

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ДЕРЖАВНИЙ УНІВЕРСИТЕТ «ЖИТОМИРСЬКА
ПОЛІТЕХНІКА»**

Г.В. Скиба, О.Л. Герасимчук, М.Б. Корбут, Г.В. Кірейцева

**АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ ПРИРОДНОГО
СЕРЕДОВИЩА**

Навчально-методичний посібник для виконання лабораторних
робіт та самостійної роботи студентів

*Рекомендовано Вченою радою
Державного університету «Житомирська політехніка»
як навчальний посібник для здобувачів
вищої освіти екологічних спеціальностей ЗВО
Протокол № 7 від 17.06.2022 р.*

**Житомир
2022**

УДК 543:550.4

С 52

Рецензенти: **М.С. Мальований**, доктор технічних наук, професор (Національний університет «Львівська політехніка»)
А.В. Чугай, доктор технічних наук, професор (Одеський державний екологічний університет)
С.С. Іськов, кандидат технічних наук, доцент (Державний університет «Житомирська політехніка»)

Скиба Г.В., Герасимчук О.Л., Корбут М.Б., Кірейцева Г.В.
С 52 **Аналітична хімія природного середовища:** Навчально-методичний посібник для виконання лабораторних робіт та самостійної роботи студентів. Житомир: «Житомирська політехніка», 2022. – 164 с.
ISBN 978-966-683-605-5

Викладено теоретичні основи і методичні рекомендації для виконання лабораторних робіт студентами з дисципліни «Аналітична хімія природного середовища». Навчально-методичний посібник включає лабораторні роботи відповідно до навчальної програми. Представлено контрольні завдання для самостійної роботи студентів. Рекомендовано відповідну наукову, фахову періодичну та монографічну літературу для підготовки і виконання самостійних та лабораторних робіт.

УДК 543:550.4

ISBN 978-966-683-605-5

© Скиба Г.В., 2022
© Герасимчук О.Л., 2022
© Корбут М.Б., 2022
© Кірейцева Г.В., 2022
© Житомирська політехніка, 2022

ПЕРЕДМОВА

Дисципліна «Аналітична хімія природного середовища» займає проміжне місце між базовими загальноосвітніми предметами та спеціальними дисциплінами і забезпечує формування основ знань та навиків спеціалістів у галузі екології. Навчально-методичний посібник призначений для надання допомоги студентам у виконанні лабораторних робіт та у самостійній роботі при вивченні аналітичної хімії.

Даний посібник складається з трьох розділів. В яких представлені теоретичні відомості та методичні рекомендації до виконання лабораторних робіт з якісного, кількісного аналізів та геохімії довкілля. В п'ятому розділі наведено варіанти індивідуальних завдань для самостійного виконання студентом при підготовці до кожного лабораторного заняття та виконання розрахункової контрольної роботи. Представлені завдання і рекомендації до них можуть бути використані для контрольних робіт з навчальної дисципліни для заочної форми навчання.

Кожній з лабораторних робіт передує теоретична частина, призначення якої – допомогти студенту систематизувати знання, одержані після вивчення певного розділу по підручнику, навчальному посібнику, конспекту лекцій. У посібнику приведено список рекомендованої найбільш доступної літератури.

Експериментальна частина робіт включає опис дослідів, які студент виконує в лабораторії самостійно під загальним керівництвом викладача. Необхідні для виконання лабораторних робіт довідникові дані приведені у «Додатках».

Укладаючи цей посібник автори враховували власний досвід викладання аналітичної хімії в Державному університеті «Житомирська політехніка». У посібнику використано сучасну українську хімічну термінологію і номенклатуру хімічних елементів та їх сполук, міжнародну систему фізико-хімічних одиниць.

Посібник підготовлений авторським колективом у складі: Скиба Г.В., Герасимчук О.Л., Корбут М.Б., Кірейцева Г.В.

Автори висловлюють подяку Мальованому М. С., доктору технічних наук, професору, завідувачу кафедри «Екологія та збалансоване природокористування» Національного університету «Львівська політехніка», Чугай А. В., доктору технічних наук, професору, декану природоохоронного факультету Одеського державного екологічного університету за рецензування посібника та цінні поради і зауваження.

Усі пропозиції щодо поліпшення якості посібника будуть прийнятні з вдячністю.

Автори

МЕТА І ЗАДАЧІ ДИСЦИПЛІНИ

«Аналітична хімія природного середовища» є профілюючим, природознавчим курсом для фахівців на пряму підготовки «Екологія». Речовина, як об'єкт вивчення, не є замкненою системою, а знаходиться в оточуючому середовищі, обмінюючись з ним як енергією, так і масою, впливаючи на нього. Фахівці екологи вивчають стан оточуючого середовища, вплив на нього продуктів життєдіяльності людини. Тому вивчення аналітичної хімії важливе місце в системі підготовки фахівців екологів.

Метою вивчення дисципліни є формування теоретичного та практичного рівня знань студентів, необхідного для освоєння спеціальних предметів, де використовується хімічний аналіз природних та штучних об'єктів.

Вимоги щодо знань і умінь по курсу обмежені знаннями основних теоретичних питань, без яких неможливо вірно користуватися практичними методиками досліджень і виконувати експериментальну роботу. В лабораторному практикумі студент повинен набути навички виконання якісного і кількісного хімічного аналізу. При цьому використовуються проблемні ситуації, активні форми навчання. Для самостійного засвоєння виділені питання, які маючи другорядне значення, розширюють кругозір та ерудицію фахівця.

Контроль знань та умінь проводиться у формі задачі студентами результатів виконання лабораторних робіт, теоретичних колоквіумів, розрахункових та контрольних робіт, складання іспиту. Викладання дисципліни організовано за модульно-рейтинговим принципом, що робить більш об'єктивними та впорядкованими критерії оцінки знань студентів.

Студентам для вивчення аналітичної хімії та самостійної роботи над курсом рекомендована наступна література.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

Основна література

1. Білоножка П. Геохімія біосфери : монографія /Петро Білоніжка – Львів : ЛНУ імені Івана Франка. 2018. 182 с.
2. Малишев В. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз: навч. посіб./ В.В. Малишев, А.І. Габ, Д.Б. Шахнін. – К.: Університет «Україна», 2018. – 212 с.
3. Габ А.І. Аналітична хімія та інструментальні методи аналізу / А.І. Габ, Д.Б. Шахнін, В.В. Малишев– К.: Університет «Україна», 2018. – 396 с.
4. Габ А.І. Аналітична хімія. Якісний аналіз / А.І. Габ, Д.Б. Шахнін, В.В. Малишев– К.: Університет «Україна», 2017. – 112 с.
5. Чеботарьов О. М. Аналітична хімія. Кількісний аналіз: практикум для студентів ф-ту хімії та фармації / О. М. Чеботарьов, С. В. Топоров, О. М. Гузенко, Р. Є. Хома, Д. В. Снігур. – Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2019. 80 с.
6. Аналітична хімія. Якісний аналіз : практикум для студентів фту хімії та фармації першого (бакалаврського) рівня освіти /О. М. Чеботарьов, С. В. Топоров, О. М. Гузенко, Р. Є. Хома. –Одеса : Одес. нац. ун-т ім. І. І. Мечникова, 2020. – 118 с.
7. Аналітична хімія (якісний аналіз) : навчальний посібник / Г. О. Сирова, В. М. Петюніна, Л. В. Лук'янова, Т. С. Тішакова, О. В. Савельєва ; ХНМУ. – Харків : ХНМУ, 2019. – 131 с.
8. Солодовнік Т.В. Аналітична хімія: практикум: навч. посіб. / Т.В. Солодовнік – Черкаси, 2019. – 308 с.
9. Аналітична хімія. Якісний та кількісний аналіз. Курс лекцій для студентів природничих факультетів. – Житомир: Вид-во ЖДУ імені Івана Франка, 2018. – 160 с.
10. Слободнюк Р.Є. Аналітична хімія та аналіз харчової продукції: навч. посіб. – К.: Видавничий дім «Кондор», 2018. С. 336.
11. Більченко М. Аналітична хімія. Задачі та вправи / М. Більченко, М. Пшеничний. – Суми: Університетська книга, 2015. – 205 с.
12. Циганок Л.П. Аналітична хімія. Хімічні методи аналізу: навчальний посібник / Л.П. Циганок, Т.О. Бубель, А.Б. Вишнікін, О.Ю. Вашкевич; За ред. проф. Л.П. Циганок - Дніпропетровськ: ДНУ ім. О. Гончара, 2014. - 252 с
13. Скиба Г.В., Трускавецька Л.М., Герасимчук О.Л., Заньковець Н.М., Аристархова Е.О. Аналітична хімія та геохімія

довкілля. Навчально-методичний посібник для виконання лабораторних робіт та самостійної роботи студентів. – Ж.: ЖДТУ. – 2008. – 128с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» –150 примірників).

14. Кузьма Ю., Ломницька Я., Чабан Н. Аналітична хімія: Навчальний посібник з теоретичних основ аналітичної хімії. -Львів: Видавн. центр Львівського національного університету імені Івана Франка, 2001. – 297 с.

15. Бугаєвський О. Л., Решетняк О.О. Таблиці констант хімічних рівноваг, що застосовуються у аналітичній хімії / Харків: ХНУ, 2000. – 77 с.

16. Шевряков М.В., Повстяний М.В., Яковенко Б.В., Попович Т.А. Аналітична хімія: Навч.-метод. посібник для студентів університетів напряму підготовки «Хімія*». – Х.: Айлант, 2011. – 404 с.

17. Серeda А.С. Аналітична хімія. Якісний і кількісний аналіз. Навчально-методичний посібник. – К.: ЦУЛ, Фітосоціоцентр. – 2003. – 312 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 25 примірників).

18. Серeda А.С. Лабораторний практикум з аналітичної хімії. Якісний і кількісний аналіз. – К.: ЦУЛ, Фітосоціоцентр. – 2004. – 280 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 25 примірників).

19. Гайдукевич О.М. Аналітична хімія / Гайдукевич О.М., Болотов В.В. – Харків “Основа”, 2000. – С. 260-305.

Допоміжна література

1. Аналітична хімія у питаннях та відповідях: метод. рек. для позааудит. роботи здобув. вищої освіти / І. С. Гриценко, С.В. Колісник, Л. Ю. Клименко та ін. – Харків : НФаУ, 2019. – 118 с.

2. Тулюпа Ф.М., Панченко І.С. Аналітична хімія. – Дніпропетровськ: УДХТУ, 2002. – 657 с.

3. Супрунович В.І., Плаксієнко І.Л., Федорова Н.Г., Шевченко Ю.Г. Аналітична хімія в аналізі технологічних та природних об'єктів. – Дніпропетровськ: УДХТУ, 2003. – 152 с.

4. Серeda А.С. Аналітична хімія. Якісний аналіз. Навчально-методичний посібник. – К.: ЦУЛ, Фітосоціоцентр. – 2002. – 524 с. (в бібліотеці «Житомирської політехніки» – 5 примірників).

Інформаційні ресурси в Інтернеті

1. Електронна бібліотека літератури із загальної хімії: веб-сайт. URL: <https://techemy.com> (дата звернення: 25.05.2019).
2. Центр електронних навчальних матеріалів: веб-сайт. URL: <http://193.108.240.69/moodle/> (дата звернення: 25.05.2019).
3. Наукова бібліотека: веб-сайт. URL: http://biopro.ucoz.ua/load/zagalna_t_a_neorganichna_khimija/1-1-0-15 (дата звернення: 25.05.2019).
4. Атлас мікрокристалічних реакцій катіонів I аналітичної групи: https://drive.google.com/open?id=1ipTfVtt_idmCZqHq2i2vEwD86q_WHrQt
5. Підручник з аналітичної хімії: <https://www.uzhnu.edu.ua/uk/infocentre/get/8878>

САМОСТІЙНА РОБОТА

Самостійна робота студента контролюється впродовж всього вивчення курсу.

1. До кожного лабораторного заняття студент виконує домашні завдання з відповідної теми. Лабораторна робота закінчується відміткою «зараховано» тільки у тому випадку, якщо студент виконав роботу, оформив протокол та без помилок справився з індивідуальними домашніми завданнями.

2. Впродовж навчання студент здає колоквіуми з окремих розділів програми та одержує оцінку в балах за критерієм, затвердженим рейтинговою системою.

3. Підсумковий контроль – залік по лабораторним роботам та іспит за теоретичний курс.

4. В методичному посібнику наведені варіанти індивідуальних домашніх завдань, розрахункових робіт та контрольних робіт для студентів заочної форми, які представлені у вигляді таблиці.

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

Для визначення якісного хімічного складу речовини користуються як хімічними, так і фізико-хімічними методами аналізу.

Хімічні методи основані на використанні хімічних реакцій певного елемента з різними реагентами. У якісному аналізі використовуються аналітичні реакції. Аналітична реакція – це реакція, що супроводжується яким-небудь зовнішнім ефектом (утворенням або розчиненням осаду, виділенням газу, зміною кольору розчину й т.д.), який дозволяє зробити висновок про наявність відповідних іонів або молекул в аналізованій речовині.

При виконанні хімічного якісного аналізу потрібна певна кількість речовини. В залежності від взятої для аналізу кількості речовини методи аналізу діляться на макрометоди, напівмікрометоди, мікрометоди та ультрамікрометоди аналізу.

При *макроаналізі* використовують 0,5-1,0 г речовини або 20-50 мл розчину. Аналіз виконують у звичайних пробірках, хімічних стаканах, колбах, осади відділяють фільтруванням через фільтри, наприклад, паперові.

При *мікроаналізі* використовують, як правило, від 0,001 до 0,010 г речовини або від 0,05 до 0,50 мл розчину, реакції виконують крапельним або мікрокристалоскопічним методом.

Напівмікроаналіз займає проміжне становище між макрометодами та мікрометодами. Для аналізу звичайно використовують від 0,01 до 0,10 г сухої речовини або 0,5-5,0 мл розчину.

Аналітичні реакції звичайно проводять у конусних пробірках, дозування розчину проводиться за допомогою крапельниці. Розділення твердої та рідкої фази проводять за допомогою центрифуги. Щоб виявити і кількісно визначити окремий компонент, використовують певну його властивість, яка відрізняє компонент від інших. У більшості випадків речовину переводять спочатку в розчин, потім визначають у ньому окремі компоненти – йони або молекули. При виборі реакції обов'язково враховують її *чутливість*, а саме – найменшу кількість (відкритий мінімум) речовини або іонів, які можна виявити за допомогою тієї або іншої реакції в певних умовах. Тобто, чим меншу кількість речовини можна виявити за тією чи іншою реакцією, тим вона чутливіша. Чутливість реакцій значною мірою залежить від умов їх проведення: рН розчину, температури, перемішування, концентрації взаємодіючих речовин тощо. На

чутливість реакцій також впливають сторонні йони, які в більшості випадків присутні в досліджуваному розчині.

Аналітичні реакції діляться на специфічні й групові.

Специфічна реакція – це аналітична реакція, зовнішній ефект якої характерний тільки для даного іона або сполуки. За допомогою специфічної реакції іон може бути виявлений у присутності інших іонів.

Групова реакція – це реакція, зовнішній ефект якої характерний для групи іонів. За допомогою групових реакцій суміші іонів розділяють на аналітичні групи.

Більшість аналітичних реакцій виконується у водяних розчинах. Так як переважна більшість неорганічних сполук у розчинах дисоційовано, то при аналізі практично визначаються не елементи взагалі, а йони. Тому якісний аналіз ділиться на аналіз (відкриття) катіонів і аналіз аніонів.

Якісне виявлення іонів у розчинах можна виконувати дробним і систематичним методами аналізу.

Дробний метод аналізу полягає в тому, що йони відкривають у будь-якій послідовності за допомогою специфічних реакцій в окремих пробах розчину в присутності інших іонів. Однак, не завжди дробний метод можна використовувати на практиці, тому що не для всіх іонів є специфічні реакції. Тому при аналізі суміші йонів в основному користуються систематичним методом аналізу.

Систематичний метод якісного аналізу полягає в тому, що суміш йонів за допомогою групових реагентів попередньо розділяють у певній послідовності на аналітичні групи. Окремі йони усередині кожної групи виявляються за допомогою їх аналітичних реакцій після поділу або в умовах, що усувають (маскують) вплив інших йонів.

АНАЛІТИЧНА КИСЛОТНО-ОСНОВНА КЛАСИФІКАЦІЯ КАТІОНІВ ТА АНІОНІВ

В основі кислотно-основної класифікації катіонів, запропонованої С.Д. Бесковим та О.А. Слизковою, лежить їх різне відношення до хлоридної і сульфатної кислот, до розчинів лугів і амоніаку. Класифікація аніонів, в основу якої покладена різна розчинність солей барію та аргентуму представлена в таблиці 1, кислотно-лужна класифікація катіонів представлена в таблиці 2.

Таблиця 1

Класифікація аніонів

| Аналітич на група | Аніони | | Дія групового реагенту |
|---|--|---|--|
| I | CO_3^{2-} -карбонат BO_2^- -борат $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ -тетраборат SO_4^{2-} -сульфат SO_3^{2-} -сульфіт $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ -тіосульфат PO_4^{3-} -фосфат | CrO_4^{2-} -хромат SiO_3^{2-} -силікат AsO_4^{3-} -арсенат AsO_3^{3-} -арсеніт F^- -фторид $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ -оксалат | З AgNO_3 та BaCl_2 утворюються осади, розчинні в HNO_3 |
| II | Cl^- -хлорид Br^- -бромід I^- -йодид S^{2-} -сульфід | $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ -ферроціанід $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ -ферриціанід SCN^- -тіоціанід (роданіт-) | З AgNO_3 утворюються осади, які нерозчинні в HNO_3 ; з BaCl_2 – осади не утворюються |
| III | NO_3^- -нітрат NO_2^- -нітрит | | Групового реагенту немає, з AgNO_3 та BaCl_2 – осади не утворюються |
| Сульфат-іон SO_4^{2-} -виключення з цієї групи. З AgNO_3 –осад утворюється тільки в концентрованих розчинах; BaCl_2 – осад, не розчиняється в HNO_3 . | | | |

Для катіонів групові реактиви використовуються як для відокремлення груп іонів, так і для перевірки їх присутності в розчині, а саме, щоб зробити висновок: чи варто далі проводити реакції для

виявлення кожного з іонів даної групи. Катіони діляться на шість аналітичних груп (див. табл. 2).

Таблиця 2

Аналітична кислотно-основна класифікація катіонів

| № групи | Катіони | Груповий реагент | Характеристика групи | Характер одержуваних сполук |
|---------|---|--------------------------------|---|--|
| I | K^+ , Na^+ , NH_4^+ | немає | хлориди, сульфати, гідроксиди, розчинні у воді | розчин K^+ , Na^+ , NH_4^+ |
| II | Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} | 2 М розчин HCl | хлориди, малорозчинні у воді й у розведених кислотах | осад $AgCl$, Hg_2Cl_2 , $PbCl_2$ |
| III | Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} (Pb^{2+}) | 1 М розчин H_2SO_4 | сульфати, малорозчинні у воді й у розведених кислотах | осад $BaSO_4$, $CaSO_4$, $SrSO_4$ ($PbSO_4$) |
| IV | Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{2+} , Zn^{2+} (Sb^{3+}) | 4 М розчин NaOH | амфотерні гідроксиди, розчинні в надлишку NaOH | розчин $[Al(OH)_4]^-$, $[Cr(OH)_4]^-$, $[Zn(OH)_4]^{2-}$, $[Sn(OH)_4]^{2-}$ ($[Sb(OH)_4]^-$) |
| V | Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Sb^{3+} | 25 %-ний розчин амоніаку | гідроксиди, не розчинні в надлишку NaOH і амоніаку | осад $Mg(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Sb(OH)_3$ |
| VI | Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} | 25 %-ний розчин амоніаку | гідроксиди, малорозчинні в надлишку NaOH, але розчинні в надлишку амоніаку | розчин $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, $[Co(NH_3)_6]^{2+}$, $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$ |

Перша аналітична група катіонів (розчинна група) включає йони K^+ , Na^+ і NH_4^+ . Ця група не має групового реагенту, тому що більшість сполук катіонів цієї групи добре розчинні у воді.

