3 – 4 краплин розчину додають 3 – 4 краплини 1 М розчину нітратної кислоти і додають 2 краплини розчину аргентум нітрату. Утворення осаду свідчить про наявність аніонів II групи. Далі виявляють аніон характерними реакціями.

Виявлення аніонів III групи. Якщо при дослідженні на аніони I та II груп осад не утворились, то в розчині присутні аніони III групи, які виявляють характерними реакціями.

Деякі катіони важких металів заважають виявленню окремих аніонів, оскільки взаємодіють з реактивами на аніони. У такому випадку потрібно виявити аніон іншою якісною реакцією або видалити катіони важких металів насиченим розчином натрій карбонату. Для цього до 15 – 20 краплин досліджуваного розчину додають 7 – 8 краплин насиченого розчину натрій карбонату і кип'ятять 3 – 5 хв. Осад відділяють центрифугуванням, у центрифугаті виявляють аніони.

Якщо аніони належать до I аналітичної групи, то до центрифугату додають розчин нітратної або оцтової кислоти до нейтральної реакції; розчин кип'ятять для видалення CO_2 і використовують для виявлення аніонів I групи.

Якщо аніони належать до II аналітичної групи, то до центрифугату додають розчин HNO_3 до кислої реакції та використовують для виявлення аніонів II групи.

Якщо аніони належать до III аналітичної групи, то до центрифугату додають розчин сульфатної кислоти до нейтральної реакції; розчин кип'ятять для видалення CO_2 і використовують для виявлення аніонів III групи.

4 КОНТРОЛЬНІ ЗАВДАННЯ

Контрольні завдання складені у відповідності з програмою курсу «Аналітична хімія природного середовища» і включають якісний аналіз та загальні теоретичні основи аналітичної хімії.

4.1 Види та методи аналізу

Рекомендована література:

Основна [1 (кн. 1): с. 5 – 10, 13 – 20, 25 – 30; 2: с. 10 – 16]

Додаткова [10 (ч. 1): с. 15 – 36]

Контрольні завдання

1. Предмет аналітичної хімії, класифікація видів аналізу.
2. Класифікація методів аналізу.
3. Аналітичний сигнал в якісному і кількісному аналізі. Холостий дослід. Визначення вмісту компонента за величиною аналітичного сигналу.
4. Характеристики методів аналізу: чутливість, точність, межа визначення, діапазон вимірюваних концентрацій.

4.2 Якісний аналіз

Рекомендована література:

Основна [2: с. 17– 27, 35 – 43; 6: с. 7 – 12, 17 – 32, 36 – 42, 47 – 49, 59 – 71, 122 – 124]

Додаткова [7: с. 113 – 116, 121 – 271; 11: с. 27 – 32]

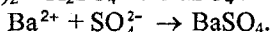
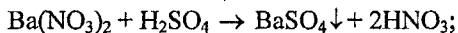
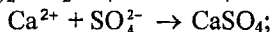
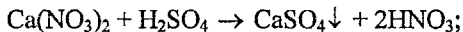
Приклад 1. Запропонувати схему розділення та виявлення йонів, що містяться у розчині (Al^{3+} , Cu^{2+} , Ba^{2+} , Ca^{2+}). Записати рівняння реакцій в молекулярному і йонному вигляді та спостереження (катіони містяться в розчині у вигляді нітратів).

Для відповіді рекомендуємо скористатись таблицями 1 – 7, 9, 11, 12. Наводимо одну з можливих схем розділення і виявлення катіонів.

1. Визначаємо, до яких аналітичних груп за кислотно-лужною класифікацією відносяться дані катіони (табл. 1):

Ba^{2+} , Ca^{2+} – 3 група; Al^{3+} – 4 група; Cu^{2+} – 6 група.

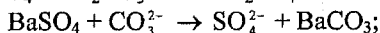
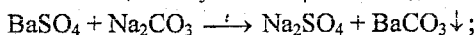
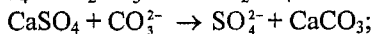
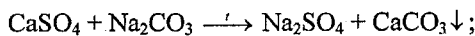
2. Дією групового реагента на катіони 3-ї групи (H_2SO_4 в присутності етанолу $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ для пониження розчинності CaSO_4) осаджуємо катіони Ca^{2+} і Ba^{2+} :



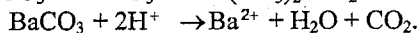
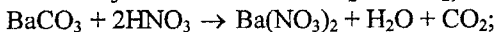
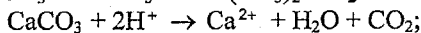
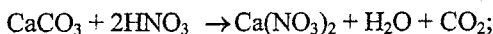
Спостерігаємо утворення білого осаду.

3. Для розділення Ca^{2+} і Ba^{2+} :

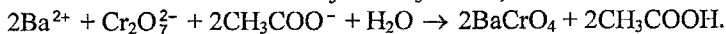
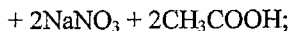
а) переводимо сульфати у карбонати дією насиченого розчину натрій карбонату Na_2CO_3 при нагріванні:



б) розчиняємо карбонати кальцію і барію в нітратній кислоті, спостерігаємо розчинення білого осаду:

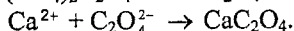
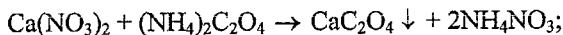


в) до отриманого розчину додаємо розчин калій дихромату в присутності натрій ацетату CH_3COONa :



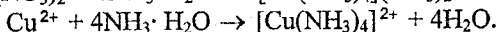
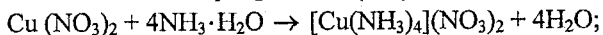
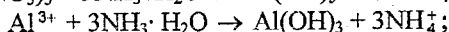
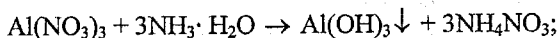
Утворення жовтого осаду BaCrO_4 підтверджує наявність іонів Ba^{2+} у вихідному розчині. Осад відокремлюємо центрифугуванням. Йони Ca^{2+} залишаються у розчині.

4. В центрифугаті виявляємо йони Ca^{2+} дією розчину амоній оксалату $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$:



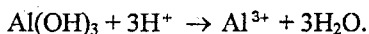
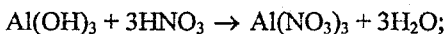
Спостерігаємо утворення білого осаду.

5. До розчину, що містить катіони Al^{3+} , Cu^{2+} , додаємо концентрований розчин амоніаку:

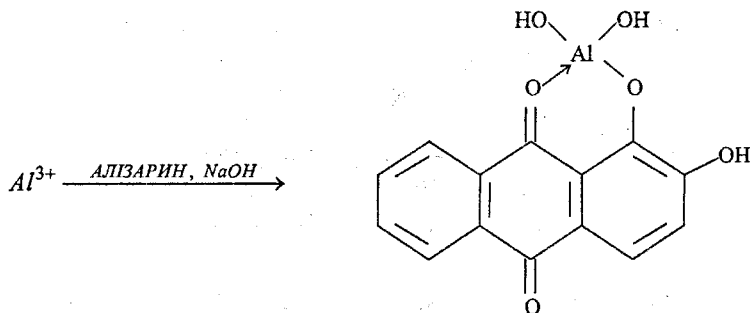


Йони Al^{3+} осаджуються у вигляді гідроксиду, йони Cu^{2+} у вигляді розчинного аміачного комплексу залишаються у розчині. Осад відділяємо центрифугуванням. Забарвлення центрифугату – яскраво-синє, що підтверджує наявність йонів Cu^{2+} у вихідному розчині.

6. Для підтвердження наявності йонів Al^{3+} осад $Al(OH)_3$ розчиняємо в нітратній кислоті:



Спостерігаємо розчинення білого осаду. До отриманого розчину додаємо розчин алізарину в лужному середовищі:



Спостерігаємо рожеве забарвлення розчину.

Контрольні завдання

5. Мета якісного аналізу. “Мокрий” і “сухий” спосіб проведення якісних реакцій. Вимоги до аналітичних реакцій, які застосовуються в якісному аналізі.
6. Усунення впливу йонів, що заважають виявленню. Маскування.
7. Розділення осадженням. Систематичний та дробний аналіз. Аналітична класифікація катіонів і аніонів. Групові реагенти. Аналітичні групи.
8. Кисотно-лужна система якісного аналізу катіонів.
9. Чому йони амонію заважають виявленню йонів калію і натрію? Запропонувати способи видалення йонів амонію. Відповідь підтвердити рівняннями відповідних реакцій.
10. Груповий реагент на катіони II аналітичної групи і умови його застосування. Записати рівняння реакцій (в молекулярному та йонному вигляді), які дозволяють розділити і виявити катіони Ag^+ та Pb^{2+} .
11. Пояснити, чому для осадження катіонів II аналітичної групи не використовують концентровану хлоридну кислоту. Проаналізувати розчинність хлоридів катіонів II аналітичної групи у воді і пояснити, як це використовується в аналізі.
12. Груповий реагент на катіони III аналітичної групи і умови його засто-

- сування. Записати рівняння реакцій (в молекулярному та йонному вигляді), які дозволяють розділити і виявити катіони Ba^{2+} та Ca^{2+} .
- Груповий реагент на катіони IV аналітичної групи. Записати рівняння реакцій (в молекулярному та йонному вигляді) розділення Zn^{2+} і Al^{3+} .
 - Властивості гідроксидів катіонів IV і V аналітичних груп. На прикладі суміші катіонів Al^{3+} , Zn^{2+} і Mg^{2+} показати використання відмінностей у властивостях гідроксидів для їх розділення. Записати відповідні рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 - При додаванні амоніаку йони Ag^+ , Cu^{2+} , Zn^{2+} утворюють аміаки. Чому ці йони відносяться до різних аналітичних груп? Записати рівняння реакцій (в молекулярному та йонному вигляді), які дозволяють розділити ці катіони.
 - Запропонувати схему розділення та виявлення йонів, що містяться у розчині. Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді і спостереження (катіони містяться в розчині у вигляді нітратів).

Варіант	Катіони	Варіант	Катіони
1	$\text{Al}^{3+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Fe}^{3+}$	16	$\text{K}^+, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Co}^{2+}$
2	$\text{Pb}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{NH}_4^+$	17	$\text{Pb}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$
3	$\text{Fe}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Na}^+$	18	$\text{Ba}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Na}^+$
4	$\text{Cu}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{K}^+, \text{Ag}^+$	19	$\text{Fe}^{3+}, \text{NH}_4^+, \text{Mn}^{2+}, \text{Ni}^{2+}$
5	$\text{Ba}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}$	20	$\text{K}^+, \text{Co}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$
6	$\text{Al}^{3+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Ag}^+$	21	$\text{Ba}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Zn}^{2+}$
7	$\text{Na}^+, \text{Co}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Pb}^{2+}$	22	$\text{Al}^{3+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$
8	$\text{Ca}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}$	23	$\text{Na}^+, \text{NH}_4^+, \text{Ni}^{2+}, \text{Ag}^+$
9	$\text{Ag}^+, \text{Pb}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Ba}^{2+}$	24	$\text{Pb}^{2+}, \text{Co}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Al}^{3+}$
10	$\text{Ba}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Zn}^{2+}$	25	$\text{Ba}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Co}^{2+}$
11	$\text{Zn}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Ag}^+$	26	$\text{Zn}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Ag}^+$
12	$\text{Al}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Pb}^{2+}$	27	$\text{Fe}^{3+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Mg}^{2+}, \text{Na}^+$
13	$\text{Fe}^{2+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Ba}^{2+}$	28	$\text{Zn}^{2+}, \text{Ba}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Ag}^+$
14	$\text{Ba}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Ag}^+$	29	$\text{Ba}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Cr}^{3+}$
15	$\text{NH}_4^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Cu}^{2+}$	30	$\text{NH}_4^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Al}^{3+}$

- Пояснити різницю у взаємодії катіонів V і VI аналітичних груп з водним розчином амоніаку. Записати рівняння реакцій (в молекулярному та йонному вигляді) розділення катіонів Mg^{2+} , Cu^{2+} і Fe^{3+} .
- Властивості гідроксидів IV і VI аналітичних груп катіонів. На прикладі суміші катіонів Al^{3+} , Zn^{2+} , Ni^{2+} показати використання відмінностей у