Друга аналітична група катіонів (хлоридна група) включає катіони Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+} . Груповим реагентом є хлоридна кислота, що осаджує ці катіони у вигляді малорозчинних хлоридів.

Третя аналітична група катіонів (сульфатна група) включає катіони Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} . Їх груповим реагентом є сульфатна кислота, що осаджує ці катіони у вигляді малорозчинних у воді сульфатів.

Четверта аналітична група катіонів (амфотерна група) поєднує катіони Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{2+} , Zn^{2+} . Груповим реагентом служить розчин луку, при дії надлишку якого утворюються розчинні комплексні сполуки (гідросокомплекси).

П'ята аналітична група катіонів (гідроксидна група) включає йони Mg^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Sb^{3+} . Як груповий реагент використовується 25%-ний розчин амоніаку, що осаджує ці катіони у вигляді гідроксидів, нерозчинних у надлишку реагенту.

Шоста аналітична група катіонів (аміачна група) поєднує йони Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} . Груповим реагентом є 25 %-ний розчин амоніаку, при надлишку якого утворюються розчинні у воді комплексні сполуки (аміакати).

Аналіз суміші катіонів I-VI аналітичних груп, заснований на кислотно-основній класифікації, починають звичайно з виявлення іона амонію дробним методом.

Систематичний аналіз починають із осадження й відділення хлоридів катіонів II аналітичної групи.

Потім переводять в осад і відокремлюють сульфати катіонів III аналітичної групи. При обробці розчину, отриманого після осадження катіонів II і III аналітичних груп, надлишком розчину натрій гідроксиду в осад переводять основні по своїй природі гідроксиди катіонів V і VI груп, а в розчині залишаються катіони IV аналітичної групи у вигляді відповідних гідросокомплексів. При обробці концентрованим розчином амоніаку осаду, що містить катіони V і VI аналітичних груп, катіони VI аналітичної групи утворюють розчинні комплексні сполуки – аміакати, тоді як катіони V аналітичної групи залишаються в осаді у вигляді відповідних гідроксидів.

Після поділу катіонів на групи за допомогою групових реагентів проводять виявлення йонів у середині кожної групи.

Для лабораторних робіт з якісного аналізу оформлення протоколу здійснюється у наступній формі:

Лабораторна робота № 1

Дата: 12.03.22

Тема: Катіони першої аналітичної групи.

| Що аналізують | Яким реактивом діють або яку операцію виконують | Що спостерігається (властивість аналітичної форми продукту реакції) | Рівняння хімічної реакції | Умови, ознаки, тип реакції | Зважаючи йони |
|-----------------------------------|---|---|---------------------------|----------------------------|---------------|
| Характерні реакції K^+ -катіона | | | | | |
| | | | | | |
| | | | | | |
| | | | | | |

Оформлення протоколу лабораторної роботи студент виконує самостійно.

Лабораторна робота № 1
РОБОТА З МІРНИМ ПОСУДОМ.
ПРАВИЛА ТЕХНІКИ БЕЗПЕКИ. ТЕХНІКА ВИКОНАННЯ
АНАЛІТИЧНИХ РЕАКЦІЙ

Лабораторні роботи з аналітичної хімії (якісного і кількісного аналізу) є найважливішою складовою частиною курсу. Виконання робіт в лабораторії аналітичної хімії пов'язане з деякою небезпекою, бо більшість речовин, з якими працюють студенти, більш чи менш небезпечні. Тому кожний працюючий у лабораторії аналітичної хімії незалежно від характеру експерименту повинен до початку робіт познайомитися з лабораторним обладнанням і з **основними правилами техніки безпеки** роботи в аналітичній лабораторії.

1. Забороняється працювати одному в лабораторії, оскільки в разі небезпеки нікому буде надати допомогу потерпілому і ліквідувати наслідки нещасного випадку.

2. Кожний працюючий повинен знати, де знаходяться в лабораторії засоби протипожежного захисту (ящик з просіяним піском та совком для нього, протипожежна ковдра, заряджений вогнегасник) та аптечка, яка містить все необхідне для надання першої допомоги (розчини KmnO_4 , H_3BO_3 , NaHCO_3 і спиртовий розчин йоду I_2 , спирт, вата, бинти, пластир, мазь від опіків).

3. Під час роботи в лабораторії слід дотримуватися правил техніки безпеки.

4. Не можна починати роботу, поки не засвоїш всієї техніки її виконання.

5. Категорично забороняється брати речовини руками і коштувати їх на смак. Нюхати речовини можна, лише обережно направляючи на себе гази чи пару легкими рухами рук. Не можна нахилитися над посудом і вдихати на повні груди.

6. Всі досліди виконують лише в чистому посуді. Після кожного експерименту посуд зразу ж необхідно помити.

7. Під час роботи необхідно дотримуватись чистоти, охайності. Слідкувати, щоб речовини не потрапляли на руки і обличчя, тому що деякі з них (кислоти, луги та ін.) викликають руйнування шкіри і слизових оболонок.

8. Економно витрачати реактиви, дистильовану воду, електроенергію і газ. Після закінчення роботи необхідно вимкнути воду і електроенергію.

9. Категорично забороняється в лабораторії їсти, пити воду, курити.

Правила роботи з небезпечними, легкозаймистими і токсичними речовинами.

1. Всі роботи з небезпечними і токсичними речовинами (приклад: дибром, органічні розчинники (приклад: хлороформ, ацетон, бензол, толуол), нітроген діоксид (NO_2), тощо) необхідно проводити лише у витяжній шафі, причому дверці шафи повинні бути опущеними на $\frac{1}{2}$, і в гумових рукавичках.

2. Досліди з легкозаймистими, вогненебезпечними, рідинами (приклад: ефір, ацетон, бензол чи інші органічні розчинники), пов'язані з нагріванням, необхідно проводити на попередньо нагрітій водяній бані з вимкнутим пальником. При роботі завжди треба мати поблизу листовий азбест і пісок.

3. Якщо розлили вогненебезпечну речовину, необхідно вимкнути всі пальники, засипати піском розлигу речовину, потім обережно все зібрати і викинути у спеціально відведену тару.

4. Необхідно вміти користуватися вогнегасником, який є в лабораторії аналітичної хімії.

5. При загоранні одягу треба накинути на потерпілого азбестові листи, які повинні лежати постійно в лабораторії.

Робота з отруйними речовинами.

1. Всі роботи з отруйними і їдкими речовинами необхідно проводити у витяжній шафі з опущеними на $\frac{1}{3}$ дверцятами шафи.

2. Прилад у витяжній шафі не розбирають, до тих пір, поки з шафи не буде витіснений весь газ чи пара речовини.

3. Подрібнення їдких лугів, калій перманганату тощо необхідно проводити у витяжній шафі з опущеними дверцятами шафи на $\frac{2}{3}$ і в гумових рукавичках.

4. При розчиненні концентрованої сульфатної кислоти у воді, при приготуванні хромової суміші, при змішуванні сильних кислот (приклад: нітратної і сульфатної кислот, нітратної з хлоридною) слід користуватися лише тонкостінним посудом.

5. Гарячі рідини не можна вливати у товстостінний посуд.

6. Не можна виливати у раковини залишки кислот, лугів і вогненебезпечних речовин. Ці рідини зливають у спеціальні склянки, які знаходяться у витяжній шафі.

Перша допомога при опіках та отруєннях.

1. При незначних теплових опіках шкіру необхідно обробити примочками з етанолу або водним розчином KmnO_4 з масовою часткою речовини 5 %.

2. При «хімічних опіках» їдкими речовинами (кислотами чи лугами) необхідно промити уражене місце великою кількістю водопровідної води, а тоді водним розчином NaHCO_3 , з масовою часткою речовини 3 % (розведеним розчином CH_3COOH), після чого знову промити великою кількістю води. Аналогічним способом запобігають пошкодженню одягу та взуття, коли на них потрапляють кислота або луг. При потраплянні хімічних речовин в очі, їх необхідно промити великою кількістю води, потім розведеним розчином борної кислоти H_3BO_3 , і негайно звернутися до лікаря.

3. При вдиханні парів диброму треба глибоко подихати над етанолом, а тоді випити молоко і вийти на свіже повітря.

4. Не можна пробувати на смак і нюхати отруйні і взагалі невідомі речовини.

5. При випадковому потраплянні реактивів всередину рекомендується випити якомога більше води. Потім необхідно: а) при отруєнні лугами – випити розчин ацетатної, етанової або лимонної кислоти з масовою часткою розчиненої речовини 2 %; б) при отруєнні кислотами – випити стакан розчину натрій гідроген карбонату з масовою часткою розчиненої речовини 2 %.

6. При будь-якому отруєнні необхідно створити більший приток свіжого повітря або винести потерпілого на свіже повітря.

Обладнання і техніка лабораторних робіт.

1. Місце на лабораторному столі, за яким працює студент у лабораторії аналітичної хімії, закріплюється за ним на весь час його роботи. Це робоче місце студента, за збереження якого він відповідає.

2. На робочому місці не повинно бути сторонніх речей, які не мають відношення до виконання завдань.

3. Кожен студент повинен виконувати всі досліди тільки на своєму робочому місці.

4. Реактиви відбирають піпеткою і переносять, не торкаючись кінчиком піпетки до стінок пробірки чи іншого посуду, в якому проводять реакцію. Для роботи набирають у піпетку небагато розчину, оскільки невикористану частину розчину реактиву не можна зливати назад у склянку з реактивом. Склянки з реактивами повинні знаходитися на постійних місцях, виймати їх з ящика чи переносити зі

столу на інший, брати будь-який посуд, прилади і т.п. з чужого робочого місця категорично забороняється.

5. Перш, ніж залишити лабораторію, кожен студент повинен прибрати своє робоче місце, закрити водопровідні крани та вимкнути електрику біля свого місця роботи.

Робота з мірним посудом

Одиниця вимірювання об'єму речовини – кубічний метр (1 м^3). Літр – спеціальна назва кубічного дециметра ($1 \text{ л} = 1 \text{ дм}^3 = 10^{-3} \text{ м}^3$). При точних вимірюваннях застосовують співвідношення $1 \text{ л} = 1,000028 \text{ дм}^3$. Вимірювання об'єму рідин виконують за допомогою мірних посудин з мітками, що вказують на їх місткість. До мірного посуду відносять бюретки, мірні колби, піпетки, мірні циліндри, мензурки та градуйовані пробірки. На кожній посудині повинні бути такі написи:

а) число, яке вказує номінальну ємність (за винятком виробів з лініями градуювання, де вказана ємність);

б) символ « см^3 » або символ «мл», що показує одиницю об'єму, в яких градуйована посудина;

в) напис « 20°C », що показує температуру, при якій посудина відкалібрована;

г) літери «In» або N, що показують, що посудина калібрована на наливання, або літери «Ex» або O, що показують, що посудина калібрована на відливання;

д) цифра, що показує клас точності посудини;

е) ім'я або знак виробника та / або продавця.

Бюретки, колби і піпетки, які використовуються для точних вимірювань, калібрують по зразковим мірам місткості 1 або 2 розряду зазвичай при температурі 20°C . У відповідності із цим бюретки, мірні колби і піпетки виготовляють 1 та 2 класів точності. Припустиме відхилення для бюретонок і градуйованих піпеток 1 класу точності дорівнює половині ціни найменшої поділки шкали, а 2-го класу – ціни найменшої поділки шкали. Зміна об'єму мірного посуду внаслідок стиснення чи розширення скла при зміні температури незначна, що робить можливою роботу з ним при температурі, що відрізняється від 20°C на декілька градусів, не вводячи виправлень.

Види мірного посуду.

Мірні циліндри – циліндричні посудини різної місткості з нанесеними на зовнішній стінці поділками, що вказують об'єм у мілілітрах (рис. 1, а). Щоб відміряти необхідний об'єм рідини, її наливають у мірний циліндр доти, поки нижній меніск не досягне рівня потрібної поділки. Мірні циліндри калібрують зазвичай на

наливання. Циліндри виготовляють зі скла і прозорого поліетилену або поліпропілену. Скляні циліндри можуть мати пластмасову підставку. Об'єми летких кислот, органічних розчинників або рідких розчинів газів звичайно вимірюють за допомогою мірних циліндрів із притертою скляною пробкою, пробкою із фторопласту або поліетилену (рис. 1, б). Такі циліндри зручні і для оцінки об'єму рідких гетерофазних систем. Похибка при визначенні об'єму рідин за допомогою мірних циліндрів знаходиться у межах 0,1...1 %.

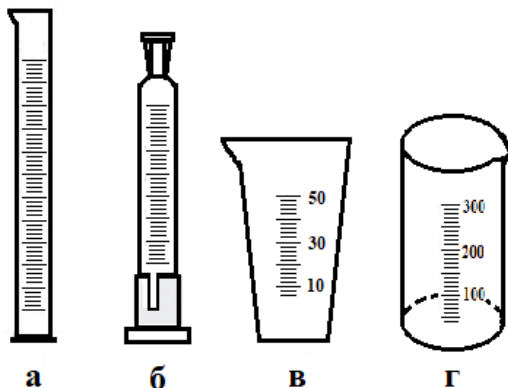


Рис. 1. Мірний посуд: а) мірний циліндр; б) мірний циліндр з пришліфованою пробкою; в) мензурка; г) мірний стакан.

Мензурки (від лат. *Mensura* – міра) – посудини конічної форми, у яких, як і у мірних циліндрів, на зовнішній поверхні нанесені поділки для вимірювання об'єму рідини в мілілітрах (рис. 1, в). Мензурки застосовують для вимірювання об'єму осадів, що утворюються при відстоюванні суспензій. Осад збирається в нижній частині мензурки. Їх використовують також для визначення об'ємів двох рідких фаз, що не змішуються, одна з яких, більшої густини, присутня у меншій кількості. Мензурки калібрують на відливання.

У технологічній практиці при дозуванні малолетких рідин застосовують скляні мірні кружки (рис. 1, г).

Мірні колби (рис. 2) використовують для приготування розчинів певної концентрації. Вони мають вузьке горло з однієї або декількома мітками, що означають границю відмірюваного об'єму. Місткість мірних колб коливається від 5 мл до 2 л. На кожній колбі зазначена місткість (у мілілітрах) і температура, при якій проводилося її калібрування, звичайно це 20°C. Мірні колби є вимірювальними посудинами, розрахованими на вливання, тобто об'єм рідини до мітки

відповідає місткості колби. Змочування стінок і розтікання рідини по внутрішній поверхні колби не грають ніякої ролі. Мірні колби можуть мати пришліфовані скляні пробки, а також гумові, фторопластові або поліетиленові пробки.

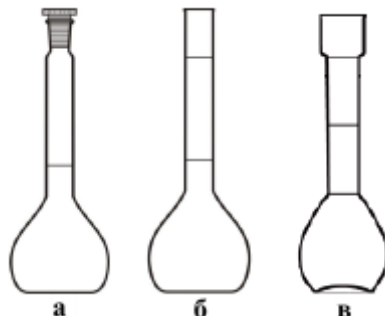


Рис. 2. Мірні колби: а) мірна колба з пробкою;
б) мірна колба Штоманна; в) мірна колба Кольрауша

Для приготування розчинів твердих речовин суворо певної концентрації застосовують мірні колби Штоманна з двома кільцевими мітками на горлі та Кольрауша з розширеною верхньою частиною горла. У таку мірну колбу зручно насипати через лійку з короткою трубкою здрібнену в ступці тверду речовину.

Пікнометри (від грець. *Pyknos* – густий) – посудини невеликого об'єму, застосовувані для визначення густини рідин і твердих речовин (рис. 3).

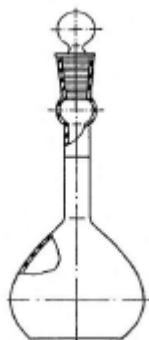


Рис. 3. Пікнометр

Існує багато різновидів пікнометрів. Їхня форма визначається природою досліджуваної речовини, зручністю і відтворюваністю заповнення і зважування, необхідною точністю вимірювання. Але навіть при найбільш точній роботі не слід збільшувати об'єм кожного з пікнометрів понад 30 мл, якщо вважати похибку зважування 0,1 мг. Крайш за якістю пікнометри виготовлені зі скла марки «пірекс» або із кварцового скла, яке має низький коефіцієнт термічного розширення.

Звичайний пікнометр – це невелика мірна колба із протравленою навколо горла міткою, що визначає його місткість. Простір, розташований над міткою, може заповнювати рідина у випадку її розширення при зважуванні. Такі пікнометри рекомендуються для вимірювання густини чистих однокомпонентних рідин. Нанесення по всій висоті горла міток, розташованих на рівних відстанях одна від одної, роблять пікнометр більш зручним для роботи.

Піпетки служать для вимірювання об'єму рідини у вигляді цілої порції (об'єм піпетки від 0,1 до 200 мл) або її частини (рис. 4). Піпетку заповнюють за допомогою гумової груші, приєднавши її до верхнього кінця піпетки або із застосуванням сучасних дозаторів. **Засмоктувати рідину в піпетку ротом не рекомендується!** Це небезпечно для здоров'я (рідина і її пари можуть потрапити в рот і легені) і, крім того, призводить до забруднення жиром і слиною внутрішніх стінок піпетки.

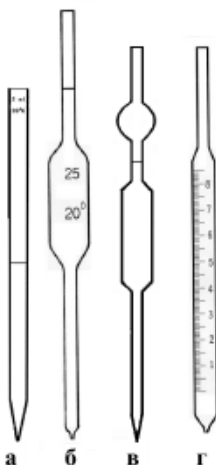


Рис. 4. Піпетки: а), б) – піпетки Мора; в) для засмоктування небезпечних рідин; г) градуйовані піпетки

Піпетки завжди відкалібровані на витікання, тобто зазначений на піпетці об'єм відповідає об'єму рідини, що витікає, коли піпетку наповнюють до відмітки на верхній трубці, а потім дають рідині самостійно витекти. В об'єм витікаючої рідини не входить рідина, яка залишається в носіку нижньої трубки, і рідина, яка змочує стінки піпетки. Нижній отвір піпетки не повинен бути широким, щоб швидкість витікання рідини не була великою, але і не занадто вузьким, щоб наприкінці витікання рідини в місці з'єднання нижньої трубки з балоном піпетки не утворилася крапля. Вважають, що тривалість вільного витікання води з піпеток місткістю 5, 10, 25, 50 і 100 мл повинна бути рівною відповідно 15, 20, 25, 30 та 40 с. Піпетки поділяються на такі, що призначені на виливання всього об'єму рідини (піпетки Мора) (рис. 4, а, б), та для часткового зливу необхідного об'єму рідини відповідно до градуювання (рис. 4, г). Об'єм отруйних рідин, кислот і сильних основ відмірюють піпетками із запобіжним розширенням у верхній трубці піпетки (рис. 4, в). Піпетки звичайно калібрують по чистій воді, тому ними не можна відмірювати рідини, в'язкість яких помітно відрізняється від в'язкості води.

Об'єм відібраної рідини в цьому випадку не буде відповідати зазначеному на піпетці, тому для в'язких рідин піпетку треба перекалібрувати. Якщо деякі розчини залишають на стінках піпетки прилиплі краплі навіть при ретельному знежиренні скла, то рекомендують піпетки піддавати силіконуванню – покриттю внутрішніх стінок найтоншою силіконовою плівкою, що не змочується водою. Силіконовану піпетку калібрують по чистій воді при температурі 20°C. У силіконованих піпеток меніск рідини опуклий. Утворена при силіконуванні гідрофобна плівка не змивається водою і не руйнується кислотами, її можна видалити лише при кип'ятінні піпетки в 10 %- вому водному розчині КОН або NaOH.

Бюретка – циліндрична скляна трубка з поділками, краном або затиском, проградуйована в мілілітрах (рис. 5). Бюретки застосовують для точного вимірювання невеликого об'єму і при титруванні. Об'ємні бюретки із ціною поділки в 0,1 мл дозволяють вести відлік з точністю до 0,02 мл. Безкранові бюретки Мора мають у нижній частині гумову трубку з капіляром. Гумова трубка пережимається або затиском Мора, або усередину її закладають скляну кульку чи паличку з кулястим потовщенням (рис. 5, а). Рідина з такої бюретки витікає при натисканні пальцями на верхню частину кульки. Бюретки з гумовою трубкою застосовують для слабо лужних розчинів, що зазвичай заїдають притерті скляні крани. Недолік таких бюретонок у тому, що гумова трубка на початку і наприкінці виливання розчину розтягується в

різному ступені внаслідок різниці гідростатичних тисків і різного ступеня обтиснення кульки пальцями.

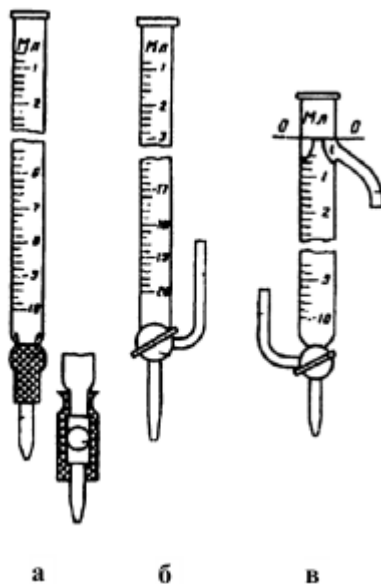


Рис. 5. Бюретки: а) безкранова бюретка із гумовою трубкою; б) бюретка з триходовим краном; в) бюретка з автоматичним нулем

В бюретці з автоматичним нулем нульової позначкою є верхній зріз відростку 0-0 (рис. 5, в). При подачі розчину через нижню бічну трубку він піднімається до позначки 0-0, а надлишок стікає через верхню бічну трубку. Після припинення подачі розчину його рівень автоматично встановлюється на верхньому зрізі відростку 0-0. Місцем відліку рівня розчину в бюретці завжди вибирають нижній край меніска. По цьому краю і калібрують бюретку. Тільки у випадку непрозорих розчинів (водний розчин KMnO_4 , розчин I_2 у водному розчині KI та ін.) необхідно робити відлік по верхньому краю меніска. Верхній кінець бюретки закривають від потрапляння пилу і випаровування розчину маленькою склянкою або широкою, але короткою пробіркою.

Очищення і сушіння хімічного посуду

Очищення хімічного посуду визначає якість досліджень, виконаних при повторному її використанні. Найбільш ретельним

повинно бути очищення посуду, який застосовується в операціях з особливо чистими речовинами. Поверхня скляних, порцелянових, металевих і полімерних матеріалів може містити жирові та смолисті забруднення, органічні і неорганічні сполуки та аерозольні частинки. Домішки можуть сорбуватися на поверхні або вимиватися зі стінок хімічного посуду.

Грубі механічні забруднення видаляють із хімічного посуду за допомогою різних волосяних щіток і йоржів із застосуванням гарячого розчину мила або прального порошку (**застосування металевих щіток і йоржів не допускається!**). Грубі забруднення зі скляних і кварцових посудин не можна видаляти за допомогою піску, активованого вугілля, силікагелю та інших твердих часток, оскільки вони можуть залишити на поверхні подряпини, часто майже непомітні, але які призводять до руйнування скла. Якщо волосяним йоржем не вдається проникнути до місця забруднення, у мильний розчин варто накидати обрізки фільтрувального паперу або шматочки тканих матеріалів, а потім багаторазово струснути очищений посуд.

Після видалення грубих забруднень органічним розчинником знімають жирові плями, що залишилися. Цього можна досягти обробкою посуду «гострою» парою протягом 30-60 хв. Парова обробка дозволяє видалити з поверхні плями воску, парафіну, різних продуктів переробки нафти. Одночасно відбувається вилуговування скла, видалення з нього полісилікатів лужних металів з одночасним їхнім гідролізом і утворенням на поверхні скла своєрідної захисної плівки з силіцію (IV) оксиду. Після цих операцій для подальшого очищення використовують *спеціальні миючі суміші*.

Хромово суміш складається з калію дихромату і концентрованої сульфатної кислоти (5...9 г $K_2Cr_2O_7$ або $Na_2Cr_2O_7$ на 100 см^3 концентрованої H_2SO_4). Ця суміш утворюється у результаті реакції:



містить деяку кількість хром (IV) оксиду – більш сильного окисника, ніж дихромат калію і концентрована сульфатна кислота. Суміш руйнує більшість органічних речовин і перетворює плівки та плями оксидів і інших сполук металів у добре розчинні у воді гідросульфати і гідрохромати. Обробку посуду проводять у витяжній шафі, тому що суміш виділяє отруйний і леткий оксид CrO_3 . Суміш стає непридатною, як тільки вона набуває зеленого забарвлення в результаті відновлення Cr^{6+} в Cr^{3+} . Зберігають суміш у товстостінній порцеляновій склянці, закритій товстою скляною пластинкою. Хромово суміш непридатна для очищення скляних пористих фільтрів

та інших пористих мас через сильну адсорбцію іонів хромату порами (фільтри набувають зеленого забарвлення). Йони хрому не вилучаються з пор навіть при багаторазовому кип'ятінні скляних фільтрів у чистій воді.

Методом контролю чистоти відмитої скляної та кварцової поверхні є спостереження за поведінням на ній водяної плівки. Якщо поверхня вільна від домішок гідрофобних речовин (малорозчинні, не взаємодіючі з водою речовини), то водяна плівка розподіляється тонким рівномірним шаром, змочуючи всю поверхню посудини без розривів у водяній плівці. Забруднена поверхня змочується водою нерівномірно, окремими ділянками. Мінімальна кількість виявлених цим візуальним методом забруднень становить $1 \cdot 10^{-7} \dots 1 \cdot 10^{-5}$ г/см². Більш чутливим є метод розпилення чистої води на відмиту поверхню за допомогою пульверизаторів. При відсутності гідрофобних забруднень дрібні крапельки води будуть змочувати поверхню і покривати її суцільною водяною плівкою. У місцях же забруднень буде спостерігатися скупчення крапель. Метод дозволяє виявити $2 \cdot 10^{-8} \dots 3 \cdot 10^{-7}$ г/см³ гідрофобної речовини.

Техніка виконання аналітичних реакцій

Аналітичні реакції можуть бути проведені з речовинами, що знаходяться в твердому або розчиненому стані. В залежності від стану речовини і аналітичного ефекту, що спостерігається, розрізняють такі види якісних реакцій:

- 1) реакції з твердими речовинами (сухим способом):
 - а) *механохімічні* (розтирання);
 - б) *пірохімічні* (забарвлення полум'я, одержання перлів);
- 2) реакції з речовинами у розчиненому стані:
 - а) за ефектом, що спостерігається (осадові, кольорові, мікрокристалічні, з утворенням газу, люмінісцентні);
 - б) за технікою виконання (пробірочні, екстракційні, крапельні).

Порядок виконання роботи:

1. Опис хімічного посуду. Кожна бригада студентів одержує набір хімічного посуду. Студенти повинні ознайомитись із запропонованими зразками посуду, після чого замалювати його в протоколах та надати детальний опис – матеріал, призначення, особливості конструкції та роботи з ним. Також зазначається стан поверхні та пропонується порядок очищення.

2. Розтирання сухих солей. У порцелянову ступку поміщають декілька кристаликів CoSO_4 і NH_4SCN і розтирають скляною паличкою з пласким торцем або порцеляновим товчачиком. Спостерігають утворення забарвленої сполуки $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Вміст порцелянної чашки розбавляють дистильованою водою. Роблять висновки чому дану реакцію проводять саме сухим методом.

3. Проба на забарвлення полум'я. Петлю з платинового або ніхромового дроту занурюють в пробірку або склянку з невеликою кількістю концентрованої хлоридної кислоти і прожарюють в безбарвному (аналітичному) полум'ї пальника або спиртівки до зникнення жовтого забарвлення полум'я, що викликане присутністю солей натрію. (Якщо є можливість колір полум'я розглядають через синє скло, що не пропускає жовті промені, в які забарвлюють полум'я солі Натрію, і тоді більш чітко видно інші відтінки забарвлення полум'я.) Потім розжарену петлю занурюють в порошок досліджуваної речовини і вносять у полум'я.

Спостерігають зміну забарвлення полум'я. Для досліду краще брати легкі солі металів (галогеніди (окрім фторидів), ацетати або нітрати). Результати досліджень записують у вигляді таблиці: елемент, колір полум'я).

4. Утворення перлів. Перлами називаються скловидні тіла, що одержують при прожарюванні деяких солей (бури, «фосфорної солі» тощо). Катіони деяких металів, знаходячись у кристалічній ґратці утвореного перлу, надають йому характерного забарвлення.

Платинову або ніхромову дротинку з петлею прожарюють у полум'ї пальника і занурюють у кристали бури ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) або амоній-натрій гідрогенфосфату ($(\text{NH}_4)\text{NaHPO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$), так званої «фосфорної солі». Після того як декілька кристаликів солі пристануть до дротинки її знову прожарюють у полум'ї пальника і занурюють у суміш декількох кристалів досліджуваної речовини (їх можна трохи змочити перед цим дистильованою водою) і бури (або фосфорної солі). Після цього суміш на петлі дротинки витримують у окиснювальній або відновлювальній частині полум'я, доки вона не стане однорідною. Дротинку виймають з полум'я і фіксують колір утвореного перлу після того, як він охолоне.

Треба пам'ятати, що часто колір перлів утворених у окиснювальній і відновлювальній частинах полум'я є різним. Також треба остерігатись брати велику кількість досліджуваної солі – перл може мати такий насичений темний колір, що важко буде ідентифікувати його забарвлення. Дослід проводять з солями Хрому,

Купруму, Мангану, Феруму, Ніколу і Кобальту. Результати дослідів фіксувати у вигляді таблиці: елемент, колір.

5. Кольорові, осадові йоно-обмінні реакції. Реакції з утворенням газу. В окремі пробірки до трьох крапель одного розчину додати три краплі іншого розчину: 1) NaCl і AgNO_3 ; 2) Na_2CO_3 і BaCl_2 ; 3) Na_2SO_3 і HCl ; 4) BaCl_2 і H_2SO_4 ; 5) FeCl_3 і NaOH ; 6) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ і $\text{NaOH}_{\text{надлишок}}$. Написати спостереження і рівняння реакцій в молекулярному та йонному вигляді.

6. Мікрокристалічна реакція. На чисте сухе предметне скло наносять краплину розчину солі Кальцію і поруч 1 краплину розчину натрій сульфату за допомогою крапельних піпеток або скляних паличок. Потім краплі з'єднують (не перемішують!) скляною ниткою або паличкою із загостреним кінцем і через 3-5 хвилин спостерігають під мікроскопом без покривного скла форму кристалів гіпсу ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), що утворилися. Якщо кристали не утворились скло можна обережно нагріти.

7. Екстракційна реакція. В пробірку з притертою пробкою поміщають 5-6 крапель розчину солі Кобальту(II) і додають 5-6 крапель розчину NH_4SCN . До отриманої суміші приливають декілька крапель ізоамілового спирту і збовтують, закривши пробірку пробкою, а після розшарування суміші фіксують забарвлення спиртового і водного шарів.

8. Вплив гідролізу солей на рН розчину. На стрічку-папірець універсального індикаторного папірця поставити по черзі піпеткою краплю наступних розчинів: 1) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; 2) Na_2CO_3 ; 3) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; 4) CoCl_2 ; 5) NH_4Cl ; 6) NiSO_4 ; 7) FeSO_4 ; 8) K_2CrO_4 . Записати рН розчину за кольором універсального індикаторного папірця та рівняння реакцій гідролізу за ступенями в молекулярному та йонному вигляді.

Лабораторна робота № 2

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ І АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

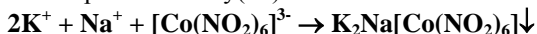
1. Загальна характеристика групи.

До I аналітичної групи відносять катіони лужних металів і NH_4^+ . Будова електронних оболонок K^+ та Na^+ подібна та схожа на будову електронних оболонок атомів інертних газів Ar та He відповідно. Поляризаційні властивості цих катіонів малі, тому що вони мають великі радіуси. Усі катіони цієї аналітичної групи утворюють сполуки з йонним типом хімічного зв'язку та більшість з них добре розчиняється у воді. Тому катіони I аналітичної групи не мають

групового реагенту. Йони K^+ та Na^+ стійкі по відношенню до окисників та відновників. Гідратовані йони K^+ , Na^+ та NH_4^{4+} – безбарвні. Солі цих іонів мають колір, якщо до їх складу входять забарвлені аніони. Наприклад: Na_2CrO_4 – жовтий, $KmnO_4$ – фіолетовий.

2. Аналітичні реакції катіона калію, K^+ .

2.1. Реакція з натрій гексанітрокобальтатом(III), $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Натрій гексанітрокобальтат(III) з катіонами K^+ при рН 4-5 утворює жовтий осад комплексної солі $K_2Na[Co(NO_2)_6]$ – дикалій натрій гексанітрокобальтату(III):

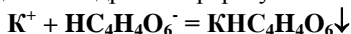


Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі калію й обережно додайте 1-2 краплі свіжоприготовленого розчину $Na_3[Co(NO_2)_6]$ або кілька кристаликів сухої солі. Виконанню реакції заважають іони NH_4^+ , але осад $(NH_4)_2Na[Co(NO_2)_6]$ легко розкладається при нагріванні. Тому реакцію варто проводити при нагріванні. Інші катіони I і II аналітичних груп проведеною цієї реакції не заважають. Якщо рН розчину > 7 , то варто додати по краплях 2 М розчин CH_3COOH , якщо рН розчину < 3 , то варто додати по краплях 2 М розчин CH_3COONa для досягнення необхідного значення рН. Середовище із рН > 7 – неприпустиме.

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з натрій гідрогентартратом, $NaHC_4H_4O_6$.

Натрій гідрогентартрат $NaHC_4H_4O_6$ утворює катіонами калію білий кристалічний осад калій гідрогентартрату:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину солі Калію і стільки ж розчину натрій гідрогентартрату. Розчин охолодити і потерти об внутрішні стінки пробірки скляною паличкою для прискорення утворення осаду. Середовище має бути нейтральним або слабокислотним. Чутливість реакції 50 мкг. Катіони амонію перешкоджають визначенню, тому їх усувають шляхом прогрівання проби. Запишіть спостереження та рівняння реакції.

2.3. Забарвлення полум'я. Леткі солі калію забарвлюють полум'я газового пальника у фіолетовий колір.

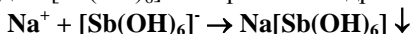
Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку опустити в насичений розчин солі калію або в суху сіль калію й потім внести її в полум'я пальника. Забарвлення полум'я краще спостерігати через синє скло. Запишіть спостереження.

Для очищення ніхромової дротинки опустіть її в концентрований розчин HCl, потім внесіть у полум'я газового пальника. Повторіть цю операцію кілька разів. Відсутність фарбування полум'я свідчить про чистоту ніхромової дротинки.

3. Аналітичні реакції катіона натрію, Na⁺.

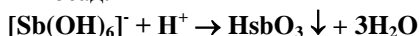
3.1. Реакція з калій гексагідроксостибатом(V), K[Sb(OH)₆].

Калій гексагідроксостибат(V) з іонами Na⁺ у нейтральному або слабо лужному середовищі (pH = 7-8) при охолодженні утворює білий кристалічний осад Na[Sb(OH)₆] – натрій гексагідроксостибат(V):



Осад Na[Sb(OH)₆] розчинний у гарячій воді й частково в лугах.

Виконанню реакції заважають кислоти, які виділяють аморфний осад, іони амонію. Солі амонію, подібно кислотам теж виділяють аморфний осад:



Крім того, виконанню реакції заважають іони Li⁺ і Mg²⁺.

Виконання реакції: візьміть у пробірку 5-6 крапель розчину будь-якої солі натрію й за допомогою універсального індикатора визначте pH середовища. Якщо середовище кисле (pH < 7), нейтралізуйте його, додаючи по краплях KOH. Якщо середовище лужне (pH > 7), додайте по краплях розчин оцтової кислоти (CH₃COOH) до нейтральної реакції (pH ≈ 7). До цього розчину долейте 2-3 краплі розчину K[Sb(OH)₆]. Пробірку охолодіть під струменем холодної водопровідної води. Потирання стінок пробірки скляною паличкою прискорює процес випадання білого кристалічного осаду солі Na[Sb(OH)₆].

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з цинкуранілацетатом, Zn(UO₂)₃(CH₃COO)₈.

Йони Na⁺ з цинк триураніл октаацетатом в слабокислому або в нейтральному середовищі утворюють кристалічний осад натрій цинк триураніл наоацетату NaZn(UO₂)₃(CH₃COO)₉·9H₂O зеленувато-жовтого кольору. Ці кристали мають вигляд тетраедрів і октаедрів. Проведенню цієї реакції йони K⁺ і NH₄⁺ не заважають.

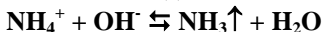
Виконання реакції. На предметне скло нанесіть краплю розчину солі Натрію і обережно випаруйте досуха. Після охолодження поруч з сухим залишком нанесіть краплю розчину Zn(UO₂)₃(CH₃COO)₈ і з'єднайте їх скляною паличкою. Утворені кристали роздивіться під мікроскопом.

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

Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку опустить в насичений розчин солі натрію або в суху сіль натрію й потім внесить її в полум'я пальника. Запишіть спостереження.

4. Аналітичні реакції катіона амонію, NH₄⁺.

4.1. Реакція з лугами. Луги NaOH або KOH взаємодіють із солями амонію з виділенням газоподібного амоніаку:

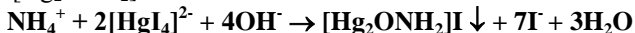


Амоніак, що виділяється, можна виявити за запахом або за допомогою фенолфталеїнової смужки, змоченої дистильованою водою. Утворені іони OH⁻ змінюють забарвлення фенолфталеїну з безбарвного на малиновий. Реакція специфічна, дозволяє виявити йон амонію в присутності всіх інших йонів.

Виконання реакції: дослід краще проводити в “газовій камері” – фарфоровій чашці, накритій годинниковим склом. На внутрішню поверхню скла помістіть змочену дистильованою водою смужку фенолфталеїнового паперу. У фарфорову чашку візьміть 2-3 краплі розчину лугу й додайте 1-2 краплі розчину будь-якої солі амонію. Закрийте фарфорову чашку годинниковим склом (трохи підігрійте її на водяній бані).

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

4.2. Реакція з реактивом Несслера. Реактив Несслера (суміш K₂[HgI₄] і KOH) утворює із катіонами NH₄⁺ осад червоно-бурого кольору [Hg₂ONH₂]I:



Виконання реакції: на предметне скло або в пробірку помістіть 1-2 краплі розчину солі амонію й додайте до нього 2-3 краплі реактиву Несслера.

Виконанню реакції заважають катіони металів (наприклад, Fe³⁺, Cr³⁺ і ін.), що утворюють у лужному середовищі забарвлені осадки відповідних гідроксидів.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

5. Контрольна задача.

Аналіз суміші катіонів першої аналітичної групи.

5.1. Виявлення катіонів NH_4^+ та їх видалення.

У досліджуваному розчині перш за все перевірте наявність йонів NH_4^+ . Для цього візьміть 3-4 краплі розчину в окрему пробірку і проведіть реакцію на йон NH_4^+ , додаючи 3-4 краплі реактиву Несслера. Можна провести іншу якісну реакцію: до 5-6 крапель досліджуваного розчину додати розчин лугу, нагріти і виявити амоніак по зміні кольору вологого червоного лакмусового папірця на синій. Якщо йон амонію в досліджуваному розчині є, то його треба видалити, оскільки він заважає виявленню йонів калію і натрію. Для цього візьміть 15-20 крапель досліджуваного розчину і випаруйте у фарфоровій чашечці (або тиглі). Потім осад прожарюйте доти, поки припиниться виділення білого “димув” (кристалики солі NH_4Cl).