- властивостях гідроксидів для їх розділення. Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
19. На чому ґрунтується кислотно-лужний метод класифікації катіонів? Як можна розділити: а) йони Ag^+ і Pb^{2+} ; б) PbSO_4 і BaSO_4 ; в) Ag_2CrO_4 і PbCrO_4 ? Записати рівняння відповідних реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 20. Властивості катіонів V аналітичної групи і умови осадження їх груповим реагентом. Записати рівняння реакцій взаємодії йонів Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} з груповим реагентом. Як можна розділити йони Mg^{2+} і Mn^{2+} ? Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 21. Груповий реагент на катіони VI аналітичної групи. Записати рівняння реакцій взаємодії йонів Cu^{2+} , Ni^{2+} і Co^{2+} з груповим реагентом. Як можна розділити йони Cu^{2+} і Ni^{2+} ? Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 22. До розчину, що містить йони Zn^{2+} , Mg^{2+} , Ni^{2+} , Al^{3+} , додати розчин калій гідроксиду. Пояснити, як на основі відмінностей у властивостях гідроксидів цих металів можна їх розділити. Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 23. Аналітичні групи аніонів. На чому ґрунтується аналітична класифікація аніонів? Чому нітрат- і ацетат-іони, які сильно відрізняються за властивостями, відносяться до однієї аналітичної групи?
 24. Груповий реагент на аніони I аналітичної групи. Як можна виявити тіосульфат-іон в присутності сульфід-іона? Як можна виявити сульфат-іон в розчині, що містить інші аніони? Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 25. Груповий реагент на аніони II аналітичної групи. Чи можна виявити іодид-іон в присутності хлорид-іону? Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 26. III аналітична група аніонів. Як можна виявити нітрат-іон в присутності нітрит-іона? Записати рівняння реакцій.
 27. Запропонувати схему аналізу розчину, що містить аніони SiO_3^{2-} , SO_4^{2-} , Cl^- , NO_3^- . Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.
 28. Відношення аніонів нестійких кислот до розбавленої хлоридної кислоти. Як використовують властивості газів, що утворюються, для виявлення відповідних йонів? Записати рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.

4.3 Теорія розчинів електролітів в аналітичній хімії

Рекомендована література:

Основна [1 (кн. 1): с. 99 – 106, 117; 4: с. 115 – 120]

Додаткова [8 (кн. 1): с. 22 – 28]

Приклад 2. Обчислити йонну силу 0,01 М розчину калій хлориду.

Йонну силу обчислюють за формулою:

$$I = \frac{1}{2} \sum_i Z_i^2 \cdot C_i,$$

де I – йонна сила;

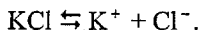
Z_i – заряд йона;

C_i – його концентрація.

Для обчислення йонної сили потрібно врахувати всі йони, які присутні у розчині. Йонна сила має розмірність концентрації.

1. Записуємо рівняння дисоціації електроліту та визначаємо молярну концентрацію йонів у розчині.

Калій хлорид – сильний електроліт, у водному розчині повністю дисоціює на йони:



При дисоціації 1 моль солі у розчин переходить 1 моль йонів калію та 1 моль хлорид-іонів. Таким чином, концентрації йонів у розчині солі рівні:

$$[\text{K}^+] = [\text{Cl}^-] = C_{\text{солі}} = 0,01 \text{ моль/дм}^3.$$

2. Обчислюємо йонну силу розчину:

$$I = \frac{1}{2} (Z_{\text{K}^+}^2 \cdot C_{\text{K}^+} + Z_{\text{Cl}^-}^2 \cdot C_{\text{Cl}^-}) = \frac{1}{2} (1^2 \cdot 0,01 + (-1)^2 \cdot 0,01) = 0,01 \text{ моль/дм}^3.$$

Приклад 3. Обчислити йонну силу розчину, що містить 0,0025 моль барій нітрату в 500 см³ розчину.

1. Обчислюємо молярну концентрацію розчину солі:

$$C = \frac{v}{V_{\text{розчину}}},$$

де C – молярна концентрація розчину, моль/дм³;

v – кількість розчиненої речовини, моль;

V – об'єм розчину, дм³.

$$C_{\text{солі}} = \frac{0,0025}{0,5} = 0,005 \text{ моль/дм}^3.$$

2. Записуємо рівняння дисоціації електроліту та визначаємо молярну концентрацію йонів у розчині.

Барій нітрат – сильний електроліт, у водному розчині повністю дисоціює на йони:



При дисоціації 1 моль солі у розчин переходить 1 моль йонів барію та 2 моль нітрат-йонів. Таким чином, концентрації йонів у розчині солі рівні:

$$[\text{Ba}^{2+}] = C_{\text{солі}} = 0,005 \text{ моль/дм}^3;$$

$$[\text{NO}_3^-] = 2C_{\text{солі}} = 2 \cdot 0,005 = 0,01 \text{ моль/дм}^3.$$

3. Обчислюємо йонну силу розчину:

$$I = \frac{1}{2} (Z_{\text{Ba}^{2+}}^2 \cdot C_{\text{Ba}^{2+}} + Z_{\text{NO}_3^-}^2 \cdot C_{\text{NO}_3^-}) = \frac{1}{2} (2^2 \cdot 0,005 + (-1)^2 \cdot 0,01) = 0,015 \text{ моль/дм}^3.$$

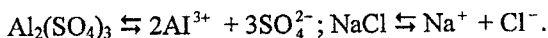
Приклад 4. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні рівних об'ємів 0,2 М розчину алюміній сульфату і 0,04 М розчину натрій хлориду.

1. Обчислюємо концентрацію солей в отриманому розчині.

Об'єм розчину збільшився у два рази – концентрація солей зменшилась у два рази. Концентрація алюміній сульфату стала рівною 0,1 моль/дм³, натрій хлориду – 0,02 моль/дм³.

2. Записуємо рівняння дисоціації електролітів та визначаємо молярну концентрацію йонів у розчині.

Алюміній сульфат та натрій хлорид – сильні електроліти, які не взаємодіють між собою:



При дисоціації 1 моль алюміній сульфату у розчин переходить 2 моль йонів алюмінію та 3 моль сульфат-йонів. Концентрації йонів у розчині рівні:

$$[\text{Al}^{3+}] = 2C_{\text{солі}} = 2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ моль/дм}^3;$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 3C_{\text{солі}} = 3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ моль/дм}^3.$$

При дисоціації 1 моль натрій хлориду у розчин переходить 1 моль йонів натрію та 1 моль хлорид-йонів; концентрації йонів у розчині рівні:

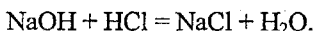
$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = C_{\text{солі}} = 0,02 \text{ моль/дм}^3.$$

3. Обчислюємо йонну силу розчину:

$$I = \frac{1}{2} (Z_{\text{Al}^{3+}}^2 \cdot C_{\text{Al}^{3+}} + Z_{\text{SO}_4^{2-}}^2 \cdot C_{\text{SO}_4^{2-}} + Z_{\text{Na}^+}^2 \cdot C_{\text{Na}^+} + Z_{\text{Cl}^-}^2 \cdot C_{\text{Cl}^-}) = \\ = \frac{1}{2} (3^2 \cdot 0,2 + (-2)^2 \cdot 0,3 + 1^2 \cdot 0,02 + (-1)^2 \cdot 0,02) = 1,52 \text{ моль/дм}^3.$$

Приклад 5. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні 50 см³ 0,1 М розчину натрій гідроксиду і 100 см³ 0,01 М розчину хлоридної кислоти.

1. Записуємо рівняння реакції, що протікає при зливанні розчинів кислоти і лугу та визначаємо, які речовини і в яких концентраціях містяться в отриманому розчині:



Кількість розчиненої речовини v , що міститься в розчині, розраховуємо за формулою:

$$v = C \cdot V,$$

де C – молярна концентрація розчину, моль/дм³;

V – об'єм розчину, дм³.

Тоді

$$v(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 0,05 = 0,005 \text{ моль};$$

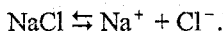
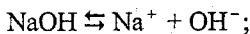
$$v(\text{HCl}) = 0,01 \cdot 0,1 = 0,001 \text{ моль}.$$

За рівнянням реакції 1 моль натрій гідроксиду реагує з 1 моль кислоти і утворюється 1 моль натрій хлориду. HCl повністю прореагує з NaOH, у розчині залишиться $0,005 - 0,001 = 0,004$ моль NaOH та утвориться 0,001 моль NaCl. Об'єм утвореного розчину $50 \text{ см}^3 + 100 \text{ см}^3 = 150 \text{ см}^3 = 0,15 \text{ дм}^3$. Молярні концентрації компонентів розчину дорівнюють:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{0,004}{0,15} = 0,027 \text{ моль/дм}^3;$$

$$C(\text{NaCl}) = \frac{0,001}{0,15} = 0,007 \text{ моль/дм}^3.$$

2. Записуємо рівняння дисоціації електролітів та визначасмо молярну концентрацію йонів у розчині:



При дисоціації 1 моль натрій гідроксиду у розчин переходить 1 моль йонів натрію та 1 моль гідроксид-іонів; при дисоціації 1 моль натрій хлориду у розчин переходить 1 моль йонів натрію та 1 моль хлорид-іонів.

Концентрації йонів у розчині рівні:

$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = C_{\text{лугу}} = 0,027 \text{ моль/дм}^3;$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = C_{\text{соли}} = 0,007 \text{ моль/дм}^3;$$

$$[\text{Na}^+] = 0,027 + 0,007 = 0,034 \text{ моль/дм}^3.$$

3. Обчислюємо йонну силу розчину:

$$\begin{aligned} I &= \frac{1}{2} (Z_{\text{Na}^+}^2 \cdot C_{\text{Na}^+} + Z_{\text{OH}^-}^2 \cdot C_{\text{OH}^-} + Z_{\text{Cl}^-}^2 \cdot C_{\text{Cl}^-}) = \\ &= \frac{1}{2} (1^2 \cdot 0,034 + (-1)^2 \cdot 0,027 + (-1)^2 \cdot 0,007) = 0,034 \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

Контрольні завдання

29. Йонні рівноваги в розчинах електролітів. Основні положення теорії сильних електролітів. Активність, коефіцієнт активності, йонна сила розчину.
30. Обчислити йонну силу:
 - а) 0,3 М розчину хлоридної кислоти HCl ;
 - б) 0,1 М розчину барій хлориду BaCl_2 ;
 - в) 0,01 М розчину алюміній сульфату $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
31. Обчислити йонну силу:
 - а) 0,05 М розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 ;
 - б) 0,02 М розчину ферум (II) нітрату $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$;
 - в) 0,1 М розчину хром (III) сульфату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
32. Обчислити йонну силу: а) 0,2 М розчину калій хлориду KCl ; б) 0,1 М розчину калій гідроксиду KOH ; в) 0,1 М розчину калій сульфату K_2SO_4 .
33. Обчислити йонну силу розчину, отриманого при розчиненні 0,078 г металевого калію в 200 см^3 води.
34. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні рівних об'ємів 0,2 М розчину барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і 0,1 М розчину нітратної кислоти HNO_3 .
35. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні рівних об'ємів 0,2 М розчину калій гідроксиду KOH і 0,05 М розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 .
36. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні рівних об'ємів 0,05 М розчину натрій гідроксиду NaOH і 0,01 М розчину хлоридної кислоти HCl .
37. Розрахувати йонну силу розчину, який отримали при змішуванні рівних об'ємів 0,2 М розчину ферум (III) нітрату $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ і 0,04 М розчину натрій хлориду NaCl .

38. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні 10 см^3 $0,1 \text{ М}$ розчину барій гідроксиду $\text{Ba}(\text{OH})_2$ і 30 см^3 $0,05 \text{ М}$ розчину хлоридної кислоти HCl .
39. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні 5 см^3 $0,2 \text{ М}$ розчину кальцій хлориду CaCl_2 і 15 см^3 $0,02 \text{ М}$ розчину алюміній нітрату $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
40. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні 30 см^3 $0,01 \text{ М}$ розчину калій хлориду KCl і 20 см^3 $0,5 \text{ М}$ розчину хром (III) сульфату $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
41. Розрахувати йонну силу розчину, який отримали при змішуванні 50 см^3 $0,5 \text{ М}$ розчину ферум (III) нітрату $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ і 25 см^3 $0,03 \text{ М}$ розчину натрій хлориду NaCl .
42. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при змішуванні рівних об'ємів $0,15 \text{ М}$ розчину нітратної кислоти HNO_3 і $0,1 \text{ М}$ розчину натрій сульфату Na_2SO_4 .
43. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при розчиненні $0,056 \text{ г}$ калій гідроксиду KOH в 100 см^3 води.
44. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при розчиненні $0,142 \text{ г}$ натрій сульфату Na_2SO_4 в 100 см^3 води.
45. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при розчиненні $0,87 \text{ г}$ калій сульфату K_2SO_4 і $0,40 \text{ г}$ цинк сульфату ZnSO_4 в 500 см^3 води.
46. Розрахувати йонну силу розчину, що містить $0,02$ моль магній сульфату MgSO_4 і $0,02$ моль натрій сульфату Na_2SO_4 в 1 дм^3 .
47. Розрахувати йонну силу розчину, що містить $0,01$ моль магній хлориду MgCl_2 і $0,04$ моль алюміній хлориду AlCl_3 в 2 дм^3 .
48. Обчислити йонну силу розчину, який отримали при розчиненні $4,48 \text{ дм}^3$ (н.у.) газоподібного хлороводню HCl в 2 дм^3 води.
49. Застосування закону діючих мас до оборотних процесів. Термодинамічна та концентраційна константи рівноваги. Чинники, які впливають на величину термодинамічної та концентраційної констант рівноваги.

4.4 Кислотно-основна рівновага

Рекомендована література:

Основна [2: с. 65 – 70, 72 – 89, 149 – 158; 1 (кн. 1): с. 117 – 119]

Додаткова [7: с. 30 – 45; 9: с. 298 – 306; 10 (ч.1): с. 85 – 91, 94 – 107]

Кислотність розчину є одним з чинників, що впливають на протікання хімічних реакцій. Тому розрахунок концентрації йонів H^+ в розчинах має велике практичне значення. В табл. 16 наведено формули для обчислення концентрації йонів H^+ та pH у розчинах кислот, основ і солей. Умовні позначення у розрахункових формулах винесені за межі таблиці. Константи дисоціації слабких електролітів наведено в додатку Д.

Таблиця 16 – Формули для розрахунку концентрації йонів H^+ та pH розчину

Тип електроліту	Формули для розрахунку	
	концентрації H^+ -іонів	pH
Сильна кислота	$[H^+] = C_k$,	$pH = -\lg C_k$
Сильна основа	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{C_o}$	$pH = 14 + \lg C_o$
Слабка кислота	$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C_k}$	$pH = \frac{1}{2} pK_a - \frac{1}{2} \lg C_k$
Слабка основа	$[H^+] = \frac{10^{-14}}{\sqrt{K_b \cdot C_o}}$	$pH = 14 - \frac{1}{2} pK_b + \frac{1}{2} \lg C_o$
Середня сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою	$[H^+] = \frac{10^{-14} \cdot K_a}{\sqrt{C_c}}$	$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_a + \frac{1}{2} \lg C_c$
Кисла сіль, утворена слабкою кислотою і сильною основою	$[H^+] = \sqrt{K_1 \cdot K_2}$	$pH = \frac{1}{2} (pK_1 + pK_2)$
Сіль, утворена сильною кислотою і слабкою основою	$[H^+] = \frac{10^{-14} \cdot C_c}{\sqrt{K_b}}$	$pH = 7 - \frac{1}{2} \lg C_c - \frac{1}{2} pK_b$
Кислотний буферний розчин	$[H^+] = \frac{K_a \cdot C_k}{C_c}$	$pH = pK_a + \lg \frac{C_c}{C_k}$
Лужний буферний розчин	$[H^+] = \frac{10^{-14} \cdot C_c}{K_b \cdot C_o}$	$pH = 14 - pK_b + \lg \frac{C_o}{C_c}$

C_k – молярна концентрація кислоти, моль/дм³;

C_o – молярна концентрація основи, моль/дм³;

C_c – молярна концентрація солі, моль/дм³;

K_a – константа дисоціації кислоти;

K_1, K_2 – ступінчаті константи дисоціації кислоти;

pK_a – показник константи дисоціації кислоти, $pK_a = -\lg K_a$;

K_b – константа дисоціації основи;

pK_b – показник константи дисоціації основи, $pK_b = -\lg K_b$.

Приклад 6. Обчислити рН 0,01 М розчину НСl.

Хлоридна кислота НСl – сильна кислота. рН розчину обчислюємо за формулою:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\lg C_{\kappa}; \\ \text{pH} &= -\lg 10^{-2} = 2. \end{aligned}$$

Приклад 7. Обчислити рН 0,01 М розчину NaOH.

Натрій гідроксид NaOH – сильна основа. рН розчину обчислюємо за формулою:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 + \lg C_o; \\ \text{pH} &= 14 + \lg 10^{-2} = 14 - 2 = 12. \end{aligned}$$

Приклад 8. Обчислити рН розчину CH_3COOH з концентрацією 0,1 моль/дм³.

Оцтова кислота CH_3COOH – слабка одноосновна кислота. Константа дисоціації дорівнює $1,74 \cdot 10^{-5}$, $\text{pK}_a = 4,76$.

рН обчислюємо за формулою:

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \frac{1}{2} \text{pK}_a - \frac{1}{2} \lg C_{\kappa}; \\ \text{pH} &= \frac{1}{2} (4,76 - \lg 10^{-1}) = \frac{1}{2} (4,76 + 1) = \frac{1}{2} 5,76 = 2,88. \end{aligned}$$

Приклад 9. Обчислити концентрацію йонів H^+ та рН у 0,1 М розчині H_2S .

Сульфідна кислота H_2S – слабка двоосновна кислота. Багатоосновні кислоти дисоціюють ступінчато, кожен ступінь характеризується константою дисоціації:



Якщо відношення ступінчатих констант дисоціації $K_1/K_2 > 10^3$, то для розрахунку концентрації H^+ -іонів обмежуються дисоціацією за першим ступенем (K_1).

Концентрацію йонів H^+ обчислюємо за формулою:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{K_a \cdot C_{\kappa}}. \\ [\text{H}^+] &= \sqrt{1,0 \cdot 10^{-7} \cdot 0,1} = \sqrt{10^{-8}} = 10^{-4} \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

рН розчину обчислюємо за формулою $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$.

$$\text{pH} = -\lg 10^{-4} = 4.$$

Приклад 10. Обчислити рН 0,01 М розчину $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Амоній гідроксид $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – слабкий електроліт. Константа дисоціації дорівнює $1,76 \cdot 10^{-5}$, $\text{pK}_b = 4,75$.

рН обчислюємо за формулою:

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} \text{pK}_b + \frac{1}{2} \lg C_0;$$

$$\text{pH} = 14 - \frac{1}{2} (4,75 - \lg 10^{-2}) = 14 - \frac{1}{2} (4,75 + 2) = 10,63.$$

Приклад 11. Обчислити рН 0,001 М розчину CH_3COONa .

Натрій ацетат CH_3COONa – сіль, утворена слабкою кислотою та сильною основою. Константа дисоціації оцтової кислоти дорівнює $1,74 \cdot 10^{-5}$, $\text{pK}_a = 4,76$.

рН обчислюємо за формулою:

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \text{pK}_a + \frac{1}{2} \lg C_0;$$

$$\text{pH} = 7 + \frac{1}{2} \cdot 4,75 + \frac{1}{2} \lg 10^{-3} = 7,88.$$

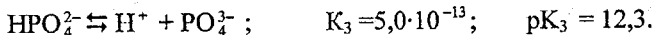
Приклад 12. Обчислити рН 0,01 М розчину а) Na_2HPO_4 ; б) NaH_2PO_4 ; в) Na_3PO_4 .

1. рН кислих солей обчислюємо за формулою:

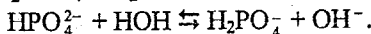
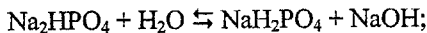
$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_1 + \text{pK}_2).$$

рН кислих солей не залежить від концентрації солі, а характеризується лише pK_a багатоосновної слабкої кислоти.

Ортофосфатна кислота дисоціює ступінчато:



Записуємо рівняння гідролізу солі Na_2HPO_4 в молекулярному та йонному вигляді:

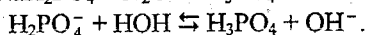
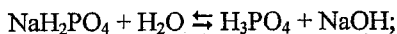


З йонного рівняння гідролізу солі видно, що для розрахунку рН використовуємо другу та третю ступінчаті константи дисоціації ортофосфатної кислоти:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_2 + \text{pK}_3);$$

$$pH = \frac{1}{2}(7,21 + 12,3) = 9,76.$$

2. Записуємо рівняння гідролізу солі NaH_2PO_4 в молекулярному та йонному вигляді:



Для розрахунку pH використовуємо першу та другу ступінчасті константи дисоціації ортофосфатної кислоти:

$$pH = \frac{1}{2}(pK_1 + pK_2);$$

$$pH = \frac{1}{2}(2,15 + 7,21) = 4,68.$$

3. Натрій ортофосфат Na_3PO_4 – середня сіль слабкої багатоосновної кислоти. pH обчислюємо за формулою:

$$pH = 7 + \frac{1}{2}pK_a + \frac{1}{2}lgC_c.$$

Для обчислення концентрації іонів H^+ у розчинах середніх солей використовуємо останню (найменшу) ступінчасту константу дисоціації кислоти. Для ортофосфатної кислоти – це K_3 .

$$pH = 7 + \frac{1}{2} \cdot 12,3 + \frac{1}{2} lg 10^{-2} = 12,15.$$

Приклад 13. Обчислити pH 0,01 М розчину N_2H_5Cl .

Гідразину хлорид N_2H_5Cl – сіль, яка утворена слабкою основою і сильною кислотою. Константа дисоціації гідразину дорівнює $9,3 \cdot 10^{-7}$, $pK_b = 6,03$.

pH розчину обчислюємо за формулою:

$$pH = 7 - \frac{1}{2}lgC_c - \frac{1}{2}pK_b;$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2}lg 10^{-2} - \frac{1}{2} \cdot 6,03 = 4,99.$$

Приклад 14. Обчислити pH розчину, в 1 дм³ якого міститься 0,1 моль CH_3COOH і 0,01 моль CH_3COONa .

Суміш слабкої оцтової кислоти та її солі має буферні властивості. pH розчину обчислюємо за формулою:

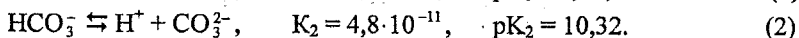
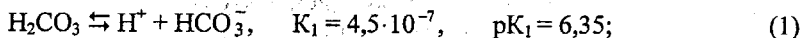
$$pH = pK_a + lg \frac{C_c}{C_k}.$$

Константа кислотності оцтової кислоти дорівнює $1,74 \cdot 10^{-5}$, $pK_a = 4,76$.

$$pH = 4,76 + lg \frac{0,01}{0,1} = 3,76.$$

Приклад 15. Обчислити рН розчину, який отримали при змішуванні 10 см^3 $0,1 \text{ М}$ розчину Na_2CO_3 і 20 см^3 $0,1 \text{ М}$ розчину NaHCO_3 .

Суміш середньої та кислої солі слабкої кислоти має буферні властивості. Карбонатна кислота дисоціює ступінчато:



1. Обчислюємо концентрацію середньої та кислої солі в отриманому розчині.