Охолодіть сухий залишок і додайте краплями дистильовану воду до повного його розчинення (при ретельному перемішуванні). Відберіть декілька крапель цього розчину у чисту пробірку і перевірте наявність йонів NH_4^+ реактивом Несслера. Якщо реакція позитивна, то розчин у фарфоровій чашечці продовжуйте випаровувати і прожарювати, і так доти, доки проба з реактивом Несслера покаже відсутність йонів NH_4^+ в розчині.

Після видалення йонів NH_4^+ в охолоджену розчині перевірте наявність йонів K^+ і Na^+ .

5.2. Виявлення катіонів K^+ . Візьміть 3-4 краплі розчину, одержаного за п. 1, додайте 3-4 краплі розчину $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$, дайте постояти. Поява жовтого осаду $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ свідчить про наявність катіонів K^+ .

5.3. Виявлення катіонів Na^+ . Візьміть 3-4 краплі розчину, одержаного за п. 1, додайте 3-4 краплі розчину $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$, потріть скляною паличкою внутрішню стінку пробірки. Утворення кристалічного осаду білого кольору $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ свідчить про наявність катіонів Na^+ .

Якщо йони NH_4^+ в контрольній задачі на суміш йонів першої аналітичної групи відсутні, тоді йони K^+ і Na^+ виявять в окремих порціях досліджуваного розчину відповідними реагентами.

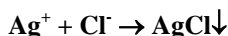
АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ II АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

1. Загальна характеристика групи.

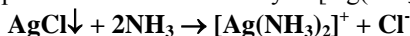
До II аналітичної групи відносяться катіони d-елементів Ag^+ , Hg_2^{2+} та p-елемента Pb^{2+} . Катіони II аналітичної групи утворюють нерозчинні галогеніди (крім аргентум фториду), сульфати, сульфіді, хромати, фосфати, арсенати, гідроксиди (оксиди) та карбонати, що обумовлено їх високою поляризуючою дією. Груповий реагент на катіони II аналітичної групи – 2 М розчин HCl , який дозволяє селективно відокремлювати ці катіони у вигляді відповідних осадів хлоридів AgCl , Hg_2Cl_2 і PbCl_2 . Для катіонів цієї групи характерні реакції комплексоутворення, для йонів Hg_2^{2+} – реакції окислення-відновлення. Солі катіонів цієї групи безбарвні, але якщо до їх складу входять забарвлені аніони, то вони мають забарвлення.

2. Аналітичні реакції катіона аргентуму, Ag^+ .

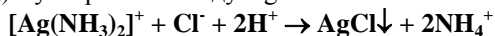
2.1. Реакція із хлоридами. Хлоридна кислота й розчинні у воді хлориди з катіоном аргентуму утворюють білий сирнистий осад AgCl :



Осад AgCl розчиняється в надлишку розчину амоніаку з утворенням безбарвної комплексної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$:



Отримана комплексна сполука стійка тільки в присутності надлишку амоніаку й може бути зруйнована сильними кислотами (HNO_3 , H_2SO_4) з утворенням осаду AgCl :



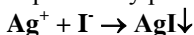
Виконання реакції: помістіть в центрифужну пробірку (коротка конічна пробірка) 2-3 краплі розчину солі аргентуму й додайте до нього 2-3 краплі 2 М розчину HCl .

Відокремте осад від розчину центрифугуванням.

До осадженого хлориду аргентуму по краплях додайте розчин амоніаку до повного розчинення осаду. До отриманого розчину додайте 1-2 краплі фенолфталеїну, а потім дією (по краплях) 2 М розчину HNO_3 нейтралізуйте надлишок основи й зруйнують комплекс. Помутніння розчину вказує на утворення осаду AgCl .

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з калій йодидом, KI. Калій йодид утворює із катіоном Ag^+ яскраво-жовтий осад аргентум йодиду, практично нерозчинний у воді й концентрованому розчині амоніаку:



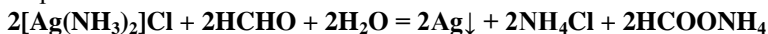
Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі аргентуму й додайте до нього 2-3 краплі розчину калій йодиду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

2.3. Реакція срібного дзеркала. Взаємодія з альдегідами. НСОН – формальдегід (аміачний розчин).

Виконання реакції: у пробірку помістіть 3-4 краплини розчину солі AgNO_3 і додайте водний розчин амоніаку до розчинення утвореного осаду. До отриманої суміш додайте 2-3 краплини розчину формальдегіду і підігрійте на водяній бані.

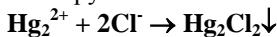
Спостерігайте утворення металевого срібла на стінках пробірки:



Запишіть рівняння реакції.

3. Аналітичні реакції катіона димеркурія(I), Hg_2^{2+} .

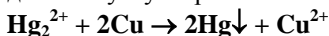
3.1. Реакція із хлоридами. Хлоридна кислота й розчинні у воді хлориди з катіоном меркурію(I) утворюють білий осад димеркурій дихлориду – Hg_2Cl_2 (каломель), при взаємодії якого з розчином амоніаку утворюється білий осад сполуки $[\text{HgNH}_2]\text{Cl}$ і виділяється металева ртуть чорного кольору.



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі меркурію(I) і додайте до нього 3-4 краплі 2 М розчину HCl . До осаду, що утворився, додайте 5-10 крапель концентрованого розчину амоніаку.

Запишіть спостереження й рівняння реакцій у молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

3.2. Відновлення меркурію(I) металевою міддю. Металева мідь відновлює Hg_2^{2+} до металу з утворенням амальгами:

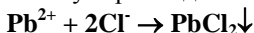


Виконання реакції: на мідну монету або мідну пластинку помістіть 2-3 краплі розчину солі меркурію(I). Через 2-3 хвилини змийте розчин водою й потріть поверхню шматочком фільтрувального паперу.

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

4. Аналітичні реакції катіона п्लомбуму, Pb^{2+} .

4.1. Реакція із хлоридами. Хлоридна кислота й розчинні у воді хлориди утворюють із катіонами п्लомбуму Pb^{2+} білий осад п्लомбум хлориду, розчинний у гарячій дистильованій воді:



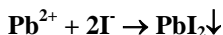
Виконання реакції: помістіть в центрифужну пробірку 2-3 краплі розчину солі п्लомбуму. Додайте до нього 2-3 краплі 2 М розчину HCl.

Осад відокремте від розчину центрифугуванням.

До отриманого осаду долийте 2-3 мл дистильованої води, суміш перемішайте скляною паличкою й нагрійте пробірку на водяній бані.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

4.2. Реакція з калій йодидом, KI. Калій йодид утворює із йонами п्लомбуму Pb^{2+} осад жовтого кольору, розчинний у гарячій дистильованій воді:

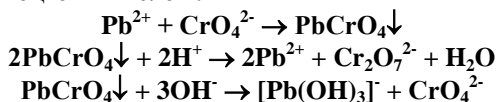


При охолодженні розчину PbI_2 знову випадає в осад у вигляді жовтих кристалів. Цю реакцію часто називають “реакцією золотого дощу”.

Виконання реакції: помістіть у пробірку 2-3 краплі розчину солі п्लомбуму й додайте до нього 2-3 краплі розчину калій йодиду. До отриманого осаду долийте 3-5 мл дистильованої води й нагрійте пробірку на водяній бані до повного розчинення осаду. Охолодіть пробірку під струменем холодної води. При повільному охолодженні розчину утворюються великі золотаво-жовті кристали PbI_2 .

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

4.3. Реакція із дикалій хроматом, K_2CrO_4 . Дикалій хромат з катіонами п्लомбуму Pb^{2+} утворює осад п्लомбум(II) хромату $PbCrO_4$ жовтого кольору, розчинний у сильних кислотах і лугах, але нерозчинний в оцтовій кислоті:



Виконання реакції: у пробірку помістіть 2-3 краплі розчину солі п्लомбуму, додайте до нього 2-3 краплі розчину дикалій хромату.

Отриманий осад розділіть на дві частини. У першу пробірку з осадом додайте 4-5 краплі 2 М розчину NaOH або KOH. У другу пробірку з осадом додайте 4-5 краплі 2 М розчину оцтової кислоти CH_3COOH .

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

4.4. Реакція з родизонатом натрію, $\text{Na}_2\text{C}_6\text{O}_6$. Родизанат натрію на фільтрувальному папері з солями плюмбуму дає фіалково-синій комплекс, колір якого в слабкислому середовищі при додаванні тартратного буферного розчину (рН 2,8) переходить в червоний.

Проведіть дослід, запишіть спостереження.

5. Контрольна задача.

Аналіз суміші катіонів другої аналітичної групи

Виявити катіони другої аналітичної групи можна тільки за систематичним ходом аналізу. Практично немає жодного реактиву, яким можна було б виявити будь-який йон другої аналітичної групи при наявності іншого.

5.1. Осадження хлоридів катіонів II групи

До 20-30 крапель досліджуваного розчину додайте 20-30 крапель 2 М розчину хлоридної кислоти, перемішайте і центрифугуйте. У центрифугаті перевірте повноту осадження. Якщо при додаванні до центрифугату хлоридної кислоти випадає осад, то осадження повторіть, додаючи ще декілька крапель осаджувача. Осад промийте «1 мл холодної води, що містить 5-6 крапель 2 М розчину хлоридної кислоти. Осад 1 відокремте центрифугуванням. Центрифугат 1 не досліджується.

5.2. Відокремлення та виявлення катіонів Pb^{2+} .

Осад 1 обробіть 1 мл дистильованої води, нагрійте на водяній бані та швидко центрифугуйте. Злийте центрифугат і в ньому виявіть йони Pb^{2+} дією розчинів K_2CrO_4 або KI .

Якщо катіони Pb^{2+} виявлені, їх відокремте від осаду 1, промиванням його порціями гарячої води до повного видалення йонів Pb^{2+} (відсутня реакція з хромат-йонами).

5.3. Відокремлення катіонів Ag^+ і виявлення катіонів Hg_2^{2+} .

Осад 2, одержаний за п. 2., обробіть концентрованим розчином амоніаку. Почорніння осаду вказує на присутність катіонів Hg_2^{2+} .

Осад 3 відокремте центрифугуванням і перенесіть у склянку для відходів солей Меркурію, центрифугат 2 аналізуйте на присутність катіонів Ag^+ .

5.4. Виявлення катіонів Ag^+

До центрифугату 2, одержаного за п. 3., додайте концентровану нітратну кислоту до кислої реакції середовища. Утворення білого осаду або каламуті вказує на присутність катіонів Ag^+ .

5.5. Систематичний хід аналізу суміші катіонів другої аналітичної групи можна зобразити у вигляді схеми (рис. 6).

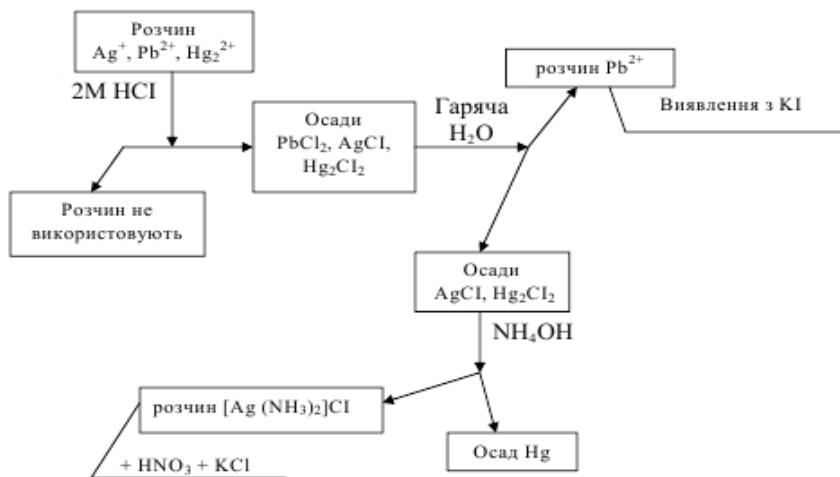


Рис. 6. Схема аналізу суміші катіонів 2 аналітичної групи

Лабораторна робота № 4

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ ІІІ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

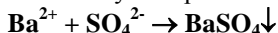
До катіонів ІІІ аналітичної групи відносять катіони лужно-земельних металів Ba^{2+} , Sr^{2+} , Ca^{2+} . Більшість солей цих катіонів малорозчинні: карбонати, сульфати, фосфати, хромати, оксалати. Груповим реагентом на катіони третьої аналітичної групи є 1 М розчин сульфатної кислоти, що з катіонами Ba^{2+} і Ca^{2+} утворює осад малорозчинних сульфатів BaSO_4 і CaSO_4 білого кольору.

Для катіонів третьої аналітичної групи не характерні реакції окиснення-відновлення, тому що вони мають постійний ступінь окиснення.

Більшість сполук, які містять катіони цієї аналітичної групи, білого кольору, а розчини безбарвні. Забарвлені сполуки утворюються лише з забарвленими аніонами, наприклад, BaCrO_4 жовтого кольору.

1. Аналітичні реакції катіона барію, Ba^{2+} .

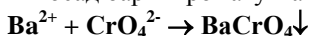
1.1. Реакція із сульфатною кислотою, H_2SO_4 . Сульфатна кислота й розчинні сульфати з йонами барію Ba^{2+} утворюють білий кристалічний осад, нерозчинний у мінеральних кислотах:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 1-2 краплі розчину солі барію й додайте до нього 2-3 краплі 1 М розчину H_2SO_4 .

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

1.2. Реакція із дикалій хроматом, K_2CrO_4 або дикалій дихроматом, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Дикалій хромат з йонами барію Ba^{2+} при $\text{pH} = 4-5$ утворює жовтий осад барій хромату BaCrO_4 :



Барію хромат розчинний у сильних кислотах (крім H_2SO_4), але не розчинний в оцтовій кислоті. При проведенні реакції в оцтовокислому середовищі визначенню йона барію не заважають йони Ca^{2+} , тому що осад CaCrO_4 не утворюється.

Виконання реакції: змішайте в пробірці по 5 крапель розчинів барій хлориду й дикалій хромату. Отриманий осад розділіть на дві пробірки. У першу пробірку з осадом додайте 2-3 мл 2 М розчину HCl , а в іншу – 2-3 мл 2 М розчину CH_3COOH .

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

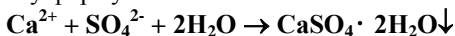
1.3. Реакція з родизонатом натрію, $\text{Na}_2\text{C}_6\text{O}_6$. На смужку фільтрованого паперу нанесіть краплю досліджуваного розчину. Змочіть вологу пляму краплею розчину родизонату натрію. У присутності барію з'явиться пляма червоного кольору. Змочіть пляму розчином розбавленої соляної кислоти. Пляма не знебарвлюється (на відміну від йонів Sr^{2+}).

1.4. Забарвлення полум'я. Летючі солі барію забарвлюють полум'я газового пальника в жовто-зелений колір.

Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку занурте в насичений розчин солі барію або в суху сіль і потім внесіть її в полум'я газового пальника. Запишіть спостереження.

2. Аналітичні реакції катіона кальцію, Ca^{2+} .

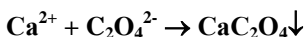
2.1. Реакція із сульфатною кислотою, H_2SO_4 . Сульфатна кислота й розчинні сульфати в концентрованих розчинах утворюють із катіоном кальцію Ca^{2+} кристали гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ білого кольору, що мають голчасту форму:



Виконання реакції: помістіть на предметне скло 1 краплю розчину солі кальцію, додайте до нього 1 краплю 1 М розчину H_2SO_4 і 1 краплю $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ для зменшення розчинності. Обережно нагрійте предметне скло на водяній бані до появи білих кристалів гіпсу. Розгляньте їх під мікроскопом.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

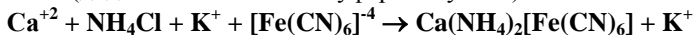
2.2. Реакція з діамоній оксалатом, $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Діамоній оксалат з йонами кальцію Ca^{2+} утворює білий кристалічний осад CaC_2O_4 , нерозчинний в оцтовій кислоті, але розчинний у сильних кислотах:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 1-2 краплі розчину солі кальцію, 3-4 краплі розчину $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ і 1-2 краплі 2 М розчину амоніаку. Отриманий осад розділіть на дві частини. У першу пробірку з осадом додайте 2-3 мл 2 М розчину HCl , а в іншу – 2-3 мл 2 М розчину CH_3COOH . Проведенню реакції заважають йони Ba^{2+} , Sr^{2+} і важких металів.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному виді.

2.3. Реакція з гексацианфератом калію, $(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6])$. До 2-3 крапель розчину солі кальцію додати 2-3 краплі насиченого розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. При кип'ятінні отриманої суміші випадає білий кристалічний осад, нерозчинний у оцтовій кислоті: Реакцію слід проводити у розчині при $\text{pH} \sim 7$ (підкислюють оцтовою кислотою), або при $\text{pH} > 7$ (додаванням аміачної буферної суміші):



2.4. Забарвлення полум'я. Летючі солі кальцію забарвлюють полум'я газового пальника в помаранчево-червоний колір.

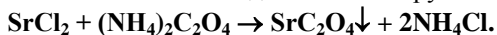
Виконання реакції: чисту ніхромову дротинку опустіть в насичений розчин кальцій хлориду або в суху сіль і потім внесіть її в полум'я газового пальника. Запишіть спостереження.

3. Аналігічні реакції катіона стронцію, Sr²⁺.

3.1. Реакція з гіпсовою водою, насичений розчин CaSO₄ (кальцій сульфат). Гіпсова вода (насичений розчин CaSO₄) утворює з катіоном Sr²⁺ осад стронцій сульфату, тому що розчинність гіпсу значно більша, ніж розчинність стронцій сульфату. Гіпсова вода є характерним реактивом для виявлення йонів Sr²⁺, проте цій реакції заважають йони Ba²⁺, тому їх відокремлюють за допомогою калій дихромату.

Виконання реакції: До 3 крапель досліджуваного розчину додають 3-4 краплі гіпсової води, нагрівають на водяній бані і спостерігають утворення осаду. Під час проведення досліду обов'язково дотримуйтесь таких умов: а) реакцію з гіпсовою водою проводять лише за відсутності йонів Ba²⁺; б) нагрівання прискорює утворення осаду; в) осад SrSO₄ з'являється не одразу, а протягом 10-15 хв. Запишіть спостереження та рівняння реакції

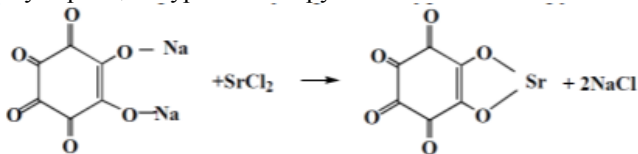
3.2. Реакція з діамоній оксалатом, (NH₄)₂C₂O₄. Амоній оксалат утворює з катіоном Sr²⁺ осад білого кольору:



Стронцій оксалат добре розчиняється в мінеральних і ацетатній кислотах.

Виконання реакції: До 3 крапель солі Стронцію додають таку ж кількість розчину амоній оксалату. Утворений осад білого кольору випробовують на розчинність у хлоридній і ацетатній кислотах.

3.3. Реакція з родизонатом натрію, Na₂C₆O₆. З іонами стронцію родизонат натрію утворює у нейтральному середовищі осад родизонату стронцію бурого кольору:



Виконання реакції: Реакцію проводять краплиним методом. На фільтрувальному папері при взаємодії розчинів солей стронцію і родизонату натрію утворюється червоно-буре забарвлення, що зникає при додаванні краплі HCl (розчинення осаду). Проведенню реакції не заважає присутність K₂CrO₄ (відмінність від Ba²⁺). Ця властивість дозволяє виявити Sr²⁺ у присутності Ba²⁺.

3.4. Забарвлення полум'я. Легкі солі стронцію забарвлюють безбарвне полум'я в малиново-червоний колір.

Виконання реакції: Платинову дротинку занурюють спочатку в хлоридну кислоту, потім у досліджуваний розчин і вносять в полум'я. Спостерігають забарвлення.

4. Контрольна задача.

Аналіз суміші катіонів третьої групи.

4.1. Попередні дослідження.

1. Розчин для аналізу розділяють на дві частини: робочий і контрольний. Дією групового реагенту встановлюють наявність катіонів третьої аналітичної групи.

2. З досліджуваного розчину суміші катіонів третьої аналітичної групи відокремлюють катіон Ba^{2+} від катіонів Sr^{2+} , Ca^{2+} , додаваючи ацетатну кислоту і розчин калій хромату. При цьому катіони Ba^{2+} переходять в осад $BaCrO_4$, а катіони Sr^{2+} і Ca^{2+} залишаються у розчині. Осад відфільтровують і перевіряють повноту відокремлення.

3. До частини фільтрату приливають гіпсової води, і суміш нагрівають на водяній бані 7-10 хв.; якщо після відстоювання випадає осад, то в розчині присутні катіони Sr^{2+} .

4. До фільтрату, який не містить гіпсової води, додавають розчин натрій карбонату і відокремлюють осад карбонатів стронцію і кальцію, які промивають дистильованою водою і розчиняють в оцтовій кислоті.

5. До розчину додають амоній сульфат $(NH_4)_2SO_4$; катіони Sr^{2+} переходять в осад у вигляді $SrSO_4$, катіони Ca^{2+} залишаються у розчині.

4.2 Виявлення йонів Ba^{2+} . У пробірку приливають 4-5 крапель досліджуваного розчину, додають 3-4 краплі ацетатної кислоти і 3-4 краплі розчину калій хромату. Утворення жовтого осаду свідчить про наявність у розчині катіонів Ba^{2+} . Катіони Ba^{2+} відокремлюють за допомогою калій хромату і ацетатної кислоти, осад відфільтровують.

4.3. Виявлення йонів Sr^{2+} . Фільтрат перевіряють на повноту осадження йонів Ba^{2+} . До 4-5 крапель фільтрату в пробірці приливають кілька крапель «гіпсової води», нагрівають на водяній бані, відстоюють. Утворення білого осаду свідчить про наявність катіонів Sr^{2+} .

4.4. Виявлення йонів Ca^{2+} . У пробірку відбирають 4-5 крапель фільтрату (після відокремлення катіонів Ba^{2+}), додають стільки ж розчину натрій карбонату. Утворені осад карбонатів кальцію і стронцію відокремлюють, промивають водою, розчиняють в

ацетатній кислоті і додають розчин амоній сульфату. Катіон Sr^{2+} утворює при цьому осад стронцій сульфату, його відфільтровують, а у фільтраті залишається велика кількість іонів Ca^{2+} . Фільтрат розділяють на дві частини, до однієї додають $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Поява осаду свідчить про наявність іонів Ca^{2+} у розчині. Другу частину фільтрату використовують для перевірки правильності результатів.

Лабораторна робота № 5

АНАЛІЗ СУМІШІ КАТІОНІВ І-ІІІ АНАЛІТИЧНИХ ГРУП

Попередні випробування.

1. За допомогою універсального індикатора визначте рН розчину.
2. Проведіть реакцію відкриття іона NH_4^+ (див. л.р. 1).

1. Осадження хлоридів катіонів ІІ аналітичної групи груповим реагентом HCl (2 М).

1.1. Помістіть в центрифужну пробірку 2-3 мл досліджуваного розчину й додайте до нього 8-10 крапель 2 М розчину HCl . Перемішайте суміш скляною паличкою й потім відокремте осад від розчину центрифугуванням.

Перевірте повноту осаження. Для цього до розчину над осадом (центрифугату) додайте ще 2-3 краплі розчину HCl . Якщо при цьому не відбувається помутніння розчину, то осаження повне.

Осад 1

$\text{PbCl}_2, \text{AgCl}, \text{Hg}_2\text{Cl}_2$

Центрифугат 1

$\text{NH}_4^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Ba}^{2+}, \text{Ca}^{2+}$

1.2. Центрифугат 1 злийте з осаду в окрему пробірку й напишіть номер (склографом або восковим олівцем). Залиште цей розчин для подальшого аналізу.

1.3. Працюйте з осадом 1.

Осад промийте дистильованою водою, що містить 2-3 краплі HCl . Відокремте осад від розчину центрифугуванням, обережно злийте розчин з осаду в раковину. До промитого осаду додайте 2-3 мл дистильованої води, перемішайте скляною паличкою й нагрійте на водяній бані.

PbCl_2 (якщо він є) повинен розчинитися в гарячій воді. В осаді залишаться (якщо вони є) AgCl і Hg_2Cl_2 (осад 2).

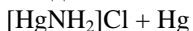
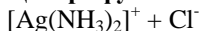
1.4. Відокремте осад 2 від розчину центрифугуванням. Центрифугат 2 злийте в окрему пробірку й проведіть реакцію відкриття Pb^{2+} (реакцією з KI).

Осад 2**Центрифугат 2**

1.5. До осаду, що залишився в центрифужній пробірці 2 додайте 2-3 мл концентрованого розчину NH_3 , перемішайте суміш скляною паличкою.

AgCl (якщо він є) розчиниться в розчині амоніаку з утворенням безбарвного розчину аргентум амоніаку $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ (див. л.р. 2). Hg_2Cl_2 (якщо він є) перетворюється в суміш $[\text{HgNH}_2]\text{Cl}$ і Hg – чорного кольору (див. л.р. 2).

Відокремте осад 3 від розчину центрифугуванням.

Осад 3**Центрифугат 3**

1.6. До центрифугату 3 додайте 1-2 краплі фенолфталеїну й потім по краплях розчин HNO_3 (конц.) до зникнення малинового забарвлення. Комплексна сполука $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ (якщо вона є) руйнується з утворенням білого осаду AgCl .

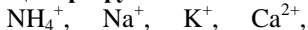
Примітка. Якщо при проведенні реакцій Ви не спостерігаєте очікуваний ефект, отже, у Вашому завданні відсутні відповідні катіони.

2. Визначення катіонів III аналітичної групи.

2.1. Помістіть в пробірку 2-3 краплі центрифугату 1 і додайте до нього 2-3 краплі розчину H_2SO_4 (1 М) і 5-7 крапель етанолу. Утворення осаду або помутніння розчину свідчить про присутність катіонів III групи.

2.2. Помістіть в центрифужну пробірку 1-2 мл центрифугату 1, додайте до нього 3-4 краплі розчину CH_3COONa і 4-5 крапель розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Якщо в розчині присутні йони Ba^{2+} , випадає жовтий осад BaCrO_4 .

Перевірте повноту осадження. Відокремте осад від розчину центрифугуванням.

Осад 4**Центрифугат 4**

2.3. Центрифугат 4 забарвлений у жовтогарячий колір через присутність іонів $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. До цього центрифугату додайте 5-7 крапель розчину діамоній оксалату $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Якщо в розчині присутні йони Ca^{2+} , випаде білий осад, колір якого добре помітний після центрифугування. Осад 5 промийте дистильованою водою й перевірте його розчинність у хлоридній і оцтовій кислотах, а центрифугат 5 вилийте в раковину.

Осад 5
 CaC_2O_4

Центрифугат 5
 $\text{NH}_4^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

3. Визначення катіонів I аналітичної групи.

3.1. Якщо в попередніх випробуваннях Вами був виявлений йон амонію NH_4^+ , то не слід шукати іони калію й натрію, тому що він заважає відкриттю цих йонів.

Якщо йон амонію не був виявлений, то для визначення іонів калію й натрію проводять наступні операції.

3.2. Для відкриття іонів K^+ з вихідного розчину за допомогою розчину натрій карбонату Na_2CO_3 осаджують катіони II і III аналітичних груп, а в розчині залишаються йони K^+ .

У центрифужну пробірку помістіть 1-2 мл вихідного розчину й додайте 1-2 мл розчину Na_2CO_3 . Відокремте осад від розчину центрифугуванням.

Осад 6
Карбонати I і III груп

Центрифугат 6
 Na^+, K^+

3.3. До центрифугату 6 додайте 1-2 краплі фенолфталеїну, декілька крапель розчину CH_3COOH , до зникнення малинового забарвлення й небагато свіжоприготовленого розчину $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ (див. л.р. 1). Утворення жовтого осаду $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ свідчить про присутність у розчині йонів калію.

3.4. Для відкриття йонів Na^+ з вихідного розчину за допомогою розчину калій карбонату K_2CO_3 осаджують катіони II і III аналітичних груп, а в розчині залишаються йони Na^+ .

У центрифужну пробірку помістіть 1-2 мл вихідного розчину й додайте 1-2 мл розчину K_2CO_3 . Відокремте осад від розчину центрифугуванням.

Осад 7
Карбонати II і III груп

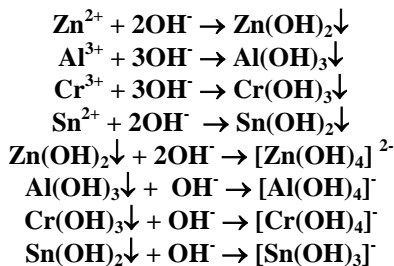
Центрифугат 7
 Na^+, K^+

3.5. До 2-3 крапель центрифугату 7 додайте 3-4 краплі розчину $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ і охолодіть під струменем холодної води при потиранні скляною паличкою (див. л.р. 1). Утворення білого дрібнокристалічного осаду $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$ свідчить про присутність іонів натрію.

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ IV АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

До четвертої аналітичної групи відносять катіони Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , As^{3+} , As^{5+} , які утворюють амфотерні гідроксиди (за виключенням Арсену).

Груповим реагентом на катіони IV аналітичної групи є 2 М розчин натрій гідроксиду NaOH. При дії NaOH на розчин, що містить іони IV аналітичної групи, спочатку утворюються аморфні осаді відповідних гідроксидів: сіро-зелений $Cr(OH)_3$, білі $Zn(OH)_2$, $Al(OH)_3$ і $Sn(OH)_2$. Оскільки гідроксиди хрому (III), цинку, алюмінію й плюмбуму (II) проявляють амфотерні властивості, то вони розчиняються в надлишку лугу з утворенням відповідних гідроксополук:

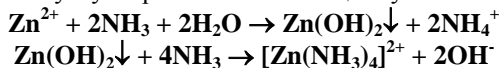


Амфотерні гідроксиди, утворені катіонами четвертої аналітичної групи, здатні дисоціювати у розчині незначною мірою як основи і як кислоти:



1. Аналітичні реакції катіона цинку, Zn^{2+} .

1.1. Реакція з розчином амоніаку. Іони Zn^{2+} з розчином амоніаку утворюють білий осад цинк гідроксиду, що розчиняється в надлишку амоніаку з утворенням аміаката цинку:



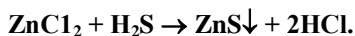
Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину солі цинку. Долийте до нього по краплях 2 М розчини амоніаку до утворення білого осаду. До отриманого осаду долийте надлишок розчину NH_3 до розчинення осаду.

Запишіть спостереження й рівняння реакцій у молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

1.2. Реакція з дитизоном. Іони Zn^{2+} з дитизоном (дифенілтіокарбазоном, $C_6H_5-NH-NH-CS-N=N-C_6H_5$, H_2Dz) утворюють внутрішньокмлексну сіль червоного кольору, розчинну в хлороформі ($CHCl_3$).

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі цинку, додайте 2-3 краплі ацетатного буфера й потім 2-3 краплі 10 % розчину дитизону в хлороформі. Енергійно струсіть пробірку. Утворена в результаті реакції внутрішньокмлексна сіль, екстрагується в шар хлороформу, і він забарвлюється в червоний колір. Запишіть спостереження.

1.3. Реакція з сульфідною кислотою та натрій сульфідом. Na_2S з йонами Zn^{2+} в ацетатному середовищі утворюють білий осад цинк сульфід ZnS :



Цинк сульфід розчиняється у мінеральних кислотах. З наведеного рівняння видно, що під час реакції утворюється хлоридна кислота, що зумовлює зворотну реакцію. Осадження йона Zn^{2+} буде практично повним, якщо до розчину солі цинку додати натрій ацетат, а потім додати сульфідний реактив. У присутності натрій ацетату відбувається взаємодія: $H^+ + CH_3COO^- = CH_3COOH$, яка сприяє нейтралізації сильної кислоти.

Виконання реакції: до 3 крапель розчину солі цинку додають 2 краплі розчину натрій ацетату і 3 краплі розчину гідроген або натрій сульфід. Спостерігають утворення білого осаду ZnS .

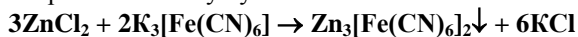
1.4. Реакція з калій гексаціанофератом(II), $K_4[Fe(CN)_6]$. Калій гексаціанофератом(II) утворює з катіоном Zn^{2+} білий осад комплексної солі цинку і калію



який не розчиняється в кислотах, а з лугами утворює цинкат. За допомогою цієї реакції можна виявити катіон Цинку у присутності катіона Алюмінію.

Виконання реакції: до 3-4 крапель солі цинку додають 3 краплі розчину реактиву, перемішують і нагрівають. Спостерігають утворення білого осаду, який не розчиняється у хлоридній кислоті.

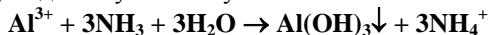
1.5. Реакція з калій гексаціанофератом(III), $K_3[Fe(CN)_6]$. Калій гексаціаноферат(III) утворює з катіоном Zn^{2+} осад коричневого кольору, який розчиняється у лугах:



Виконання реакції: до 3-4 крапель розчину солі цинку додають 3 краплі розчину реактиву. Спостерігають утворення осаду.

2. Аналітичні реакції катіона алюмінію, Al^{3+} .

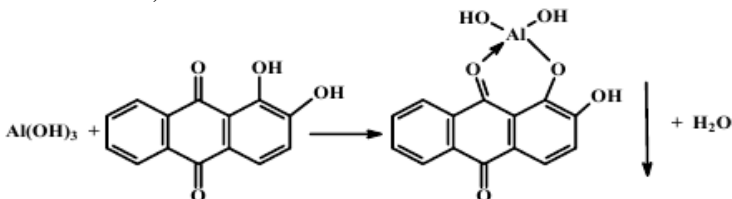
2.1. Реакція з розчином амоніаку. Йони Al^{3+} утворюють із розчином амоніаку білий аморфний осад алюміній гідроксиду $Al(OH)_3$, нерозчинний у надлишку амоніаку:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину солі алюмінію й додайте до нього 5-6 крапель 2 М розчину NH_3 . Перевірте розчинність алюміній гідроксиду в надлишку розчину амоніаку.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному виді.

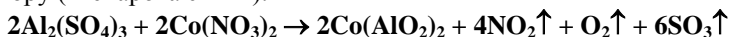
2.2. Реакція з алізарином. Алізарин – $C_{14}H_6O_2(OH)_2$, утворює із $Al(OH)_3$ внутрішньокмплексну сіль червоного кольору (алюмінієвий лак).



Виконання реакції: візьміть шматочок фільтрувального паперу й нанесіть на нього піпеткою 1 краплю розчину солі алюмінію. Потримайте папір протягом 1-2 хвилини над відкритою склянкою з концентрованим (25 %) розчином NH_3 . На папері утвориться $Al(OH)_3$. У центр вологої плями нанесіть краплю алізарину й ще 1-2 хвилини потримайте фільтрувальний папір над склянкою з концентрованим розчином NH_3 .

Підсушіть фільтрувальний папір над полум'ям газового пальника. При цьому зникає фіолетове забарвлення алізарину, а червона пляма алюмінієвого лаку залишається. Запишіть спостереження в зошит.

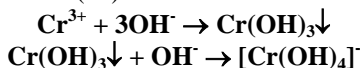
2.3. Реакція з кобальт(II) нітратом. Нітрат кобальту при прокалюванні з солями алюмінію утворює алюмінат кобальту синього кольору («тенарова синь»).



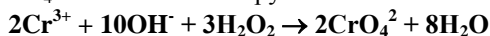
Виконання реакції. Для проведення реакції використовують розбавлені розчини солей кобальту. Реакцію проводять в тиглі чи на платиновій петлі, прокалюючи сіль алюмінію змочену розчином солі кобальту, чи на фільтрувальному папері, після спалювання якого утворюється попіл синього кольору. Запишіть спостереження в зошит.

3. Аналітичні реакції катіона хрому(III), Cr³⁺.

3.1. Реакція з лугами. Натрій і калій гідроксиди осаджують йони Cr³⁺ у вигляді гідроксиду Cr(OH)₃ сіро-зеленого кольору, що розчиняється в надлишку лугу з утворенням зеленого розчину тетра- або гексагідроксохромата (III).



3.2. Реакція з гідроген пероксидом в лужному середовищі. Йони Cr³⁺ у надлишку лугу окиснюються гідроген пероксидом H₂O₂ до хромат-йонів CrO₄²⁻ - жовтого кольору:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі хрому (III) і додайте 6-7 крапель 2 М розчину NaOH до утворення зеленого розчину гідроксокомплексу хрому (III). До отриманого розчину додайте 3-4 краплі 10 % розчину H₂O₂ і нагрівайте суміш на водяній бані протягом 2-3 хвилин. Забарвлення розчину в жовтий колір свідчить про утворення іона CrO₄²⁻.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

4. Аналітичні реакції катіона стануму(II), Sn²⁺.

4.1. Реакція із солями бісмуту(III) у лужному середовищі. Йони Sn²⁺ у лужному середовищі окиснюються солями бісмуту (III) до Sn⁴⁺ з утворенням чорного осаду металевого бісмуту:

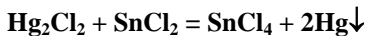
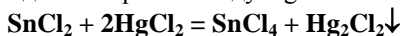


Виконання реакції: до 2-3 крапель розчину солі Sn²⁺ додайте надлишок розчину NaOH (4 М) – до розчинення білого осаду, що утворився, Sn(OH)₂. До отриманого розчину додайте по краплях розчин солі Bi³⁺ до появи чорного осаду.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й йонно-молекулярному виді.

4.2. Реакція з ртутір(II) хлоридом, HgCl₂.

Виконання реакції: У пробірку поміщають 4-5 краплі розчину солі стануму(II), додають 1-2 краплі розчину HgCl₂. Спостерігають випадання чорного осаду Hg:



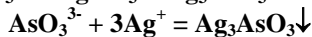
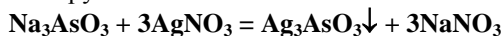
5. Аналітичні реакції йонів As³⁺ та As⁵⁺.

(Солі арсену отруйні!!!)

В залежності від рН середовища арсен (III) та арсен (V) може знаходитись в розчинах в різних формах, передусім внаслідок виражених амфотерних властивостей. У розчинах, що характеризуються сильнокислою реакцією середовища, арсен (III) та арсен (V) існують в основному у вигляді As³⁺ чи As⁵⁺, в слабо кислому середовищі – у вигляді аніонів AsO₂²⁻ чи AsO₃³⁻, в лужному середовищі утворюються солі арсенітної H₃AsO₄ (арсеніти) чи арсенатної H₃AsO₄ (арсенати) кислот. Тому визначення арсену в вигляді катіонів проводять в сильнокислому середовищі, в формі аніонів – в слабо кислому, нейтральному чи лужному середовищах.

5.1. Реакція з аргентум нітратом, AgNO₃.

Виконання реакції: У пробірку поміщають 4-5 краплі розчину солі Na₃AsO₃ (Na₃AsO₄), додають 2-3 краплі розчину AgNO₃. Спостерігають випадання осаду Ag₃AsO₃ жовтого кольору чи Ag₃AsO₄ шоколадного кольору:



5.2. Реакція з сульфідами. Сульфіди в сильно кислому середовищі утворюють з солями арсену осади As₂S₃ чи As₂S₅ жовтого кольору. Осад As₂S₅ розчинний в надлишку сульфідів чи полісульфідів.