Об'єм розчину $10 + 20 = 30 \text{ см}^3$.

$$C(\text{NaHCO}_3) = \frac{20 \cdot 0,1}{30} = 0,067 \text{ моль/дм}^3;$$

$$C(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{10 \cdot 0,1}{30} = 0,033 \text{ моль/дм}^3.$$

2. Обчислюємо рН розчину за формулою:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \lg \frac{C_c}{C_k}.$$

При дисоціації NaHCO_3 у розчин переходять йони HCO_3^- . Останні дисоціюють за рівнянням (2). Тому у розрахунках використовуємо другу константу дисоціації карбонатної кислоти K_2 .

$$\text{pH} = 10,32 + \lg \frac{0,033}{0,067} = 10,01.$$

Контрольні завдання

52. Кисотно-основна рівновага. Константа дисоціації, показник константи дисоціації $\text{p}K$. Зв'язок між константою дисоціації та ступенем дисоціації. Застосування закону діючих мас до рівноваги дисоціації води.
53. Розрахунок концентрації гідроген-іонів у водних розчинах кислот (сильних, слабких, багатоосновних) та основ (сильних, слабких).
54. Гідроліз солей. Розрахунок концентрації гідроген-іонів у водних розчинах солей.
55. Буферні розчини, приклади, застосування в хімічному аналізі. Розрахунок рН буферних розчинів. Буферна ємність.
56. Обчислити рН $0,01 \text{ М}$ розчину:
 - 1) амоній гідроксиду $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
 - 2) калій гідрогенкарбонату KHCO_3 ;
 - 3) нітритної кислоти HNO_2 .
57. Обчислити рН:
 - 1) $0,1 \text{ М}$ розчину калій карбонату K_2CO_3 ;

- 2) 0,01 М розчину хлоридної кислоти HCl ;
- 3) розчину, отриманого змішуванням 50 см^3 0,02 М розчину амоній хлориду NH_4Cl і 50 см^3 0,02 М розчину амоній гідроксиду $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
58. Обчислити рН
- 1) 0,001 М розчину амоній нітрату NH_4NO_3 ;
 - 2) 0,01 М розчину сульфітної кислоти H_2SO_3 ;
 - 3) 0,001 М розчину нітратної кислоти HNO_3 .
59. Обчислити рН у 0,01 М водних розчинах таких речовин:
- 1) HNO_3 ;
 - 2) $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$;
 - 3) NaHS ;
 - 4) NaHSO_3 ;
 - 5) CH_3COOK ;
 - 6) K_2S ;
 - 7) Na_2CO_3 ;
 - 8) Na_3PO_4 ;
 - 9) HCOOH ;
 - 10) NaHCO_3 ;
 - 11) NaOH ;
 - 12) $[\text{NH}_3\text{OH}]\text{Cl}$.
60. Обчислити рН:
- 1) 0,01 М розчину натрій гідроксиду NaOH ;
 - 2) 0,01 М розчину натрій дифосфату $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$;
 - 3) розчину, отриманого змішуванням 100 см^3 0,2 М розчину оцтової кислоти CH_3COOH і 100 см^3 0,02 М розчину натрій ацетату CH_3COONa .
61. Обчислити рН
- 1) 0,01 М розчину калій гідроксиду KOH ;
 - 2) 0,01 М розчину натрій сульфіту Na_2SO_3 ;
 - 3) 0,01 М розчину сульфідної кислоти H_2S .
62. Обчислити рН
- 1) 0,001 М розчину літій гідроксиду LiOH ;
 - 2) 0,001 М розчину гідразин нітрату $\text{N}_2\text{H}_4\text{NO}_3$;
 - 3) 0,01 М розчину мурашиної кислоти HCOOH .
63. Обчислити рН у 0,1 М водному розчині
- 1) калій дигідрофосфату KH_2PO_4 ;
 - 2) калій гідрофосфату K_2HPO_4 .
64. Обчислити рН і рОН у 0,1 М розчині амоній гідроксиду $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
65. Як зміниться рН у розчині, якщо 1 дм^3 0,1 М розчину калій гідроксиду KOH розбавити до 10 дм^3 ?
66. Як зміниться рН у розчині, якщо 1 дм^3 0,1 М розчину хлоридної кислоти HCl розбавити до 10 дм^3 ?
67. Обчислити рН у розчині, одержаному при змішуванні 10 см^3 розчину оцтової кислоти CH_3COOH з молярною концентрацією $0,1 \text{ моль/дм}^3$ і 15 см^3 розчину калій ацетату CH_3COOK з молярною концентрацією $0,2 \text{ моль/дм}^3$.
68. Обчислити рН у розчині, одержаному при змішуванні 100 см^3 0,02 М розчину мурашиної кислоти HCOOH і 350 см^3 0,01 М розчину натрій формиату HCOONa .
69. Розрахувати рН у 0,1 М розчині натрій сульфіту Na_2SO_3 .
70. Розрахувати рН і рОН у 0,1 М розчині калій карбонату K_2CO_3 .

4.5 Рівновага в системі осад – розчин

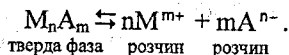
Рекомендована література:

Основа [1 (кн. 1): с. 192 – 203; 2: с. 111 – 125, 127 – 129; 3: с. 76 – 89]

Додаткова [8 (кн. 1): с. 82 – 94; 9: с. 69 – 82]

Приклад 16. Обчислити розчинність (моль/дм³) солі у воді та концентрацію йонів у насиченому розчині Ag_3PO_4 .

У розчині малорозчинної солі встановлюється рівновага між твердою фазою і йонами цієї солі:



Кількісно ця рівновага характеризується добутком розчинності (ДР) малорозчинної сполуки:

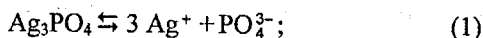
$$\text{ДР} = [\text{M}^{m+}]^n \cdot [\text{A}^{n-}]^m.$$

Величини ДР малорозчинних сполук наведено в додатку Е.

Розчинність S – загальна концентрація речовини в її насиченому розчині. ДР малорозчинної сполуки пов'язаний з її розчинністю співвідношенням:

$$S = n + m \sqrt[n \cdot m]{\frac{\text{ДР}}{n^n \cdot m^m}}.$$

1. Записуємо рівняння, яке характеризує рівновагу, що встановлюється у насиченому розчині малорозчинної солі та математичний вираз добутку розчинності солі:



$$\text{ДР} = [\text{Ag}^+]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}].$$

2. Обчислюємо розчинність солі у воді.

З рівняння (1) визначасмо, що $n = 3$, $m = 1$.

$$S = \sqrt[3 \cdot 1]{\frac{1,3 \cdot 10^{-20}}{3^3 \cdot 1^1}} = 4,8 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3.$$

При дисоціації 1 моль аргентум ортофосфату у розчин переходить 3 моль йонів аргентуму та 1 моль ортофосфат-іонів (рівняння 1). Концентрації йонів у розчині рівні:

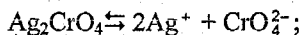
$$[\text{Ag}^+] = 3 \cdot S = 3 \cdot 4,8 \cdot 10^{-6} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3;$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = S = 4,8 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3.$$

Приклад 17. Обчислити концентрацію хромат-іонів CrO_4^{2-} за якої осадження Ag_2CrO_4 буде практично повним.

Осадження вважається повним, якщо концентрація осаджуваного йона не перевищує $1 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³.

1. Записуємо рівняння, яке характеризує рівновагу, що встановлюється у насиченому розчині малорозчинної солі, та математичний вираз добутку розчинності солі:



$$\text{ДР} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{CrO}_4^{2-}].$$

2. Обчислюємо концентрацію хромат-іонів CrO_4^{2-} , за якої концентрація Ag^+ -іонів буде рівною $1 \cdot 10^{-6}$ моль/дм³.

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = \frac{\text{ДР}}{[\text{Ag}^+]^2} = \frac{1,1 \cdot 10^{-12}}{(10^{-6})^2} = 1,1 \text{ моль/дм}^3.$$

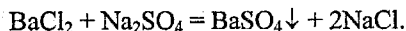
Приклад 18. Чи випаде осад при змішуванні однакових об'ємів 0,02 М розчину барій хлориду BaCl_2 і 0,002 М розчину натрій сульфату Na_2SO_4 ?

Умовою утворення осаду є перевищення в даному розчині табличного значення ДР малорозчинної сполуки. Осад утворюється, якщо добуток концентрацій йонів у степенях, які дорівнюють коефіцієнтам в рівнянні дисоціації солі, перевищує величину ДР.

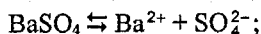
1. Обчислимо концентрацію солей в отриманому розчині.

Об'єм розчину збільшився у два рази – концентрація солей зменшилась вдвічі. Концентрація натрій сульфату стала рівною 0,001 моль/дм³, барій хлориду – 0,01 моль/дм³; відповідно $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,001$ моль/дм³, $[\text{Ba}^{2+}] = 0,01$ моль/дм³.

2. Записуємо рівняння реакції, що протікає при змішуванні вихідних розчинів:



3. Записуємо рівняння, яке характеризує рівновагу, що встановлюється у насиченому розчині малорозчинної солі – барій сульфату BaSO_4 , та математичний вираз добутку розчинності цієї солі:



$$\text{ДР} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}].$$

4. Обчислюємо добуток концентрацій йонів Ba^{2+} і SO_4^{2-} та порівнюємо з величиною $\text{ДР}_{\text{BaSO}_4}$:

$$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 0,01 \cdot 0,001 = 1 \cdot 10^{-5}.$$

DP_{BaSO_4} дорівнює $1,1 \cdot 10^{-10}$; осад $BaSO_4$ утворюється, оскільки $1 \cdot 10^{-5} > 1,1 \cdot 10^{-10}$.

Контрольні завдання

71. Рівновага в системі осад – розчин. Добуток розчинності, розчинність, зв'язок між ними. Умова утворення осаду. Вплив різних чинників на розчинність (однойменного йону, йонної сили, температури, природи розчинника).
72. Розчинність осадів в кислотах. Чинники, які впливають на розчинність солей слабких кислот у сильних кислотах. Застосування закону діючих мас до рівняння рівноваги між малорозчинною сіллю і йонами гідрогену.
73. Записати математичні вирази добутоків розчинності таких малорозчинних сполук:
 - а) аргентум хлорид $AgCl$; ферум (III) гідроксид $Fe(OH)_3$;
 - б) кальцій карбонат $CaCO_3$; цинк ортофосфат $Zn_3(PO_4)_2$;
 - в) купрум (II) сульфід CuS ; кальцій ортофосфат $Ca_3(PO_4)_2$;
 - г) аргентум бромід $AgBr$; плумбум (II) хлорид $PbCl_2$;
 - д) магній карбонат $MgCO_3$; плумбум (II) іодид PbI_2 ;
 - е) нікол (II) сульфід NiS ; аргентум хромат Ag_2CrO_4 ;
 - ж) алюміній ортофосфат $AlPO_4$; аргентум сульфат Ag_2SO_4 ;
 - з) барій сульфат $BaSO_4$; кальцій фторид CaF_2 .
74. Обчислити розчинність у воді: а) магній карбонату $MgCO_3$; б) алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$.
75. Обчислити розчинність у воді: а) ферум (III) гідроксиду $Fe(OH)_3$; б) кадмій сульфід CdS .
76. Обчислити розчинність у воді: а) аргентум броміду $AgBr$; б) хром (III) гідроксиду $Cr(OH)_3$.
77. Обчислити розчинність у воді: а) стронцій карбонату $SrCO_3$; б) цинк гідроксиду $Zn(OH)_2$.
78. Обчислити розчинність у воді: а) хром (III) гідроксиду $Cr(OH)_3$; б) ферум (II) сульфід FeS .
79. Обчислити розчинність у воді: а) аргентум хромату Ag_2CrO_4 ; б) аргентум іодиду AgI .
80. Обчислити розчинність у воді: а) барій сульфату $BaSO_4$; б) бісмут (III) гідроксиду $Bi(OH)_3$.
81. Обчислити розчинність у воді: а) кобальт (II) гідроксиду $Co(OH)_2$; б) аргентум роданіду $AgSCN$.
82. Обчислити концентрацію йонів в насиченому розчині а) алюміній (III) гідроксиду $Al(OH)_3$; б) манган (II) сульфід MnS .
83. Обчислити концентрацію йонів в насиченому розчині а) стибій (III) гідроксиду $Sb(OH)_3$; б) кальцій карбонату $CaCO_3$.