Виконання реакції: У пробірку поміщають 4-5 краплі розчину солі Na₃AsO₃ (Na₃AsO₄), додають 2-3 краплі розчину K₂S або Na₂S. Спостерігають випадання осаду жовтого кольору

5.3. Реакція з магнезіальною сумішшю (MgSO₄ + NH₃ + NH₄Cl). Магнезіальна суміш утворює в розчинах з арсеніт-іонами білий кристалічний осад магнію-амонію арсенату:



Виконання реакції: У пробірку поміщують 4-5 краплин розчину солі Na_3AsO_3 , додають 3-4 краплі розчину магnezіальної суміші. Спостерігають утворення білого кристалічного осаду.

6. Контрольна задача.

Аналіз суміші катіонів четвертої групи.

Хід аналізу катіонів четвертої групи складається з трьох стадій:

- 1) виявлення та відокремлення катіонів Al^{3+} , Sn^{4+} ;
- 2) виявлення та відокремлення катіонів цинку;
- 3) виявлення та відокремлення катіонів Cr^{3+} і As^{3+} .

Схему аналізу катіонів 4 групи приведено нижче:

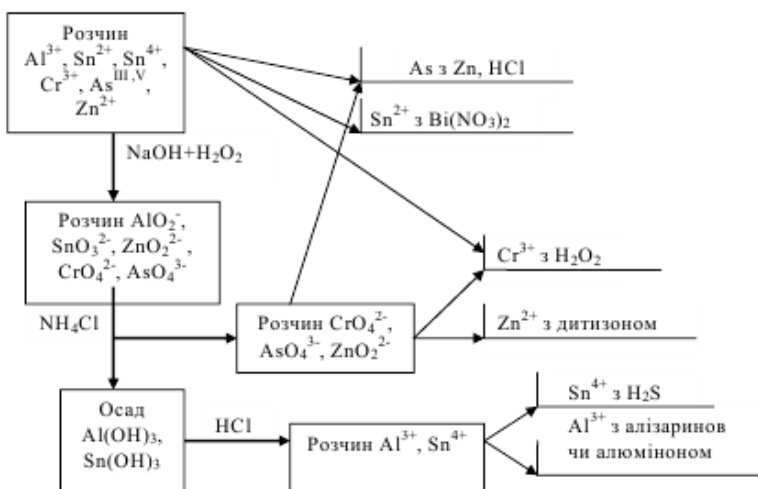


Рис. 7. Схема аналізу катіонів IV аналітичної групи

6.1. До досліджуваного розчину (об'ємом близько 1 мл) додають 1 мл розчину амоніаку і стільки ж гідроген пероксиду. Суміш нагрівають на водяній бані. Утворений осад алюмінію та стануму (IV) гідроксидів відокремлюють центрифугуванням. Осад розчиняють у хлоридній кислоті, розділяють на дві частини і характерними реакціями виявляють йони алюмінію і стануму.

6.2. Центрифугат, який може містити йони CrO_4^{2-} , AsO_4^{3-} , $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ нейтралізують ацетатною кислотою, 2-3 хв. Нагрівають на водяній бані і додають розчин натрій карбонату для осадження цинку.

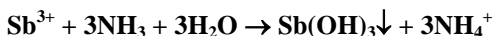
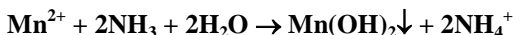
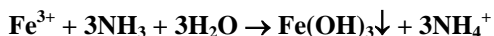
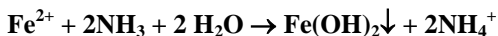
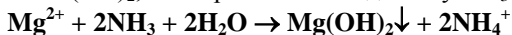
Осад основної солі $(\text{Zn}(\text{OH}))_2\text{CO}_3$ відокремлюють і розчиняють у невеликій кількості ацетатної кислоти. Виявляють Zn^{2+} у добутому розчині за допомогою дитизону або $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$.

6.3. Фільтрат після відокремлення основної солі $(\text{Zn}(\text{OH}))_2\text{CO}_3$ може містити хромат- і арсенат-аніони. Хромат-аніони виявляють реакцією утворення надхромової кислоти H_2CrO_6 , арсенат-аніон – відновленням до AsH_3 .

Лабораторна робота № 7

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ V АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

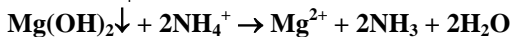
Груповим реагентом на катіони V аналітичної групи є 25 % розчин NH_3 . При дії розчину амоніаку на розчин, що містить катіони V аналітичної групи, утворюються аморфні осаді відповідних гідроксидів: білі $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Sb}(\text{OH})_3$, червоно-бурий $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і жовто-рожевий $\text{Mn}(\text{OH})_2$, які нерозчинні в надлишку NH_3 .



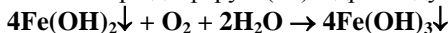
Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину відповідної солі й 2-3 краплі 25 % розчину амоніаку.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному й йонно-молекулярному виді.

Гідроксиди $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ і $\text{Mn}(\text{OH})_2$ розчиняються в насиченому розчині NH_4Cl :



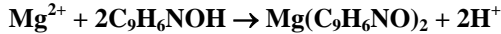
Основи $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ і $\text{Mn}(\text{OH})_2$ не розчиняються в розчинах лугів і амоніаку, але легко розчиняються в сильних кислотах. Ферум (II) гідроксиду лужному середовищі швидко окиснюється киснем повітря до ферум (III) гідроксиду:



Стибій гідроксид $\text{Sb}(\text{OH})_3$ розчиняється в розчинах лугів і концентрованої хлоридній кислоті з утворенням відповідних комплексних йонів $[\text{Sb}(\text{OH})_4]^-$ і $[\text{SbCl}_4]^-$.

1. Аналітичні реакції катіона магнію, Mg^{2+} .

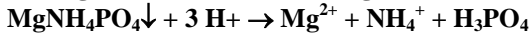
1.1. Реакція з 8-оксихіноліном, (C_9H_6NOH) . Йони Mg^{2+} в амоніачному середовищі ($pH = 9-10$) з 8-оксихіноліном утворюють зеленувато-жовтий осад магній оксихінолят $Mg(C_9H_6NO)_2$:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі магнію, 3-4 краплі амоніачного буферного розчину й 3-4 краплі розчину 8-оксихіноліну. Перемішайте суміш паличкою.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

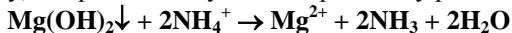
1.2. Реакція з натрій гідрогенфосфатом, Na_2HPO_4 . Катіони магнію Mg^{2+} у присутності амоніаку й амоній хлориду утворюють білий кристалічний осад амоній магній фосфату $MgNH_4PO_4$, що легко розчиняється в оцтовій і сильних кислотах:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі магнію, додайте 2-3 краплі розчину HCl (2 М) і 2-3 краплі розчину Na_2HPO_4 . Потім додайте в пробірку 1 краплю розчину фенолфталеїну й по краплях розчин амоніаку (2 М), перемішуючи вміст пробірки скляною паличкою, до появи рожевого забарвлення фенолфталеїну ($pH \approx 9$). У присутності іона Mg^{2+} випадає білий кристалічний осад.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

1.3. Реакція з розчинами лугів. Йони Mg^{2+} з розчином $NaOH$ або KOH утворюють білий аморфний осад $Mg(OH)_2$, нерозчинний у надлишку лугу, але розчинний у концентрованому розчині NH_4Cl :

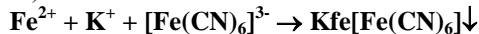


Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину солі магнію й додайте до нього 4-5 крапель розчину $NaOH$ (2 М), а потім 5-7 крапель розчину NH_4Cl .

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2. Аналітичні реакції катіона феруму (II), Fe^{2+} .

2.1. Реакція з калій гексаціанофератом(III), $K_3[Fe(CN)_6]$. Йони Fe^{2+} у кислому середовищі з калій гексаціанофератом(III) утворюють синій осад – калій ферум(II) гексаціаноферат(III) (турнбулева синь):

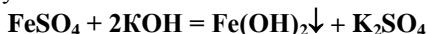


Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі феруму (II), додайте 1-2 краплі 2 М розчину HCl і 1-2 краплі розчину $K_3[Fe(CN)_6]$.

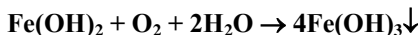
Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з гідроксидами лужних металів (KOH, NaOH).

Виконання реакції: у пробірку поміщають 4-5 краплин розчину солі феруму (II), додають стільки ж дистильованої води і 3-4 краплі розчину лугу. Спостерігають утворення осаду зеленого кольору, який не розчинний в лугах:

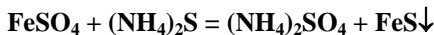


Осад буріє на повітрі внаслідок окиснення киснем повітря до $Fe(OH)_3$:



2.3. Реакція з амоній сульфідом, $((NH_4)_2S)$.

Виконання реакції: у пробірку поміщають 4-5 краплини розчину солі феруму (II), додають стільки ж дистильованої води і 3-4 краплі розчину $(NH_4)_2S$. Спостерігають утворення осаду чорного кольору:

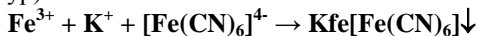


Осад розчинний в мінеральних кислотах.

3. Аналітичні реакції катіона феруму (III), Fe^{3+}

3.1. Реакція з калій гексаціанофератом (II), $K_4[Fe(CN)_6]$.

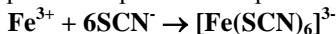
Йони Fe^{3+} у кислому середовищі з калій гексаціанофератом(II) утворюють темно-синій осад калій ферум (III) гексаціаноферат (II) (берлінська лазур):



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі феруму (III), додайте 1-2 краплі 2 М розчину HCl і 1-2 краплі розчину $K_4[Fe(CN)_6]$.

Запишіть спостереження й рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з амоній роданідом, NH_4SCN , або калій роданідом, $KSCN$. Йони Fe^{3+} у кислому середовищі (pH = 2) з амоній роданідом або калій роданідом утворюють комплексну сполуку, що забарвлює розчин у криваво-червоний колір:

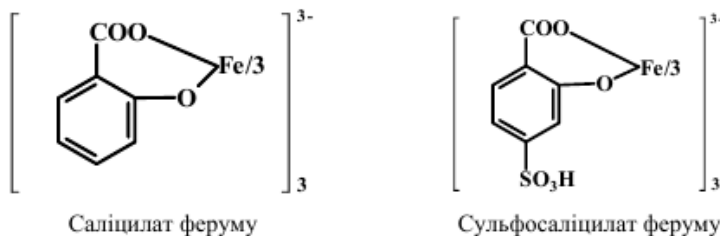


Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі солі феруму (III). Універсальним індикатором перевірте pH. При необхідності додайте 1-2 краплі 2 М розчину HCl. Додайте 2-3 краплі

насиченого розчину роданіду амонію (або калію) або сухої солі. Зверніть увагу на забарвлення розчину.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

3.3. Реакція з сульфосаліциловою та саліциловою кислотами. Сульфосаліцилова (в кислому середовищі) та саліцилова (в присутності амоніаку) кислоти використовуються для визначення катіона феруму (III) внаслідок утворення комплексів червоно-фіалкового чи жовтого кольору відповідно:

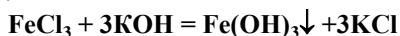


Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі солі феруму(III). Універсальним індикатором перевірте рН. Залежно від середовища додайте 2-3 краплі розчину сульфосаліцилової (в кислому середовищі) або саліцилової (в присутності амоніаку) кислоти. Зверніть увагу на забарвлення розчину.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в йонному вигляді.

3.4. Реакція з гідроксидами лужних металів (KOH, NaOH).

Виконання реакції: у пробірку помістити 4-5 краплин розчину солі феруму(III), додати стільки ж дистильованої води і 3-4 краплі розчину лугу. Спостерігають утворення осаду бурого кольору, який не розчинний в лугах:



Запишіть спостереження та рівняння реакції в йонному вигляді.

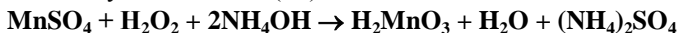
4. Аналітичні реакції катіона мангану(II), Mn^{2+} .

4.1. Реакції йонів Mn^{2+} з окисниками. При дії окисників Mn^{2+} окиснюється до аніона MnO_4^- , що має характерне малинове забарвлення. Для окиснення Mn^{2+} використовують наступні реагенти.

4.1.1. Окислення гідроген пероксидом, H_2O_2 .

Виконання реакції: у пробірку помістити 1-2 краплини розчину солі мангану(II), додати 4-5 краплин 2 М розчину NH_4OH , 5-7

краплин 3 % розчину H_2O_2 і нагрійте до кипіння. Спостерігають утворення осаду манганатної (IV) кислоти:

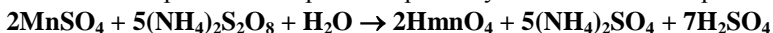


Складіть рівняння електронного балансу, вкажіть окисник і відновник.

4.1.2. Окиснення діамоній персульфатом, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$.

Виконання реакції: у пробірку помістити 1-2 краплини розчину солі мангану (II), додати 4-5 краплин розчину HNO_3 , перемішати, присипати невелику кількість $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ (декілька кристаликів) і нагріти до кипіння. Реакцію проводять при нагріванні в присутності каталізатора AgNO_3 , який перешкоджає перетворенню MnSO_4 в бурий осад H_2MnO_3 .

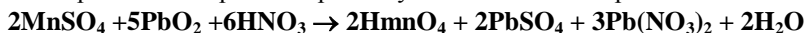
Спостерігають забарвлення розчину в малиновий колір:



Складіть рівняння електронного балансу, вкажіть окисник і відновник.

4.1.3. Плюмбуму діоксид, PbO_2 .

Виконання реакції: у пробірку помістити 1-2 краплини розчину солі мангану (II), додати 4-5 краплин розчину HNO_3 , перемішати, присипати невелику кількість PbO_2 і нагріти до кипіння. Спостерігають забарвлення розчину в малиновий колір:



Складіть рівняння електронного балансу, вкажіть окисник і відновник.

4.1.4. Окиснення натрію бісмутатом, NaBiO_3 .

Йони Mn^{2+} в нітратнокислому середовищі окиснюються натрію бісмутатом до йонів MnO_4^- , що забарвлюють розчин у малиновий колір:



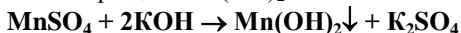
Виконання реакції: внесіть у пробірку на кінчику шпателя трошки порошку бісмутата натрію. Додайте 2 мл 2 М розчину нітратної кислоти й 1-2 краплі розчину солі мангану(II). Малиновий колір розчину вказує на утворення йона MnO_4^- .

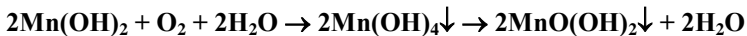


Складіть рівняння електронного балансу, вкажіть окисник і відновник.

4.1.5. Гідроксиди лужних металів (KOH, NaOH).

Виконання реакції: внесіть у пробірку 1-2 краплини розчину солі мангану (II), додайте 4-5 краплин розчину KOH. Спостерігають появу білого осаду $\text{Mn}(\text{OH})_2$, який буріє на повітрі внаслідок окиснення киснем повітря до $\text{MnO}(\text{OH})_2$:

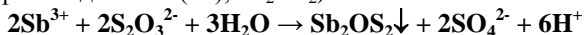




Складіть рівняння електронного балансу, вкажіть окисник і відновник.

5. Аналітичні реакції катіона стибію(III), Sb^{3+} .

5.1. Реакція з тіосульфатом натрію, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Катіони Sb^{3+} при нагріванні з тіосульфатом натрію утворюють осад червоного кольору (сульфооксид стибію(III), Sb_2OS_2):



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину хлориду стибію (III), додайте декілька крапель сульфатної кислоти (1 М), киньте кристалик $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ і нагрійте на водяній бані. Утвориться червоний осад Sb_2OS_2 .

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

5.2. Реакція з залізними або алюмінієвими ошурками.

У пробірку помістіть 4-5 краплин розчину солі стибію (III) або стибію (V), додайте 2-3 краплі концентрованої HCl , небагато залізних ошурок і нагрійте. Спостерігають виділення елементного стибію:



6. Контрольна задача.

Аналіз суміші катіонів п'ятої групи.

При аналізі суміші катіонів п'ятої аналітичної групи слід врахувати: гідроліз солей стибію, розчинність основних солей стибію у винній кислоті, нерозчинність оксиду мангану(IV) у розведеній нітратній кислоті та розчинність магній гідроксиду в амонію хлориді.

6.1. Спочатку в окремих пробах виявляють Fe^{2+} , Fe^{3+} у присутності всіх інших катіонів за специфічними реакціями.

6.2. Якщо катіони п'ятої групи містяться у вигляді осаду гідроксидів, його розчиняють у HCl . Кислий розчин нейтралізують 0,5 М розчином NaOH до тих пір, поки не з'явиться незначна каламуть, яку розчиняють, добавляючи кілька крапель HCl . Потім добавляють п'ятикратний об'єм дистильованої води. У присутності солей бісмуту й стибію випадає осад SbOCl , BiOCl , який відокремлюють центрифугуванням і обробляють винною кислотою. У виннокислому розчині за допомогою характерних реакцій виявляють йони стибію.

6.3. Осад 2, що містить основні солі бісмуту, розчиняють у концентрованій HCl і відкривають катіони Bi^{3+} стануму (II) хлоридом у лужному розчині.

6.4. Центрифугат 1 після відділення осаду 1, що містить катіони Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Mg^{2+} , обробляють розчином їдкою лугу, додаваючи гідроген пероксид, і нагрівають.

6.5. Осад 3 відокремлюють центрифугуванням і обробляють амоній хлоридом для розчинення магній гідроксиду. Йони магнію виявляють у центрифугаті за допомогою натрій гідрогенфосфату або магнезону-І.

6.6. Осад 4 (суміші феруму (III) і мангану (IV) гідроксидів) обробляють розведеною HNO_3 для розчинення $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

6.7. Осад 5 оксиду мангану(IV) розчиняють у HCl і виявляють характерними реакціями катіони Mn^{2+} .

Схема аналізу суміші катіонів 5 аналітичної групи приводиться нижче:

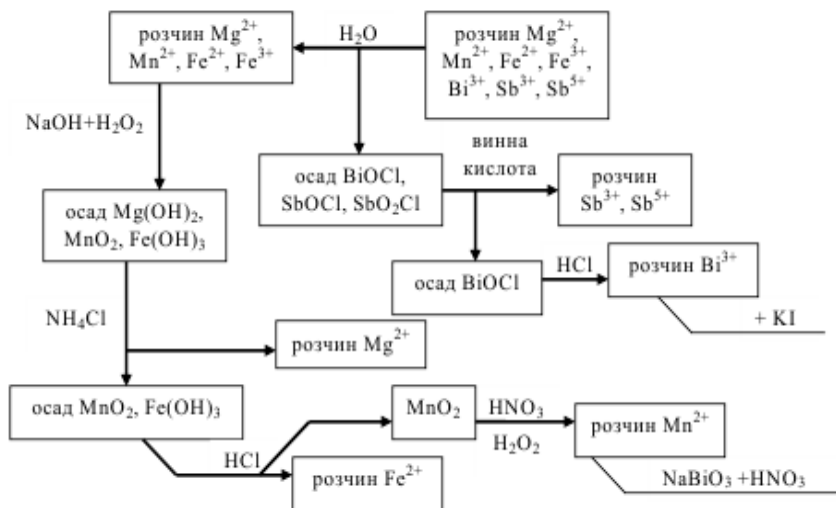


Рис. 8. Схема аналізу суміші катіонів 5 аналітичної групи

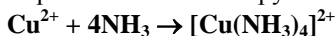
АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ КАТІОНІВ VI АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ (Co²⁺, Ni²⁺, Cu²⁺, Cd²⁺, Hg²⁺).

Груповим реагентом на катіони VI аналітичної групи є 25 % розчин NH₃. При дії надлишку розчину амоніаку на розчин, що містить катіони VI аналітичної групи, утворюються забарвлені розчини комплексних сполук – аміакатів.