84. Обчислити концентрацію йонів в насиченому розчині а) пллобум хлориду $PbCl_2$; б) нікол (II) сульфїду NiS .
85. Обчислити концентрацію йонів в насиченому розчині а) купрум (II) гідроксиду $Cu(OH)_2$; б) аргентум іодиду AgI .
86. Обчислити концентрацію йонів в насиченому розчині а) барій хромату $BaCrO_4$; б) пллобум іодиду PbI_2 .
87. Обчислити концентрацію йонів в насиченому розчині а) ферум (III) гідроксиду $Fe(OH)_3$; б) гідраргірум (II) сульфїду HgS .
88. Обчислити концентрацію йонів Ba^{2+} а) в насиченому розчині барій хромату $BaCrO_4$; б) в насиченому розчині $BaCrO_4$, який містить $0,01$ моль/дм³ натрій хромату Na_2CrO_4 .
89. Обчислити концентрацію йонів Ag^+ а) в насиченому розчині аргентум іодиду AgI ; б) в насиченому розчині AgI , який містить $0,01$ моль/дм³ калій іодиду KI .
90. Обчислити концентрацію йонів Pb^{2+} а) в насиченому розчині пллобум хлориду $PbCl_2$; б) в насиченому розчині $PbCl_2$, який містить $0,1$ моль/дм³ натрій хлориду $NaCl$.
91. Обчислити концентрацію йонів Ba^{2+} а) в насиченому розчині барій сульфату $BaSO_4$; б) в насиченому розчині AgI , який містить $0,001$ моль/дм³ калій сульфату K_2SO_4 .
92. Обчислити значення рН розчину, при якому осадження ферум (II) гідроксиду $Fe(OH)_2$ буде практично повним.
93. Обчислити значення рН розчину, при якому осадження кобальт (II) гідроксиду $Co(OH)_2$ буде практично повним.
94. Обчислити концентрацію йонів I^- , при якій осадження пллобум (II) іодиду PbI_2 буде практично повним.
95. Обчислити концентрацію йонів OH^- , при якій осадження магній гідроксиду $Mg(OH)_2$ буде практично повним.
96. Чи утвориться осад, якщо до 10 см³ $0,002$ М розчину кальцій хлориду $CaCl_2$ додати 30 см³ $0,002$ М розчину натрій фториду NaF ?
97. Чи утвориться осад, якщо до 100 см³ $0,001$ М розчину барій хлориду $BaCl_2$ додати 50 см³ $0,0001$ М розчину натрій карбонату Na_2CO_3 ?
98. Чи утвориться осад, якщо до 20 см³ $0,0001$ М розчину нікол (II) сульфату $NiSO_4$ додати 30 см³ $0,001$ М розчину натрій гідроксиду $NaOH$?
99. Чи утвориться осад при змішуванні рівних об'ємів $0,01$ М розчину аргентум нітрату $AgNO_3$ та $0,001$ М розчину натрій хромату Na_2CrO_4 ?
100. Чи утвориться осад при змішуванні рівних об'ємів $0,002$ М розчину калій іодиду KI та $0,0005$ М розчину пллобум (II) нітрату $Pb(NO_3)_2$?
101. Чи утвориться осад при змішуванні рівних об'ємів $5 \cdot 10^{-4}$ М розчинів магній нітрату $Mg(NO_3)_2$ і натрій карбонату Na_2CO_3 ?
102. Чи утвориться осад, якщо до $0,01$ дм³ $0,002$ М розчину барій хлориду $BaCl_2$ додати $0,05$ дм³ $0,001$ М розчину натрій хромату Na_2CrO_4 ?

103. Чи утвориться осад, якщо до $20 \text{ см}^3 \cdot 5 \cdot 10^{-4} \text{ М}$ розчину бісмут (III) нітрату $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ додати $10 \text{ см}^3 \cdot 1 \cdot 10^{-5} \text{ М}$ розчину натрій сульфіді Na_2S ?
104. Обчислити масу сульфату калію, який потрібно розчинити у $0,5 \text{ дм}^3$ насиченого розчину кальцій сульфату CaSO_4 , щоб зменшити концентрацію Ca^{2+} -іонів у 10 разів порівняно з тією, яка характеризує розчинність солі у чистій воді.

4.6 Рівновага реакції комплексоутворення

Рекомендована література:

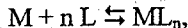
Основна [1 (кн. 1): с. 138 – 140, 145 – 146, 164 – 177; 2: с. 191 – 200]

Додаткова [8 (кн. 1): с. 67 – 73; 9: с. 307 – 322]

Приклад 19. Обчислити рівноважну концентрацію Hg^{2+} -іонів у розчині, який містить $0,01 \text{ моль/дм}^3$ гідраргірум (II) нітрату $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ і $0,08 \text{ моль/дм}^3$ калій іодиду KI .

Для обчислення рівноважної концентрації йонів у розчині, що містить комплексну сіль, потрібно знати величину константи стійкості комплексного йона (додаток Ж).

Константа стійкості комплексного йона, утвореного за рівнянням (заряди йонів опущені)



де M – йон-комплексоутворювач;

L – ліганд;

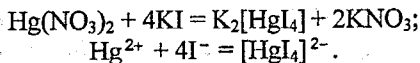
n – число лігандів,

має вигляд

$$\beta = \frac{[\text{ML}_n]}{[\text{M}] \cdot [\text{L}]^n},$$

де β – константа стійкості.

1. Записуємо рівняння реакції утворення комплексної солі в молекулярному та йонному вигляді:



2. Записуємо вираз константи стійкості комплексного йона $[\text{HgI}_4]^{2-}$:

$$\beta = \frac{[\text{HgI}_4]^{2-}}{[\text{Hg}^{2+}] \cdot [\text{I}^-]^4}, \quad \beta = 6,7 \cdot 10^{29}.$$

3. Визначаємо рівноважну концентрацію комплексних йонів $[\text{HgI}_4]^{2-}$ та I^- -іонів. При досить великому значенні β і значному надлишку ліганда приймаємо, що рівноважна концентрація комплексних йонів рівна

концентрації $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$:

$$[[\text{HgI}_4]^{2-}] = C_{\text{Hg}^{2+}} = C_{\text{Hg}(\text{NO}_3)_2} = 0,01 \text{ моль/дм}^3,$$

а рівноважна концентрація I^- -іонів рівна

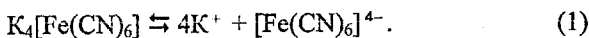
$$[\text{I}^-] = C_{\text{I}^-} - 4[[\text{HgI}_4]^{2-}] = C_{\text{KI}} - 4C_{\text{Hg}(\text{NO}_3)_2} = 0,08 - 4 \cdot 0,01 = 0,04 \text{ моль/дм}^3.$$

Обчислюємо рівноважну концентрацію йонів Hg^{2+} у розчині

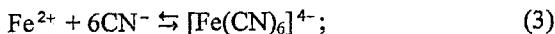
$$[\text{Hg}^{2+}] = \frac{[[\text{HgI}_4]^{2-}]}{\beta \cdot [\text{I}^-]^4} = \frac{0,01}{6,7 \cdot 10^{29} \cdot 0,04^4} = 5,8 \cdot 10^{-27} \text{ моль/дм}^3.$$

Приклад 20. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,05 М розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

1. Записуємо рівняння первинної (1) та вторинної (2) дисоціації комплексної солі:



2. Записуємо рівняння реакції утворення комплексного йона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ і вираз константи стійкості:



$$\beta = \frac{[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}]}{[\text{Fe}^{2+}][\text{CN}^-]^6}; \quad \beta = 7,9 \cdot 10^{36}. \quad (4)$$

3. Визначаємо рівноважні концентрації йонів Fe^{2+} і CN^- .

Позначаємо рівноважну концентрацію йонів Fe^{2+} через x :

$$[\text{Fe}^{2+}] = x \text{ моль/дм}^3.$$

З рівняння (3) рівноважна концентрація йонів CN^- рівна:

$$[\text{CN}^-] = 6x \text{ моль/дм}^3,$$

а рівноважна концентрація комплексного йона рівна

$$[[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}] = (C - x) \text{ моль/дм}^3,$$

де C – концентрація $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, моль/дм³.

Підставляємо значення рівноважних концентрацій йонів у вираз (4):

$$\beta = \frac{C - x}{x \cdot (6x)^6}. \quad (5)$$

Якщо комплексний йон стійкий (велике значення β), рівноважні концентрації йонів комплексоутворювача і ліганду дуже малі. Тому прийmemo $C \gg x$, тоді $C - x = C$.

Рівняння (5) спрощується:

$$\beta = \frac{C}{6^6 \cdot x^7} = \frac{C}{46656 \cdot x^7} \quad (6)$$

Розв'язуємо рівняння (6):

$$x = \sqrt[7]{\frac{C}{46656 \cdot \beta}} = \sqrt[7]{\frac{0,05}{46656 \cdot 7,9 \cdot 10^{36}}} = 7,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3.$$

Оскільки $0,02 \gg 7,5 \cdot 10^{-6}$, то припущення, що $C \gg x$ правильне. Рівноважні концентрації йонів у розчині дорівнюють:

$$\begin{aligned} [\text{Fe}^{2+}] &= 7,5 \cdot 10^{-7} \text{ моль/дм}^3; \\ [\text{CN}^-] &= 6 \cdot 7,5 \cdot 10^{-7} = 4,5 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3; \\ [[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}] &= 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3. \end{aligned}$$

Контрольні завдання

105. Рівновага реакцій комплексоутворення. Координаційне число, дентатність ліганду. Типи комплексів, які застосовуються в аналізі.
106. Стійкість комплексних сполук. Чинники, які впливають на стійкість комплексу. Константа стійкості. Застосування комплексних сполук в аналізі.
107. Записати рівняння реакцій первинної та вторинної дисоціації комплексних сполук та константи стійкості відповідних комплексних йонів:

- | | | |
|---|---|---|
| 1) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; | 2) $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$; | 3) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; |
| 4) $\text{Na}_2[\text{HgI}_4]$; | 5) $\text{Na}_2[\text{SnCl}_4]$; | 6) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; |
| 7) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; | 8) $\text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$; | 9) $\text{K}[\text{AuCl}_4]$; |
| 10) $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$; | 11) $\text{K}_2[\text{PbI}_4]$; | 12) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; |
| 13) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$; | 14) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$; | 15) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; |
| 16) $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$; | 17) $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$; | 18) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$; |
| 19) $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]$; | 20) $\text{Na}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; | 21) $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$; |
| 22) $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$; | 23) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{SCN})_6]$; | 24) $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; |
| 25) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$; | 26) $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{OH})_6]$; | 27) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$; |
| 28) $\text{Na}_2[\text{SnCl}_6]$; | 29) $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{SCN})_4]$; | 30) $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$. |

108. Обчислити константу стійкості комплексного йона $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, якщо рівноважні концентрації у розчині дорівнюють: $[[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}] = 0,01 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{Ni}^{2+}] = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$; $[\text{NH}_3] = 4,8 \cdot 10^{-2} \text{ моль/дм}^3$.
109. Обчислити константу стійкості комплексного йона $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, якщо рівноважні концентрації йонів у розчині дорівнюють: $[[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}] = 0,05 \text{ моль/дм}^3$; $[\text{Zn}^{2+}] = 1,98 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$; $[\text{OH}^-] = 7,95 \cdot 10^{-4} \text{ моль/дм}^3$.

110. Обчислити константу стійкості комплексного йона $[\text{HgI}_4]^{2-}$, якщо рівноважні концентрації йонів у розчині дорівнюють:
 $[[\text{HgI}_4]^{2-}] = 0,001$ моль/дм³; $[\text{Hg}^{2+}] = 8,9 \cdot 10^{-8}$ моль/дм³;
 $[\text{I}^-] = 3,58 \cdot 10^{-7}$ моль/дм³.
111. Обчислити константу стійкості комплексного йона $[\text{FeF}_6]^{3-}$, якщо рівноважні концентрації йонів у розчині дорівнюють:
 $[[\text{FeF}_6]^{3-}] = 0,005$ моль/дм³; $[\text{Fe}^{3+}] = 5,1 \cdot 10^{-4}$ моль/дм³;
 $[\text{F}^-] = 3,03 \cdot 10^{-3}$ моль/дм³.
112. Обчислити концентрацію йонів Ag^+ в розчині, який містить 0,05 моль/дм³ аргентум нітрату AgNO_3 і 1,2 моль/дм³ калій роданіду KSCN .
113. Обчислити концентрацію йонів Cu^{2+} в розчині, який містить 0,1 моль/дм³ купрум (II) нітрату $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ і 1 моль/дм³ амоніаку NH_3 .
114. Обчислити концентрацію йонів Ni^{2+} в розчині, який містить 0,1 моль/дм³ нікол (II) сульфату NiSO_4 і 1 моль/дм³ амоніаку NH_3 .
115. Обчислити концентрацію йонів Zn^{2+} в розчині, який містить 0,01 моль/дм³ цинк сульфату ZnSO_4 і 0,8 моль/дм³ калій ціаніду KCN .
116. Обчислити концентрацію йонів Cd^{2+} в розчині, який містить 0,1 моль/дм³ кадмій нітрату $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ і 1 моль/дм³ амоніаку NH_3 .
117. Обчислити концентрацію йонів Ag^+ в розчині, який містить 0,02 моль/дм³ аргентум нітрату AgNO_3 і 2 моль/дм³ натрій тіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.
118. Обчислити концентрацію йонів Cd^{2+} в розчині, який містить 0,03 моль/дм³ кадмій нітрату $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ і 2 моль/дм³ калій ціаніду KCN .
119. Обчислити концентрацію йонів Hg^{2+} в розчині, який містить 0,05 моль/дм³ гідраргірум (II) нітрату $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ і 1 моль/дм³ калій ціаніду KCN .
120. Обчислити концентрацію йонів Ag^+ в розчині, який містить 0,1 моль/дм³ аргентум нітрату AgNO_3 і 1 моль/дм³ амоніаку NH_3 .
121. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,5 М розчині комплексної солі $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.
122. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,5 М розчині комплексної солі $\text{K}_2[\text{BeF}_4]$.
123. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,02 М розчині комплексної солі $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.
124. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,05 М розчині комплексної солі $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$.
125. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,01 М розчині комплексної солі $\text{K}_3[\text{BiI}_6]$.
126. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,001 М розчині комплексної солі $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.
127. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 1 М розчині комплексної

солі $K_2[HgCl_4]$.

128. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,1 М розчині комплексної солі $Na_2[HgI_4]$.
129. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,2 М розчині комплексної солі $K_3[FeF_6]$.
130. Обчислити рівноважні концентрації йонів у 0,05 М розчині комплексної солі $[Co(NH_3)_6]Cl_3$.

4.7 Окисно-відновна рівновага

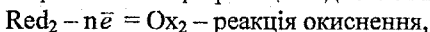
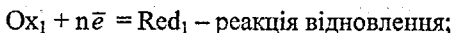
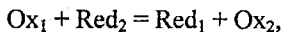
Рекомендована література:

Основна [1 (кн.): с. 177 – 182, 185 – 189; 2: с. 174 – 183; 3: с. 91 – 111]

Додаткова [8 (кн. 1): с. 103 – 118; 9: с. 276 – 296]

Приклад 21. Обчислити окисно-відновний потенціал редокс-пари IO_3^-/I^- при $pH = 1$ та $pH = 6$ за умови рівності концентрацій йонів IO_3^- і I^- .

Окисно-відновні реакції протікають зі зміною ступеней окиснення реагуючих речовин:



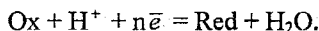
де Ox – окиснена форма речовини;

Red – відновлена форма речовини;

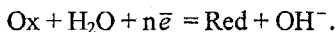
n – число приєднаних (відданих) електронів.

В реакції речовина з більш високим ступенем окиснення є окисненою формою, з більш низьким – відновленою. Окиснена і відновлена форми утворюють редокс-пару.

У водних розчинах у багатьох випадках в процесах окиснення-відновлення беруть участь йони H^+ і OH^- . Йони H^+ беруть участь в процесах відновлення окисненої форми:



Йони OH^- – в процесах окиснення відновленої форми:



Окисно-відновний потенціал обчислюємо за рівнянням Нернста:

$$E_{Ox/Red} = E_{Ox/Red}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[Ox]}{[Red]},$$

де $E_{Ox/Red}$ – окисно-відновний потенціал редокс-пари, В;

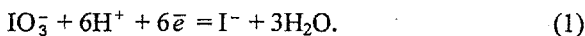
$E_{Ox/Red}^0$ – стандартний окисно-відновний потенціал редокс-пари, В;

n – число електронів, що беруть участь в реакції відновлення (окиснення);

[Ox], [Red] – концентрація окисненої та відновленої форм відповідно, моль/дм³.

Концентрація йонів H^+ та OH^- входить в рівняння Нернста. Концентрація компонентів, для яких вона постійна (тверда речовина, вода), в рівняння Нернста не входить. Концентрації окисненої та відновленої форм, йонів H^+ , OH^- підносять до степенів, які дорівнюють коефіцієнтам в рівнянні реакції відновлення (окиснення).

1. Записуємо реакцію відновлення для редокс-пари IO_3^-/I^- . Ступінь окиснення Іоду в IO_3^- -іоні дорівнює + 5, в I^- -іоні – мінус 1. Отже, IO_3^- – окиснена форма, I^- – відновлена форма:



2. Записуємо рівняння Нернста для реакції (1):

$$E = E_{IO_3^-, H^+/I^-}^0 + \frac{0,059}{6} \lg \frac{[IO_3^-] \cdot [H^+]^6}{[I^-]}. \quad (2)$$

За умовою задачі $[IO_3^-] = [I^-]$; рівняння (2) спрощується:

$$E = E_{IO_3^-, H^+/I^-}^0 + \frac{0,059}{6} \lg [H^+]^6 = E_{IO_3^-, H^+/I^-}^0 + \frac{0,059 \cdot 6}{6} \lg [H^+] = E_{IO_3^-, H^+/I^-}^0 - 0,059 \text{pH}.$$

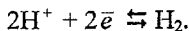
У додатку И знаходимо значення стандартного окисно-відновного потенціалу $E_{IO_3^-, H^+/I^-}^0 = 1,08 \text{ В}$.

3. Обчислюємо значення окисно-відновного потенціалу редокс-пари IO_3^-/I^- при $\text{pH} = 1$ та $\text{pH} = 6$:

$$E = 1,08 - 0,059 \cdot 1 = 1,02 \text{ В}; \quad E = 1,08 - 0,059 \cdot 6 = 0,73 \text{ В}.$$

Приклад 22. Обчислити потенціал водневого електрода у розчині нітратної кислоти з молярною концентрацією 0,001 моль/дм³.

На водневому електроді протікає реакція:



Потенціал водневого електрода залежить від pH розчину:

$$E = -0,059 \text{pH}.$$

1. Обчислюємо pH розчину нітратної кислоти (див. табл. 16). HNO_3 – сильна кислота, pH розчину обчислюємо за формулою:

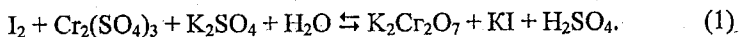
$$\text{pH} = -\lg C_K.$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-3} = 3.$$

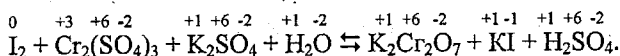
2. Обчислюємо значення потенціалу водневого електрода:

$$E = -0,059 \cdot 3 = -0,18 \text{ В}.$$

Приклад 23. Визначити напрямок протікання окисно-відновної реакції за стандартних умов та поставити коефіцієнти в рівнянні реакції йонно-електронним методом.

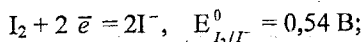
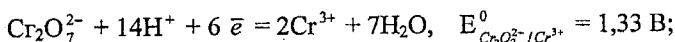


1. Визначаємо ступінь окиснення атомів всіх елементів:

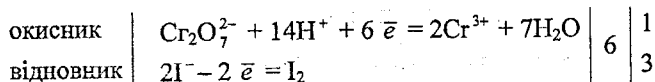


2. Складаємо йонно-електронні рівняння реакцій окиснення та відновлення.

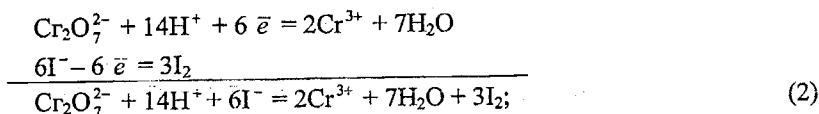
- при складанні рівнянь записуємо не символи атомів елементів, що змінюють ступінь окиснення, а йони (молекули), що містять такі атоми;
- обидва рівняння реакцій записуємо як реакції відновлення. Якщо вихідна речовина містить більше атомів Оксигену, ніж продукт реакції, то у ліву частину реакції відновлення додаємо стільки йонів Гідрогену, скільки потрібно для зв'язування Оксигену, а у праву частину — відповідне число молекул води (див. приклад 21). У довідникових таблицях знаходимо значення стандартних окисно-відновних потенціалів:



- реакцію з меншим значенням потенціалу, яка відіграє роль відновника (пари з більш високим стандартним потенціалом можуть окиснювати системи з меншим стандартним потенціалом, тобто реакція протікає зліва направо, якщо окисником є окиснена форма редокс-пари з більшим потенціалом, а відновником — відновлена форма редокс-пари з меншим потенціалом), переписуємо у зворотному напрямку. Визначаємо найменше спільне кратне чисел відданих і приєднаних електронів. Спільне кратне ділимо на кількість відданих і приєднаних електронів, визначаємо додаткові множники.

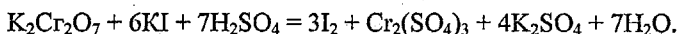


- реакції окиснення та відновлення множимо на додаткові множники, щоб зрівняти число відданих і приєднаних електронів, та підсумовуємо рівняння реакцій окиснення та відновлення:



Отже, реакція (1) протікає у напрямку, зворотному до записаного. Позитивне значення різниці потенціалів окисника та відновника ($1,33 \text{ В} - 0,54 \text{ В} = 0,79 \text{ В}$) підтверджує можливість перебігу реакції (2).

- на підставі повного йонного рівняння записуємо молекулярне рівняння реакції:



Контрольні завдання

- Окисно-відновна рівновага. Види електродів: електроди 1-го роду, окисно-відновні електроди. Електродний потенціал, електроди порівняння. Оцінка окисно-відновної здатності. Рівняння Нернста.
- Вплив різних чинників на величину потенціалу (концентрації компонентів редокс-пари, рН розчину, комплексоутворення, утворення малорозчинних сполук).
- Напрямок протікання окисно-відновних реакцій.
- Визначити напрямок протікання окисно-відновних реакцій та поставити коефіцієнти в рівняннях реакцій йонно-електронним методом.

- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4;$
- $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH};$
- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{I}_2 + \text{NO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KI} + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4;$
- $\text{Na}_2\text{S} + \text{NaMnO}_4 + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{S} + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightleftharpoons \text{SnCl}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{Br}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KBr} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4;$
- $\text{KNO}_3 + \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{KMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{KBr} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Br}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{CrCl}_3 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl};$
- $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{I}_2 + \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HNO}_3;$
- $\text{KMnO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4;$
- $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH};$
- $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{NaNO}_2 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{NO} + \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{I}_2 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KI} + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3;$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4;$
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{NaBrO}_3 + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4;$
- $\text{KBr} + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightleftharpoons \text{KBrO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O};$
- $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{ClO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

135. Записати рівняння Нернста для редокс-пари:

- 1) $\text{AsO}_4^{3-} / \text{AsO}_3^{3-}$; 4) $\text{BrO}_3^- / \text{Br}^-$; 7) $\text{NO}_3^- / \text{NH}_4^+$; 10) $\text{IrO}_2 \downarrow / \text{Ir} \downarrow$;
2) $\text{MnO}_4^- / \text{MnO}_2 \downarrow$; 5) $\text{SO}_4^{2-} / \text{S} \downarrow$; 8) $\text{IO}_3^- / \text{IO}^-$; 11) $\text{ClO}_2 \uparrow / \text{Cl}^-$;
3) $\text{PbO}_2 \downarrow / \text{Pb} \downarrow$; 6) $\text{NO}_3^- / \text{NO}_2 \uparrow$; 9) $\text{ClO}_4^- / \text{Cl}^-$; 12) $\text{IO}_3^- / \text{I}_2$.

136. Визначити (відповідь пояснити) чи може калій перманганат KMnO_4 в кислому середовищі окиснити:

- 1) Cr^{3+} до $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; 5) SO_3^{2-} до SO_4^{2-} ; 9) S^{2-} до S ;
2) I^- до I_2 ; 6) Cl^- до Cl_2 ; 10) Br^- до Br_2 ;
3) HAsO_2 до H_3AsO_4 ; 7) H_2O_2 до O_2 ; 11) NO_2^- до NO_3^- ;
4) Fe^{2+} до Fe^{3+} ; 8) $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ до CO_2 ; 12) Sn^{2+} до Sn^{4+} .