Катіони цієї групи можуть проявляти змінний ступінь окиснення. Тому для них властиві реакції окиснення, які часто є характерними реакціями для виявлення. Co, Ni, Cu належать до біогенних елементів, а Cd, Hg відносять до важких металів, що характеризуються високою токсичністю. Сполуки купруму відносять до регуляторів водно-електролітного обміну.

1. Аналітична реакція катіона купруму (II), Cu²⁺.

1.1. Реакція з розчином амоніаку. Катіони Cu²⁺ з надлишком концентрованого розчину амоніаку утворюють комплексну сполуку – аміакат купруму(II), яскраво-синього кольору:

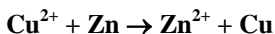


Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі купруму (II) і додайте до нього 4-6 крапель 25 % розчину амоніаку. Зверніть увагу на колір розчину.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному виді.

1.2. Відновлення йонів Cu²⁺ до вільного металу.

Виконання реакції: на металеву (алюмінієву або цинкову) пластинку наносять декілька крапель сульфатної або хлоридної кислоти, додають досліджуваний розчин солі купруму. В місці нанесення розчину спостерігають утворення червоної плями металічної міді:



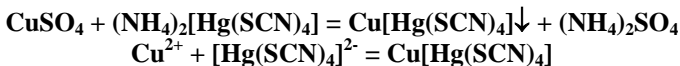
1.3. Реакція з калій йодидом, KI.

Виконання реакції: у пробірку поміщають 1-2 краплини розчину солі купруму, додають 3-4 краплі розчину KI. Спостерігають утворення осаду CuI та виділення вільного йоду, який ідентифікують за допомогою крохмалю (йодо крохмального папірця):



1.4. Реакція з амоній тетратіоціанатомеркуріатом(II), $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$.

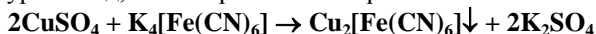
Виконання реакції: у пробірку поміщають 4-5 краплини розчину солі купруму, додають 2-3 краплі розчину $(\text{NH}_4)_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$. Спостерігають утворення “смарагдово-зеленого” осаду:



Реакції заважають йони Fe^{3+} , Ni^{2+} .

1.5. Реакція з калій гексаціанофератом (II), $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

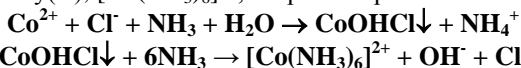
Калію гексаціаноферат(II) при взаємодії з солями купруму утворює червоно-бурий осад, який нерозчинний в розбавлених кислотах:



Виконання реакції: у пробірку поміщають 4-5 краплини розчину солі купруму, додають 2-3 краплі розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Спостерігають утворення червоно-бурого осаду.

2. Аналітичні реакції катіона кобальту(II), Co^{2+} .

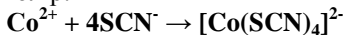
2.1. Реакція з розчином амоніаку. Катіони Co^{2+} з надлишком концентрованого розчину амоніаку утворюють комплексну сполуку – аміакат кобальту(II), $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, яскраво-коричневого кольору:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі кобальт хлориду(II) і додайте 1-2 краплі 25 % розчину амоніаку. Спостерігайте випадання синього осаду основної солі кобальту(II) – CoOHCl . Розчиніть осад у надлишку 25 % розчину амоніаку.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з амоній роданідом, NH_4SCN (або калій роданідом, KSCN). Катіон Co^{2+} у нейтральному або слабкокислому середовищі з роданід-йонами утворює комплексний йон $[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$, забарвлений у синій колір:



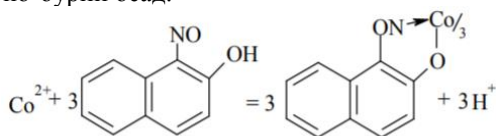
Виконанню реакції заважають йони Fe^{3+} , що утворюють із роданід-йонном комплексну сполуку криваво-червоного кольору. Тому при визначенні йонів Co^{2+} реакцією з роданід-йонном у присутності Fe^{3+} у реакційну суміш додають суху сіль натрій флуориду (або амоній флуориду) для зв'язування йонів Fe^{3+} у міцний безбарвний комплекс $[\text{FeF}_6]^{3-}$.

Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі кобальту(II), 5-6 крапель насиченого розчину амоній роданіду (або калій роданіду) і 5-6 крапель суміші ізоамілового спирту з ефіром. Струсніть пробірку. Утворена комплексна сполука екстрагується у верхній органічний шар і забарвить його в синій колір.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

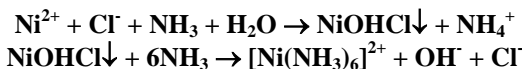
2.3. Реакція з реактивом Ільїнського (1-нітрозо-2-гідроксинафталін).

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



3. Аналітичні реакції катіона ніколу(II), Ni²⁺.

3.1. Реакція з розчином амоніаку. Катіони Ni²⁺ з розчином амоніаку спочатку утворюють ясно-зелений осад основної солі ніколу (II), що потім розчиняється в надлишку концентрованого розчину амоніаку з утворенням синього розчину аміакату ніколу(II) [Ni(NH₃)₆]²⁺:

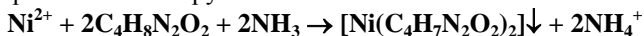


Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину нікол(II) хлориду або іншої солі ніколу(II) і додайте по краплях 25 % розчин амоніаку до утворення ясно-зеленого осаду основної солі ніколу(II), а потім надлишок 25 % розчину амоніаку до розчинення осаду. Зверніть увагу на колір розчину, що утворився.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з диметилгліоксимом (реактивом Чугаєва), C₄H₈N₂O₂. Катіони Ni²⁺ в амоніачному середовищі (pH = 9) утворюють

із диметилгліоксимом малорозчинну внутрішньокомплексну сіль яскраво-рожевого кольору:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі ніколу(II), додайте до нього 5-6 крапель 25 % розчину амоніаку й 2-3 краплі реактиву Чугаєва. Струсніть пробірку й спостерігайте утворення яскраво-червоного осаду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

Лабораторна робота № 9

АНАЛІЗ СУМІШІ КАТІОНІВ IV – VI АНАЛІТИЧНИХ ГРУП

Попередні випробування.

1.1. Зверніть увагу на забарвлення розчину. Відсутність забарвлення дає можливість припустити, що в розчині немає катіонів Cr^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .

Йони: Cr^{3+} забарвлюють розчин у фіолетовий колір,

Fe^{2+} - « - у якраво-зелений колір,

Fe^{3+} - « - у жовтий колір,

Mn^{2+} - « - у яскраво-рожевий колір,

Cu^{2+} - « - у блакитний колір,

Co^{2+} - « - у рожевий колір,

Ni^{2+} - « - у зелений колір.

Примітка: у розведених розчинах забарвлення йонів Fe^{2+} і Mn^{2+} не спостерігається.

На підставі забарвлення розчину зробіть припущення про можливу присутність йонів.

1.2. За допомогою універсального індикатора визначте pH розчину.

1.3. Дробним методом проведіть відкриття йонів, виявленню яких не заважають інші йони:

Fe^{2+} – реакція з калій гексаціанофератом(III);

Fe^{3+} – реакція з калій гексаціанофератом(II) й амоній роданідом; Mn^{2+} – реакція з бісмутатом натрію в присутності нітратної кислоти.

1.4. Осадження катіонів V і VI аналітичних груп.

Помістіть в центрифужну пробірку 2-3 мл досліджуваного розчину й долийте до нього надлишок розчину NaOH (2 Н). Суміш перемішайте скляною паличкою. Осад 1 відокремте від розчину

центрифугуванням. Центрифугат 1 злийте в окрему пробірку й напишіть на ній номер.

Осад 1

$\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 $\text{Co}(\text{OH})_2$, $\text{Ni}(\text{OH})_2$

Центрифугат 1

$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
 $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$
 $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$

1.5. Відкриття іонів Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} .

Помістіть в пробірку 2-3 мл центрифугату 1 і додайте до нього для нейтралізації 1-2 мл розчину HCl (2 Н).

З отриманого розчину в окремих пробах дробним методом відкритте йони:

- Zn^{2+} – реакція з дитизоном;
- Al^{3+} – реакція з алізарином;
- Cr^{3+} – реакція з пероксидом водню в надлишку луку.

1.6. Розчинення осаду 1 і відкриття іонів Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .

До осаду 1 долийте 2-3 мл розчину HNO_3 (2 Н) і нагрійте на водяній бані до повного розчинення осаду. У розчині перебувають йони Fe^{3+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} .

З отриманого розчину в окремих пробах дробним методом відкритте йони:

- Cu^{2+} – реакція з надлишком розчину амоніаку;
- Co^{2+} – реакція з амоній або калій роданідом;
- Ni^{2+} – реакція з реактивом Чугаєва.

Результати аналізу у вигляді рівнянь реакцій запишіть у робочому зошиті й покажіть звіт викладачеві.

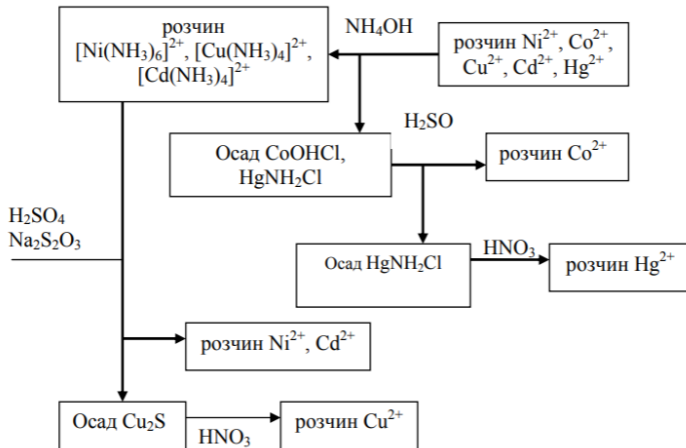


Рис. 9. Схема аналізу суміші катіонів 6 аналітичної групи

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ

Загальноприйнятої класифікації аніонів не існує. Найчастіше використовується класифікація аніонів за розчинністю солей барію й аргентуму.

Перша аналітична група аніонів поєднує йони SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} , які утворюють малорозчинні солі барію. Груповим реагентом є розчин барій хлориду BaCl_2 .

Друга аналітична група аніонів включає йони Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , які утворюють малорозчинні солі аргентуму. Груповим реагентом є розчин аргентум нітрату AgNO_3 .

Третя аналітична група аніонів поєднує йони NO_3^- , CH_3COO^- , MoO_4^{2-} , WO_4^{2-} , VO_3^- більшість солей яких добре розчинні у воді. Групового реагенту немає.

Аналіз аніонів має свої особливості. Аніони звичайно відкривають дробним методом в окремих порціях досліджуваного розчину. При виконанні характерних реакцій на аніони варто звернути особливу увагу на властивості й розчинність одержуваних осадів солей барію й аргентуму (тому що зовнішній вигляд осадів багатьох аніонів практично однаковий).

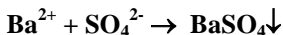
Лабораторна робота № 10

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ І АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ (SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-})

Груповим реагентом на аніони I групи є розчин барій хлориду BaCl_2 . У результаті утворюються солі, малорозчинні у воді, але легко розчинні в мінеральних кислотах (за винятком BaSO_4 і BaSiO_3). Солі аргентуму аніонів I групи розчиняються в розведеній нітратній кислоті, HNO_3 .

1. Аналітична реакція сульфат-йона, SO_4^{2-} .

1.1. Реакція з барій хлоридом. Аніон SO_4^{2-} з катіоном Ba^{2+} утворює білий кристалічний осад барій сульфату (BaSO_4), нерозчинний у мінеральних кислотах:



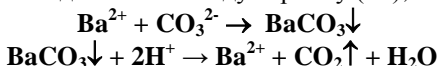
Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину будь-якого сульфату (Na_2SO_4 , K_2SO_4 або $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$) і додайте до нього 2-3 краплі розчину барій хлориду (BaCl_2). Отриманий осад розділіть у

дві пробірки. У першу пробірку додайте 4-5 крапель розчину CH_3COOH (2 М), а в іншу – 4-5 крапель HCl (2 М).

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2. Аналітичні реакції карбонат-йона, CO_3^{2-} .

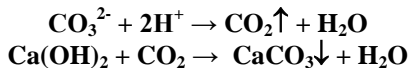
2.1. Реакція із барій хлоридом. Карбонат-йон CO_3^{2-} з катионом Ba^{2+} утворює осад барій карбонату (BaCO_3) білого кольору. Як всі карбонати, BaCO_3 легко розчиняється в хлоридній, нітратній і оцтовій кислотах з виділенням оксиду карбону (IV), CO_2 :



Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину будь-якого карбонату (Na_2CO_3 , K_2CO_3 або $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$) і додайте до нього 3-4 краплі розчину барій хлориду BaCl_2 . Розділіть осад у дві пробірки. У першу пробірку додайте 1-2 мл CH_3COOH (2 М), а в іншу – 1-2 мл HCl (2 М).

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакція з мінеральними кислотами. HCl , HNO_3 і H_2SO_4 виділяють із карбонатів вільну карбонатну кислоту (H_2CO_3), що розпадається на CO_2 і H_2O . Утворений CO_2 можна виявити за допомогою реакції із $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (вапняна вода), при цьому випадає білий осад CaCO_3 :

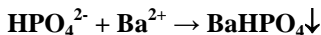


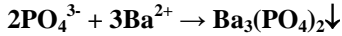
Виконання реакції. Реакцію краще проводити в посудині Ландольта. В одне з колін посудини помістіть 5-6 крапель насиченого розчину $\text{Ca}(\text{OH})_2$. В інше коліно – 4-5 крапель розчину будь-якого карбонату й додайте туди ж 5-6 крапель HCl (2 М). Закрийте посудину пробкою й спостерігайте утворення осаду в коліні з розчином кальцій гідроксиду.

Запишіть спостереження й рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

3. Аналітичні реакції фосфат-йона, PO_4^{3-} .

3.1. Реакція із барій хлоридом. Барій хлорид утворює із розчинними солями фосфатної кислоти білі осад барій гідрофосфату, BaHPO_4 (рН = 7-9) або барій фосфату $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, (рН > 9), які розчиняються у мінеральних кислотах:

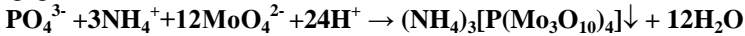




Виконання реакції: помістіть в пробірку 3-4 краплі розчину натрій гідрофосфату (Na_2HPO_4) і додайте 2-3 краплі розчину барій хлориду (BaCl_2). Перевірте розчинність отриманого осаду в мінеральних кислотах (крім H_2SO_4), наприклад, в HCl і в CH_3COOH .

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

3.2. Реакція з молібденовою рідиною, розчин амоній молібдата ($(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ в нітратній кислоті. Амоній молібдат в нітратній кислоті й амоній нітраті (NH_4NO_3) при нагріванні утворює із фосфат-йонем (PO_4^{3-}) жовтий кристалічний осад амоній фосфоромолібдата, $(\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4]$:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 5-6 крапель розчину амоній молібдату й нагрійте його на водяній бані. Додайте до теплого розчину 2-3 краплі розчину HNO_3 (2 М) і кілька кристалів NH_4NO_3 (для зменшення розчинності осаду). До отриманої суміші додайте 2-3 краплі розчину H_3PO_4 або будь-якої його солі.

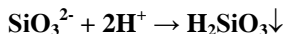
Так як осад розчиняється в надлишку H_3PO_4 або Na_2HPO_4 , то варто брати надлишок молібденової рідини. При малій концентрації фосфат-йонів осад може не утворитися, але розчин при цьому забарвлюється в жовтий колір.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному виді.

Якщо в розчині присутні відновлювачі (S^{2-} , Sn^{2+} , Fe^{2+} і ін.), які відновлюють йон MoO_4^{2-} до молібденової сині (суміш сполук молібдену різних ступенів окислювання), то розчин забарвлюється в синій колір. Для видалення відновлювачів попередньо необхідно прокип'ятити 2-3 краплі досліджуваного розчину з 1-2 краплями концентрованої нітратної кислоти, а потім провести реакцію відкриття фосфат-йона.

4. Аналітичні реакції силікат-йона, SiO_3^{2-} .

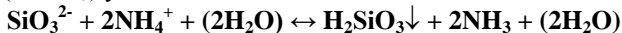
4.1. Реакція з розведеними кислотами. Йони SiO_3^{2-} з розведеними розчинами кислот утворюють силікатну кислоту у вигляді гелю:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 5-6 крапель розчину натрій силікату (Na_2SiO_3) і додайте 3-4 краплі розчину HCl (2 М). Спостерігайте утворення силікатної кислоти у вигляді гелю.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

4.2. Реакція із солями амоніаку. Солі амоніаку (NH_4Cl , або $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, або NH_4NO_3) при дії на аніон SiO_3^{2-} виділяють із розчинів силкатів, внаслідок зміщення рівноваги реакції гідролізу, силкатну кислоту (H_2SiO_3) у вигляді гелю:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 5-6 крапель розчину натрій силкату Na_2SiO_3 і додайте 5-6 крапель розчину амоній хлориду (NH_4Cl). Суміш нагрійте на водяній бані. Спостерігайте утворення студенистого осаду силкатної кислоти.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному й йонно-молекулярному вигляді.

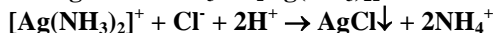
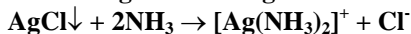
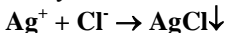
Лабораторна робота № 11

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ II АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

Груповим реагентом на аніони II групи є розчин аргентум нітрату (AgNO_3). У результаті утворюються солі, нерозчинні у воді й розведених нітратній кислоті. Солі барію з аніонами II групи розчинні у воді.

1. Аналітичні реакції хлорид-йона, Cl^- .

1.1. Реакція з аргентум нітратом, AgNO_3 . Йон аргентуму Ag^+ утворює із хлорид-йонном Cl^- білий аморфний осад аргентум хлориду (AgCl), нерозчинний у воді й кислотах. Осад аргентум хлориду (AgCl) легко розчиняється в розчині амоніаку з утворенням комплексної сполуки $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. При дії нітратної кислоти комплексний йон $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ руйнується й знову випадає осад аргентум хлориду (AgCl):

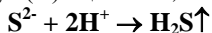


Виконання реакції: помістіть в пробірку 4-5 крапель розчину будь-якого хлориду (NaCl , або KCl , або NH_4Cl) і додайте 2-3 краплі розчину аргентум нітрату (AgNO_3). До осаду, що утворився, аргентум хлориду (AgCl), додайте по краплях розчин амоніаку NH_3 (25 %) до повного розчинення осаду. До отриманого безбарвного розчину комплексної сполуки додайте по краплях нітратну кислоту до появи білого осаду ($\text{pH} < 7$).

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2. Аналітичні реакції сульфід-йона, S^{2-} .

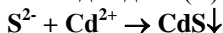
2.1. Реакція з розчинами розведених кислот (HCl або H_2SO_4). Розведені розчини хлоридної й сульфатної кислот розкладають сульфідів з виділенням сірководню (H_2S). Сірководень може бути виявлений за запахом або за почорнінням фільтрувального паперу, змоченого плюмбум(II) ацетатом, $Pb(CH_3COO)_2$:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину солі (Na_2S , K_2S , або $(NH_4)_2S$) і додайте 3-4 краплі розчину сульфатної (1 М) або хлоридної (2 М) кислот. Утворений H_2S визначте за запахом, або піднісши до краю пробірки фільтрувальний папір, змочений ацетатом свинцю (на папері з'явиться чорна пляма плюмбум сульфідів).

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

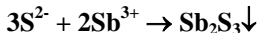
2.2. Реакція із солями кадмію(II). Сульфід-йон (S^{2-}) утворює із солями кадмію (II) жовтий осад кадмій (II) сульфідів:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину натрій сульфідів й додайте 2-3 краплі розчину солі кадмію(II) $Cd(NO_3)_2$. Спостерігайте утворення жовтого осаду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному виді.