137. Визначити (відповідь пояснити) чи може калій дихромат $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в кислому середовищі окиснити:

- 1) Fe^{2+} до Fe^{3+} ; 4) Sn^{2+} до Sn^{4+} ; 7) S^{2-} до S ; 10) F^- до F_2 ;
2) Ti^{3+} до Ti^{4+} ; 5) Cl^- до Cl_2 ; 8) Br^- до Br_2 ; 11) I^- до I_2 ;
3) NO_2^- до NO_3^- ; 6) Mn до Mn^{2+} ; 9) Fe до Fe^{2+} ; 12) I_2 до IO_3^- ;

138. Визначити (відповідь пояснити) чи може станум (II) хлорид SnCl_2 в кислому середовищі відновити:

- 1) BrO_3^- до Br_2 ; 4) H_3AsO_4 до HAsO_2 ; 7) MnO_4^- до Mn^{2+} ;
2) SO_4^{2-} до SO_3^{2-} ; 5) NO_2^- до NO ; 8) NO_3^- до NO_2^- ;
3) H_2S до S ; 6) MnO_4^- до MnO_4^{2-} ; 9) NO_3^- до NH_4^+ .

139. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ за умови: $\text{pH} = 6$, $[\text{Mn}^{2+}] = 0,1$ моль/дм³ і $[\text{MnO}_4^-] = 0,01$ моль/дм³.

140. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}$ у розчині за умови:

- а) $[\text{MnO}_4^-] = 0,2$ моль/дм³, $[\text{Mn}^{2+}] = 0,1$ моль/дм³ і $[\text{H}^+] = 0,1$ моль/дм³;
б) $[\text{MnO}_4^-] = 0,04$ моль/дм³, $[\text{Mn}^{2+}] = 0,2$ моль/дм³ і $\text{pH} = 2$;
в) $[\text{MnO}_4^-] = 1$ моль/дм³, $[\text{Mn}^{2+}] = 1$ моль/дм³ і $[\text{H}^+] = 0,01$ моль/дм³.

141. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{Br}_2 / \text{Br}^-$, якщо концентрація броду рівна $0,5$ моль/дм³, бромід-іонів – $0,025$ моль/дм³.

142. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{Ti}^{4+} / \text{Ti}^{3+}$ якщо концентрація Ti^{3+} -іонів рівна $0,2$ моль/дм³, Ti^{4+} -іонів – $0,05$ моль/дм³.

143. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} / \text{Cr}^{3+}$ у розчині, якщо $[\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}] = 0,15$ моль/дм³, $[\text{Cr}^{3+}] = 0,03$ моль/дм³, $[\text{H}^+] = 0,1$ моль/дм³.

144. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$, якщо $[\text{Sn}^{4+}] = 1$ моль/дм³, а $[\text{Sn}^{2+}] = 0,1$ моль/дм³.

145. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{SO}_4^{2-} / \text{SO}_3^{2-}$ в розчині, який містить йони SO_4^{2-} та SO_3^{2-} з концентрацією 1 моль/дм³ при $\text{pH} = 10$.

146. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{ClO}_4^-/\text{Cl}^-$ в розчині, який містить йони ClO_4^- і Cl^- з концентрацією 1 моль/дм³ при pH = 2 та pH = 6.
147. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2^-$ в розчині, який містить йони NO_3^- і NO_2^- з концентрацією 0,1 моль/дм³ при pH = 3 і pH = 8.
148. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{BrO}_3^-/\text{Br}^-$ в розчині, який містить йони BrO_3^- з концентрацією 0,01 моль/дм³, йони Br^- з концентрацією 0,001 моль/дм³ при pH = 8.
149. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{NO}_3^-/\text{NH}_4^+$ в розчині, який містить йони NO_3^- і NH_4^+ з концентрацією 0,02 моль/дм³ при pH = 2 і pH = 9.
150. Обчислити потенціал редокс-пари $\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_3^{2-}$ в розчині, який містить йони SO_4^{2-} з концентрацією 0,1 моль/дм³, йони SO_3^{2-} з концентрацією 0,01 моль/дм³ при pH = 4.
151. Обчислити потенціал водневого електрода в 0,01 М розчині 1) хлоридної кислоти HCl; 2) натрій гідроксиду NaOH.
152. Обчислити потенціал водневого електрода у розчині амоній хлориду NH_4Cl з молярною концентрацією 0,01 моль/дм³.
153. Обчислити потенціал водневого електрода у розчині калій сульфіту, 1 дм³ якого містить K_2SO_3 масою 1,58 г.
154. Обчислити потенціал водневого електрода у розчині калій гідроксиду, 1 дм³ якого містить KOH масою 5,6 г.
155. Обчислити потенціал водневого електрода у розчині оптової кислоти CH_3COOH з молярною концентрацією 0,001 моль/дм³.
156. Обчислити потенціал водневого електрода у розчині калій нітриту, 0,5 дм³ якого містить KNO_2 масою 1,7 г.
157. Обчислити потенціал водневого електрода у 0,01 М розчині калій гідрогенсульфіту.
158. Обчислити потенціал водневого електрода у розчині мурашиної кислоти HCOOH з молярною концентрацією 0,1 моль/дм³.

БІБЛІОГРАФІЧНИЙ ОПИС

Основна література:

1. Основы аналитической химии. В 2 кн./ Золотов Ю. А., Дорохова Е. Н., Фадеева В. И. и др. – М.: Высш. шк., 2000. – 845 с.
2. Сегеда А. С. Аналітична хімія. Якісний аналіз. – К.: ЦУЛ, 2002. – 524 с.
3. Дорохова Є. М., Прохорова Г. В. Задачі та запитання з аналітичної хімії. – К.: Видавничо-поліграфічний центр “Київський університет”, 2001. – 282 с.
4. Сегеда А. С., Галаган Р. Л. Збірник задач і вправ з аналітичної хімії. Якісний аналіз. – К.: Фітосоціоцентр, 2002. – 429 с.
5. Гайдукевич О. М., Болотов В. В. та ін. Аналітична хімія. – Харків: Основа, Вид-во НФАУ, 2000. – 432 с.
6. Основы аналитической химии. Практическое руководство/ Фадеева В. И., Шеховцова Т. Н., Иванов В. М. и др. – М.: Высш. шк., 2001. – 463 с.

Додаткова література:

7. Жаровський Ф. Г., Пилипенко А. Т., П'ятницький І. В. Аналітична хімія. – К.: Вища шк., 1982. – 544 с.
8. Васильев В. П. Аналитическая химия. В 2 кн. – М.: Высш. шк., 1989. – 620 с.
9. Лурье Ю. Ю. Справочник по аналитической химии. – М.: Химия, 1989. – 448 с.
10. Пилипенко А. Т., Пятницкий И. В. Аналитическая химия. В 2 ч. – М.: Химия, 1990. – 846 с.

Додаток А

Варіанти завдань контрольної роботи

Таблиця А.1 -- Варіанти завдань контрольної роботи для студентів заочної форми навчання

Варіант	Завдання					
	1	2	3	4	5	6
1	1	30	56	104	108	141
2	2	31	57	103	109	142
3	3	32	58	102	110	143
4	4	33	60	101	111	144
5	5	34	61	100	112	145
6	6	35	62	99	113	146
7	7	36	63	98	114	147
8	8	37	64	97	115	148
9	9	29	65	96	116	149
10	10	49	66	95	117	150
11	11	38	52	94	118	151
12	12	39	53	93	119	152
13	13	40	54	92	120	153
14	14	41	55	91	121	154
15	15	42	67	71	122	140
16	16 (2)	43	68	72	123	139
17	17	44	69	90	105	138 (1 – 3)
18	18	45	70	89	106	138 (4 – 6)
19	19	46	59 (1 – 3)	88	124	131
20	20	47	59 (4 – 6)	87	125	132
21	21	48	59 (7 – 9)	86	126	133
22	7	30	59 (10 – 12)	85	127	138 (7 – 9)
23	22	29	63	84	128	136 (1 – 3)
24	16 (3)	49	64	83	129	136 (4 – 6)
25	23	33	65	82	105	134 (1)
26	24	34	66	81	106	134 (2)
27	25	35	52	80	130	155
28	26	36	53	79	110	156
29	27	37	54	78	111	157
30	28	38	55	77	112	158

Схема розділення суміші катіонів I – III аналітичних груп

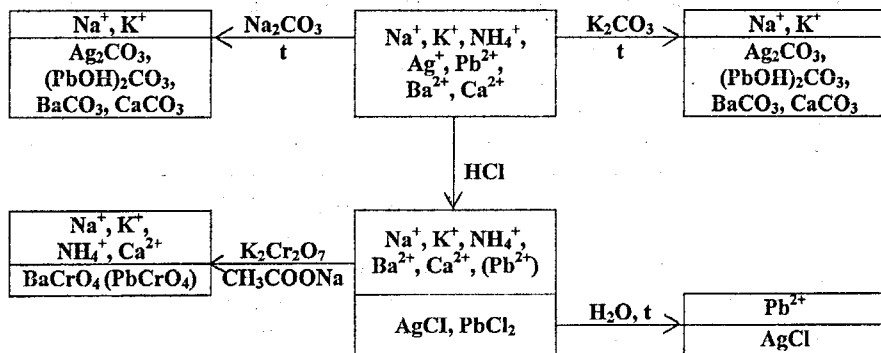
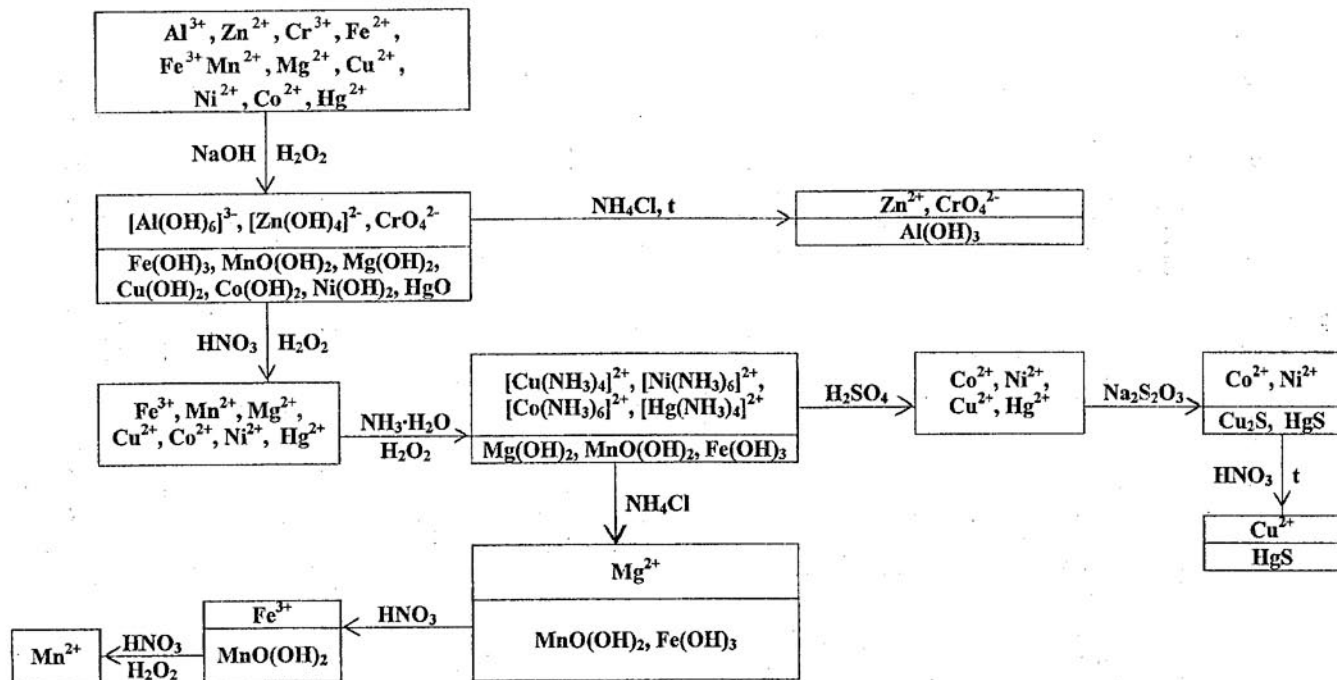


Схема розділення суміші катіонів IV – VI аналітичних груп



Розчинність кислот, основ, солей у воді

Катіони	Аніони												
	OH ⁻	F ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	—	р	р	р	р	р	—	р
Na ⁺ , K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Mg ²⁺	н	м	р	р	р	—	н	р	р	н	н	н	р
Ca ²⁺	м	н	р	р	р	—	н	м	р	н	н	н	р
Ba ²⁺	р	м	р	р	р	р	н	н	р	н	н	н	р
Al ³⁺	н	м	р	р	р	—	—	р	р	н	—	н	р
Cr ³⁺	н	м	р	р	н	н	—	р	р	н	—	н	р
Zn ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	п	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Ni ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	н	м	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	н	м	р	р	—	—	—	р	р	н	—	н	—
Cd ²⁺	н	р	р	р	р	н	н	р	р	н	н	н	р
Hg ²⁺	—	р	р	м	н	н	н	р	р	н	—	—	р
Cu ²⁺	н	р	р	р	—	н	н	р	р	н	н	н	р
Ag ⁺	—	р	н	н	н	н	н	м	р	н	н	н	р
Sn ²⁺	н	р	р	р	м	н	—	р	—	н	—	—	—
Pb ²⁺	н	п	м	м	н	н	н	п	р	н	н	н	р
р - розчинна, м - малорозчинна, н - нерозчинна речовина, — речовина не існує або розкладається водою													

Додаток Д

Константи дисоціації кислот та основ

Таблиця Д.1 – Константи дисоціації деяких кислот [9]

Назва	Формула	K_a	pK_a
Дифосфатна	$H_4P_2O_7$	$1,2 \cdot 10^{-1}$	0,91
		$7,9 \cdot 10^{-3}$	2,10
		$2,0 \cdot 10^{-7}$	6,70
		$4,8 \cdot 10^{-10}$	9,32
Карбонатна	H_2CO_3	$4,5 \cdot 10^{-7}$	6,35
		$4,8 \cdot 10^{-11}$	10,32
Мурашина	$HCOOH$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,75
Нітритна	HNO_2	$5,1 \cdot 10^{-4}$	3,29
Ортофосфатна	H_3PO_4	$7,1 \cdot 10^{-3}$	2,15
		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,21
		$5,0 \cdot 10^{-13}$	12,30
Оцтова	CH_3COOH	$1,74 \cdot 10^{-5}$	4,76
Сульфідна	H_2S	$1,0 \cdot 10^{-7}$	6,99
		$2,5 \cdot 10^{-13}$	12,60
Сульфитна	H_2SO_3	$1,4 \cdot 10^{-2}$	1,85
		$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,20
Хроматна	H_2CrO_4	$1,6 \cdot 10^{-1}$	0,80
		$3,2 \cdot 10^{-7}$	6,50
Ціанідна	HCN	$5,0 \cdot 10^{-10}$	9,30
Щавлева	$H_2C_2O_4$	$5,6 \cdot 10^{-2}$	1,25
		$5,4 \cdot 10^{-5}$	4,27

Таблиця Д.2 – Константи дисоціації деяких основ [9]

Назва	Формула	K_b	pK_b
Розчин амоніаку	$NH_3 \cdot H_2O$	$1,76 \cdot 10^{-5}$	4,75
Розчин гідразину	$N_2H_4 \cdot H_2O$	$9,3 \cdot 10^{-7}$	6,03
Розчин гідроксиламіну	$NH_2OH \cdot H_2O$	$8,9 \cdot 10^{-9}$	8,09

Добутки розчинності малорозчинних сполук

Таблиця Е.1 – Добутки розчинності деяких малорозчинних сполук [9]

Формула речовини	ДР	Формула речовини	ДР
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	NiS	$3,2 \cdot 10^{-19}$
Bi(OH) ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
Bi ₂ S ₃	$1,0 \cdot 10^{-97}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	Sb(OH) ₃	$1,7 \cdot 10^{-38}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Co(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-15}$	Zn ₃ (PO ₄) ₂	$9,1 \cdot 10^{-33}$
Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$	ZnS	$2,5 \cdot 10^{-22}$

Константи стійкості комплексних йонів

Таблиця Ж.1 – Константи стійкості деяких комплексних йонів [9]

Комплексний йон	β
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$1,70 \cdot 10^7$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_4]^{3-}$	$4,68 \cdot 10^9$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$1,00 \cdot 10^{18}$
$[\text{AlF}_6]^{3-}$	$4,8 \cdot 10^{20}$
$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	$1,00 \cdot 10^{33}$
$[\text{AuCl}_4]^-$	$2,02 \cdot 10^{21}$
$[\text{BeF}_4]^{2-}$	$2,45 \cdot 10^{13}$
$[\text{BiI}_6]^{3-}$	$1,26 \cdot 10^{19}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,64 \cdot 10^6$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,31 \cdot 10^{17}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,03 \cdot 10^{64}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$1,80 \cdot 10^{35}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$1,07 \cdot 10^{12}$
$[\text{Cu}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1,31 \cdot 10^{16}$
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	$1,26 \cdot 10^{16}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$7,90 \cdot 10^{36}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,03 \cdot 10^{45}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$5,04 \cdot 10^5$
$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$1,7 \cdot 10^{15}$
$[\text{Hg}(\text{CN})_6]^{4-}$	$4,17 \cdot 10^{40}$
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$6,70 \cdot 10^{29}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$1,02 \cdot 10^8$
$[\text{PbBr}_4]^{2-}$	$1,03 \cdot 10^3$
$[\text{PbI}_4]^{2-}$	$8,30 \cdot 10^3$
$[\text{SnCl}_4]^{2-}$	$3,02 \cdot 10^1$
$[\text{SnBr}_5]^{3-}$	$9,55 \cdot 10^1$
$[\text{PbCl}_6]^{4-}$	$2,00 \cdot 10^{11}$
$[\text{Sb}(\text{OH})_4]^-$	$1,26 \cdot 10^{40}$
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$1,41 \cdot 10^{15}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5,00 \cdot 10^8$
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,00 \cdot 10^{16}$

Стандартні окисно-відновні потенціали

Таблиця II.1 – Стандартні окисно-відновні потенціали при 25° С [9]

Елемент	Окиснена форма	+ ne ⁻	Відновлена форма	E ⁰ , В
As	H ₃ AsO ₄ + 2H ⁺	+ 2e ⁻	HAAsO ₂ + 2H ₂ O	+ 0,56
	AsO ₄ ³⁻ + 2H ₂ O	+ 2e ⁻	AsO ₂ ⁻ + 4OH ⁻	- 0,71
Br	Br ₂	+ 2e ⁻	2Br ⁻	+ 1,09
	2BrO ₃ ⁻ + 12H ⁺	+ 10e ⁻	Br ₂ + 6H ₂ O	+ 1,52
	2BrO ₃ ⁻ + 6H ₂ O	+ 10e ⁻	Br ₂ + 12OH ⁻	+ 0,5
	BrO ₃ ⁻ + 6H ⁺	+ 6e ⁻	Br ⁻ + 3H ₂ O	+ 1,45
	BrO ₃ ⁻ + 3H ₂ O	+ 6e ⁻	Br ⁻ + 6OH ⁻	+ 0,61
C	2CO ₂ ↑ + 2H ⁺	+ 2e ⁻	H ₂ C ₂ O ₄	- 0,49
Cl	Cl ₂ ↑	+ 2e ⁻	2Cl ⁻	+ 1,36
	ClO ₃ ⁻ + 2H ⁺	+ e ⁻	ClO ₂ ↑ + H ₂ O	+ 1,15
	ClO ₄ ⁻ + 8H ⁺	+ 8e ⁻	Cl ⁻ + 4H ₂ O	+ 1,38
	ClO ₄ ⁻ + 4H ⁺	+ 8e ⁻	Cl ⁻ + 8OH ⁻	+ 0,56
Cr	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺	+ 6e ⁻	2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	+ 1,33
	CrO ₄ ²⁻ + 4H ₂ O	+ 3e ⁻	Cr ³⁺ + 8OH ⁻	- 0,125
	CrO ₄ ²⁻ + 4H ⁺	+ 3e ⁻	CrO ₂ ⁻ + 2H ₂ O	+ 0,95
	CrO ₂ ⁻ + 4H ⁺	+ e ⁻	Cr ²⁺ + 2H ₂ O	+ 1,19
F	F ₂	+ 2e ⁻	2F ⁻	+ 2,77
Fe	Fe ²⁺	+ 2e ⁻	Fe↓	- 0,47
	Fe ³⁺	+ e ⁻	Fe ²⁺	+ 0,77
H	2H ⁺	+ 2e ⁻	H ₂ ↑	0,00
I	I ₂ ↓	+ 2e ⁻	2I ⁻	+ 0,54
	IO ₃ ⁻ + 6H ⁺	+ 6e ⁻	I ⁻ + 3H ₂ O	+ 1,08
	IO ₃ ⁻ + 3H ₂ O	+ 6e ⁻	I ⁻ + 6OH ⁻	+ 0,26
	2IO ₃ ⁻ + 12H ⁺	+ 10e ⁻	I ₂ ↓ + 6H ₂ O	+ 1,19
	2IO ₃ ⁻ + 6H ₂ O	+ 10e ⁻	I ₂ ↓ + 12OH ⁻	+ 0,21

Продовження таблиці II.1

Елемент	Окиснена форма	+ ne ⁻	Відновлена форма	E ⁰ , В
Mn	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+$	+ 3e ⁻	$\text{MnO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,69
	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 3e ⁻	$\text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{OH}^-$	+ 0,60
	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	+ 5e ⁻	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,51
	MnO_4^-	+ e ⁻	MnO_4^{2-}	+ 0,56
	Mn^{2+}	+ 2e ⁻	$\text{Mn} \downarrow$	- 1,17
N	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$	+ 2e ⁻	$\text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+ 0,01
	$\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+$	+ e ⁻	$\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,98
	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$	+ e ⁻	$\text{NO} \uparrow + 2\text{OH}^-$	- 0,46
	$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+$	+ 2e ⁻	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,94
	$\text{N}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$	+ 6e ⁻	$2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 6\text{OH}^-$	- 0,74
	$\text{N}_2 + 8\text{H}^+$	+ 6e ⁻	2NH_4^+	+ 0,26
	$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+$	+ 8e ⁻	$\text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	+ 0,87
O	$\text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}^+$	+ 2e ⁻	H_2O_2	+ 0,68
	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+$	+ 2e ⁻	$2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,77
P	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{H}^+$	+ 2e ⁻	$\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	- 0,276
Pb	$\text{PbO}_2 \downarrow + 4\text{H}^+$	+ 2e ⁻	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,46
S	$\text{S} \downarrow$	+ 2e ⁻	S^{2-}	- 0,48
	$\text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	+ 2e ⁻	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,17
	$\text{S} \downarrow + 2\text{H}^+$	+ 2e ⁻	$\text{H}_2\text{S} \uparrow$	+ 0,17
	$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	+ 2e ⁻	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	- 0,93
Sn	Sn^{4+}	+ 2e ⁻	Sn^{2+}	+ 0,15
Ti	Ti^{4+}	+ e ⁻	Ti^{3+}	+ 0,09

Навчальне видання

Ольга Анатоліївна Гордієнко,
Марія Василівна Євсєєва,
Надія Сергіївна Звездецька

Аналітична хімія

Частина 1. Якісний аналіз

Лабораторний практикум

Оригінал-макет підготовлено О. А. Гордієнко

Редактор В. О. Дружиніна
Коректор З. В. Поліщук

Науково-методичний відділ ВНТУ
Свідоцтво Держкомінформу України
серія ДК № 746 від 25.12.2001
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95, ВНТУ

Підписано до друку 30.12.2008 р.
Формат 29,7х 42 ¼

Гарнітура Times New Roman
Папір офсетний

Друк різнографічний
Тираж 85 прим.
Зам. № 2009-015

Ум. друк. арк. 7.1

Віддруковано в комп'ютерному інформаційно-видавничому центрі
Вінницького національного технічного університету
Свідоцтво Держкомінформу України
серія ДК № 746 від 25.12.2001
21021, м. Вінниця, Хмельницьке шосе, 95, ВНТУ