2.3. Реакція із солями стибію(III). Сульфід-йон S^{2-} утворює із солями стибію (III) осад стибій (III) сульфідів (Sb_2S_3) жовтогарячого кольору:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 2-3 краплі розчину натрій сульфідів й додайте 2-3 краплі розчину стибій (III) хлоридів ($SbCl_3$). Спостерігайте утворення жовтогарячого осаду.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ ІІІ АНАЛІТИЧНОЇ ГРУПИ

1. Аналітична реакція нітрат-йона, NO_3^- .

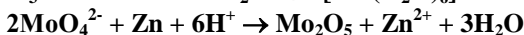
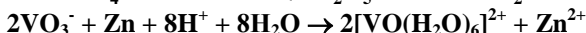
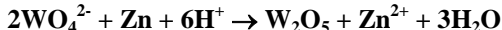
1.1. Реакція з дифеніламіном, $(\text{C}_6\text{H}_5)_2\text{NH}$. (Розчин дифеніламіну приготовлений у концентрованій H_2SO_4 (**будьте обережні!**) Дифеніламін у присутності концентрованої сульфатної кислоти окиснюється нітрат-йоном (NO_3^-) до сполуки, що має темно-синє забарвлення.

Виконання реакції: внесіть у суху пробірку (**по стінці пробірки!**) 1-2 краплі розчину будь-якого нітрату (NaNO_3 , або KNO_3 , або ін.) і додайте 1-2 краплі розчину дифеніламіну (**по стінці пробірки!**). На стінці пробірки (у місці зіткнення розчинів) спостерігайте темно-синє забарвлення.

Запишіть спостереження.

2. Аналітичні реакції аніонів MoO_4^{2-} , WO_4^{2-} , VO_3^- .

2.1. Відновлення цинком у концентрованій HCl . Аніони MoO_4^{2-} , WO_4^{2-} , VO_3^- відновлюються цинком у концентрованій хлоридній кислоті до Mo_2O_5 – зелений, W_2O_5 – синій і VOCl_2 – фіолетовий:

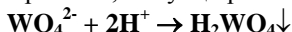


Виконання реакції: помістіть в 3 пробірки по 3-4 краплі досліджуваних розчинів (звичайно використовується $(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$, $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$, NH_4VO_3), додайте 3-4 краплі концентрованої хлоридної кислоти й одну гранулу цинку. Забарвлення розчину в синій, зелений або фіолетовий колір вказує на присутність цих аніонів.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2.2. Реакції на аніон MoO_4^{2-} у присутності WO_4^{2-} .

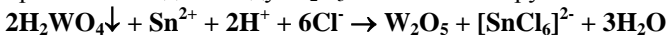
Дія концентрованої HCl , розчину NH_4SCN і розчину SnCl_2 . При виявленні MoO_4^{2-} у присутності WO_4^{2-} останній випадає в осад у вигляді H_2WO_4 під дією концентрованої HCl . Молібденова кислота (H_2MoO_4) залишається в розчині, тому що розчинна в надлишку HCl :



Потім молібденову кислоту відновлюють SnCl_2 у кислому середовищі, а п'ятивалентний молібден у вигляді іона $[\text{MoO}]^{3+}$ зв'язують NH_4SCN у комплексну сполуку червоного кольору:



Після цього відновлюють вольфрамову кислоту SnCl_2 в концентрованій HCl до оксиду W_2O_5 синього кольору:

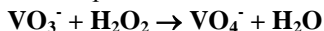


Виконання реакції: на фільтрувальний папір нанесіть 2 краплі концентрованої HCl , 1 краплю розчину NH_4SCN і 1 краплю досліджуваного розчину ($(\text{NH}_4)_2\text{WO}_4$ і $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$), а потім – 1 краплю розчину SnCl_2 . Пляма стане червоного кольору за рахунок утворення комплексного іона $[\text{MoO}(\text{SCN})_5]^{2-}$. Щоб відкрити іон WO_4^{2-} , у центр плями, де є осад H_2WO_4 , додайте по 1 краплі SnCl_2 і концентрованої HCl . У присутності іона WO_4^{2-} центр плями синіє за рахунок утворення W_2O_5 , а краї залишаються червоними.

Запишіть спостереження та рівняння реакцій у молекулярному та йонно-молекулярному вигляді.

2.3. Реакції на аніон VO_3^- .

2.3.1. Реакція з пероксидом водню. Пероксид водню окиснює іон VO_3^- до надванадієвої кислоти. Колір розчину міняється від жовтогарячого до червоно-коричневого залежно від рН розчину:



Виконання реакції: помістіть в пробірку 3-5 крапель розчину сульфатної кислоти (1 М) і 1 краплю розчину H_2O_2 , а через 2 хвилини – 5 крапель ефіру й 3 краплі досліджуваного розчину (NH_4VO_3). Добре перемішайте. У присутності іона VO_3^- органічна фаза зафарбується в жовтогарячий колір.

Запишіть спостереження та рівняння реакції в молекулярному та йонно-молекулярному виді.

2.3.2. Реакція з лігніном. Лігнін, що міститься в газетному папері, відновлює іон VO_3^- до нижчих ступенів окиснення, які забарвлюють газетний папір у чорно-зелений колір.

Виконання реакції: краплю аналізованого розчину (NH_4VO_3) нанесіть на газетний папір, додайте 1 краплю концентрованої H_3PO_4 і спостерігайте появу плями чорно-зеленого кольору.

Запишіть спостереження.

2.4. Реакції на аніон CH_3COO^- .

Дія сульфатної кислоти, H_2SO_4 . Сульфатна кислота витісняє з розчинів ацетатів вільну оцтову кислоту, яку можна виявити за запахом.

Виконання реакції: помістіть в пробірку 5 крапель розчину ацетату натрію й додайте 2 краплі концентрованої H_2SO_4 . Виявіть оцтову кислоту по запаху. Запишіть спостереження.

ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ В ЖИВІЙ І НЕЖИВІЙ РЕЧОВИНІ

Хімічні елементи в біосфері знаходяться в постійному русі і зустрічаються в атмосфері, воді, ґрунті, живих організмах. Більше 80 елементів з 115, які відкриті на даний час, в різних кількостях входять до складу живих організмів. Шість з них – Карбон, Оксиген, Гідроген, Нітроген, Фосфор та Сульфур – є основою всіх біологічних систем. Вони входять до складу амінокислот, білків, ферментів, нуклеїнових кислот, жирів, вуглеводів тощо і складають основу життя. Їх загальна назва **о р г а н о г е н и**.

Для нормальної життєдіяльності живих організмів, крім органогенів, необхідні такі десять металів („металів життя” або „біометалів”) – Na, K, Mg, Ca, Zn, Mn, Fe, Co, Cu, Mo, а також два неметали Cl та I. Біохімічна організація живої клітини відбулась на ранньому етапі розвитку життя, і в процесі еволюції якісний склад її не зазнав суттєвих змін. Принципи відбору саме цих 18 елементів для побудови живих організмів остаточно не з’ясовані.

Роль мінеральних речовин у життєдіяльності живих організмів надзвичайно важлива. Вони приймають участь в утворенні кісткової тканини, клітинних мембран, у регулюванні осмотичного тиску в біологічних рідинах, в підтриманні рН на певному рівні завдяки участі в буферних системах, виконують важливі функції в створенні стійкості біологічних колоїдних систем, активують ферментні системи тощо.

Вивчення властивостей біоелементів дозволяє визначити їх місце і роль в біогеоценозах, а також створити наукове уявлення про процес розвитку життя на Землі.

Карбон – основа всього живого на Землі. При відмиранні живих організмів в продовж багатьох геологічних епох створились газоподібні, рідкі та тверді корисні копалини, збагачені Карбоном. Це горючі гази, нафта, кам’яне і буре вугілля, сланці.

В атмосфері Карбон знаходиться у вигляді вуглекислого газу CO₂, вміст якого складає 0,03 об’ємні %. Якщо порівняти з іншими планетами, це зовсім мало. Наприклад, атмосфера Венери на 97 % складається з цього газу. Але в біосфері постійно відбувається фотосинтез. Це засвоєння оксиду вуглецю рослинами і мікроорганізмами під впливом сонячної енергії. Внаслідок цього процесу тільки рослини щорічно синтезують біля 450 млрд. т органічних речовин. Обмінні процеси в живих організмах супроводжуються виділенням вуглекислого газу і енергії, яка використовується для проходження інших біохімічних реакцій.

Мінеральні сполуки Карбону існують в основному у вигляді карбонатів та гідрокарбонатів різних металів.

Оксиген та Гідроген – це найбільш розповсюджені елементи.

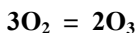
При їх взаємодії утворюється досить стійка сполука – вода. Вона покриває $\frac{3}{4}$ поверхні Землі і є джерелом життя. Загальна кількість води на Землі складає приблизно 1500 млн. км³, з яких:

- води морів та океанів - 1350 млн. км³
- полярних льодовиків - до 50 млн. км³
- підземної води - 4 млн. км³
- води річок та озер - 0,4 млн. км³

Вільна вода утворює гідросферу. Окрім цього вода входить до складу гірських порід і мінералів, ґрунту, живих організмів.

На прісну воду припадає 3 %, з яких тільки четверта частина придатна для споживання, решта існує у вигляді льодовиків.

Майже на 90 % вода складається з Оксигену. У повітрі його 21 об.% або 23 мас.%, в складі більшості мінералів – до 50 % їх маси, в живій речовині – до 70 % від її маси. Це дуже сильний окисник. Він необхідний для дихання, для проходження хімічних і біохімічних процесів, що відбуваються в живих організмах, входить до складу біологічно важливих речовин. Вільний кисень приймає участь в ґрунтоутворюючих процесах і обумовлює родючість ґрунтів. Фотосинтез забезпечує інтенсивне перенесення кисню у ланцюгу: атмосфера – гідросфера – літосфера. Атмосферний кисень є джерелом озону на Землі:



У воді Гідрогену трохи більше 10 %, в сполуках з Карбоном він входить до складу органічних речовин, а у вільному стані зустрічається в незначних кількостях у верхніх шарах атмосфери, виділяється при виверженні вулканів, з бурових свердловин та при анаеробному розкладі бактеріями органічних речовин. Але у Всесвіті – це найбільш розповсюджений елемент. Так, маса Сонця майже наполовину складається з водню, міститься він у кометах, в міжзірковому газі, космічних туманностях, зірках.

Велика кількість водню використовується в хімічному виробництві (для одержання соляної кислоти, аміаку, відновлення металів з їх оксидів тощо). На сьогоднішній день водень – єдина альтернатива природному паливу, але для цього треба навчитись добувати його з води.

Ізотопи Гідрогену використовують у термоядерних реакціях. Природний процес, коли з чотирьох протонів синтезується ядро Гелію, постійно відбувається на Сонці і супроводжується виділенням великої

кількості енергії. Створення керованого термоядерного реактора – це мрія людства.

Нітроген знаходиться в повітрі у вільному стані в досить великій кількості – до 78,2%. В рослинні і тваринні організми потрапляє через ґрунт завдяки зв'язуванню мікроорганізмами (симбіотичними і вільноживучими азотфіксаторами), під час грози, з азотними добривами. Він у великих кількостях використовується для синтезу аміаку, з якого виготовляють нітратну кислоту та її різноманітні солі.

Фосфор входить до складу майже 200 мінералів. Без нього не можуть існувати живі організми, тому що він є складовою частиною білків та нуклеїнових кислот. В рослинах він зосереджений в плодах та насінні, в тваринах – у нервовій тканині, м'язах, скелеті. В організм людини і тварин Фосфор потрапляє в основному з продуктами рослинництва. Специфічні фосфобактерії переводять його з органічних речовин у мінеральний стан.

Широко використовуються природні сполуки Фосфору для одержання фосфорних добрив: фосфоритного борошна $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, преципітату $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, простого суперфосфату $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{CaSO}_4$, подвійного суперфосфату $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, амофосу, нітроамофоски, полі- і метафосфатів амонію.

В організмі людини міститься біля 1,5 кг Фосфору. В складі молекули аденозинтрифосфату (АТФ) в фосфатних зв'язках акумулюється хімічна енергія, яка використовується в таких важливих біохімічних процесах як синтез білків, цукрів, ефірів.

Значна кількість Фосфору через харчовий ланцюг та каналізацію, через техногенні викиди, з ґрунту поступає у водне середовище, внаслідок чого більшість водоймищ, куди потрапляють стічні води, мають надзвичайно високий вміст фосфору, порівняно з іншими біогенними елементами. Це призводить до посиленого розвитку синьо-зелених водоростей, загибелі планктону, риби тощо.

Сульфур зустрічається в природі в самородному стані та у вигляді різних сполук. Запаси сірки невичерпні. Вона знаходиться в атмосфері, гідросфері і літосфері, входить до складу білків, ферментів, мінеральних добрив, отрутохімікатів, лікарських препаратів, як складова частина кислот та різноманітних солей, приймає участь в багатьох хімічних синтезах.

Хлор досить поширений елемент, але у вільному стані в природі він не зустрічається. Рослини засвоюють хлор з ґрунтових розчинів у вигляді хлорид-іонів, які мають велике фізіологічне значення: приймають участь у створенні мембранного потенціалу

клітин, підтримують осмотичний тиск, хлоридна кислота є складовою частиною шлункового соку, хлорид натрію входить до складу плазми крові. Хлорвімісні речовини застосовуються в сільському господарстві як добрива, пестициди, для консервування, а хлоридна кислота – в різноманітних хімічних синтезах. Вільний хлор дуже токсичний для людей, тварин і рослин. Його здатність вбивати хвороботворні бактерії використовується в медицині. При хімічних виробництвах часто виділяється екологічно шкідливий хлороводень (HCl).

Йод має здатність накопичуватись у тканинах водоростей (ламінарія), знаходиться у вигляді йодидів у морській воді, у водах деяких озер та в підземних бурових водах. В живі організми йод надходить з рослинною їжею та водою. В організмі дорослої людини вміст йоду складає до 25 мг, з них 15 мг – в щитовидній залозі.

Натрій та Калій приймають участь в регуляції метаболізму живої клітини та в процесах, пов'язаних з утворенням ґрунтів, впливають на діяльність ферментів, регуляцію водного обміну, функції серцево-судинної системи. У вигляді кухонної солі європейці споживають 15 г хлориду натрію на добу, японці – до 60 г. Калій необхідний для створення біоелектричних потенціалів в нервовій системі та м'язах, приймає участь в синтезі АТФ, білків, в обміні вуглеводів, в скороченні серцевого м'язу.

Магній та Кальцій відносяться до найважливіших біометалів. Магній входить до складу хлорофілу, посилює рухомість фосфатів, сприяє виведенню із організму холестерину, активізує ферменти, підсилює метаболізм вуглеводів. Кальцій приймає участь в утворенні хлорофілу, білків, кісткової тканини, фіксації атмосферного азоту. Особлива роль належить йому у передачі нервових імпульсів та в м'язових скороченнях. Він міститься у всіх тканинах і рідинах рослинних і тваринних організмів, уповільнює дію токсинів, сприяє обміну заліза, підвищує стійкість організму до інфекцій.

Цинк, Манган, Ферум. Відомо біля 20 ферментних систем, до складу яких входить Цинк. Він активно впливає на стійкість рослин до несприятливих умов існування, на синтез нуклеїнових кислот і передачу генетичної інформації, посилює дію інсуліну та гормонів гіпофізу, стимулює поділ клітин. Манган приймає участь в реакціях фотосинтезу, сприяє фіксації азоту, має специфічний вплив на процеси розмноження та клітинне дихання, на фосфатно-кальцієвий обмін, підвищує врожаї овочевих культур. Ферум активізує процеси фотосинтезу і дихання, входить до складу ферментів, гемоглобіну, знижує вражаючу дію опромінення.

Кобальт, Купрум, Молібден. Кобальт входить до складу крові, підвищує активність ферментів, сприяє накопиченню хлорофілу, позитивно впливає на врожай. Мідь входить до складу ферментів, приймає участь у фотосинтезі, диханні, побудові клітинних стінок, контролює утворення ДНК і РНК, стимулює синтез білків та вуглеводів. Молібден приймає участь у фіксації азоту бульбочковими бактеріями, входить до складу ферментів, позитивно впливає на синтез каротину, хлорофілу, аскорбінової кислоти, стимулює ріст, підвищує захисні сили організму.

Порядок виконання роботи:

1. Виявлення хімічних елементів, що входять до складу клітин і тканин. 20 г м'язової тканини або крові нагрійте у тиглі на полум'ї газового пальника до припинення виділення диму. Після охолодження тигля утворену масу кілька разів проекстрагуйте невеликими порціями гарячої води. Водні витяжки профільтруйте. Фільтрат використовуйте для якісних реакцій, осад на фільтрі висушіть і зберігайте.

1.1. Виявлення йонів Натрію (Na^+). До 0,5 мл фільтрату додайте 2-3 краплини гексагідроксостібату(V)калію, $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$. Реакцію проводьте при охолодженні розчину водою і потиранні внутрішніх стінок пробірки скляною паличкою. Спостерігайте утворення білого дрібнокристалічного осаду. Складіть рівняння реакції. Зробіть висновок.

1.2. Виявлення йонів Калію (K^+). До 0,5 мл фільтрату додайте три краплі гексанітрокобальтату(III) натрію, $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Випадає жовтий кристалічний осад подвійної солі Калію і Натрію $\text{K}_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$. Запишіть рівняння реакції. Зробіть висновок.

1.3. Виявлення сульфат-йонів (SO_4^{2-}). До 0,5 мл фільтрату додайте кілька краплин хлориду барію. Випадає білий осад сульфату барію. Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок.

1.4. Виявлення йонів Хлору (Cl^-). До 0,5 мл фільтрату додайте кілька краплин нітратної кислоти і нітрату аргентуму. Утворюється білий осад хлориду аргентуму. Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок.

2. Виявлення хімічних елементів, що входять до складу немінералізованої м'язової тканини. Висушену немінералізовану тканину розчиніть у 20 мл 0,5 Н розчину хлоридної кислоти, розчин відфільтруйте.

2.1. Виявлення йонів Феруму (Fe^{3+}). До 0,5 мл фільтрату додайте три краплини роданіду калію (KCNS). Розчин забарвлюється в червоний колір. Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок.

2.2. Виявлення йонів Кальцію (Ca^{2+}). Візьміть 2 мл фільтрату і додайте 3-4 краплі насиченого розчину оксалату амонію. Випадає осад оксалату кальцію (CaC_2O_4). Напишіть рівняння реакції. Зробіть висновок.

3. Виявлення хімічних елементів, що входять до складу кісткової тканини. До 20 г кісток риби додають 50 мл 1 % розчину сульфатної кислоти. Залишіть на 2 доби і потім відфільтруйте.

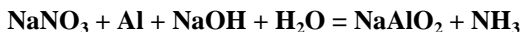
3.1. Виявлення фосфат-йонів (PO_4^{3-}). До 5 мл фільтрату кісткової тканини додайте 5-6 крапель молібденового реактиву і нагрійте до кипіння. Спостерігайте, як поступово утворюється жовтий осад фосфорномолібдату амонію.

3.2. Виявлення йонів Магнію (Mg^{2+}). До 2 мл фільтрату, одержаного в досліді 3, додайте 0,5 мл амонійної суміші і декілька кристалів барвника хромогену чорного. Запишіть спостереження і зробіть висновок.

4. Виявлення хімічних елементів, що входять до складу листків рослин. 10 г сухого листа розітріть в фарфоровій ступці. Долийте 20 мл води, відфільтруйте. У фільтраті відкрийте іони Хлору (дослід 2.1.4), іони Калію (дослід 2.1.2), сульфат-іони (дослід 2.1.3) та іони Магнію (дослід 2.3.2). Напишіть рівняння реакцій і висновки.

5. Відкриття хімічних елементів, що входять до складу ґрунту. 10 г ґрунту розмішайте в 20 мл води, через 5 хв. Відфільтруйте.

5.1. Відкриття нітрат-йонів (NO_3^-). До 5 мл фільтрату з ґрунту додайте шматочок Алюмінію, декілька краплин 1 Н розчину гідроксиду натрію і нагрійте. Змочіть папірець універсального індикатора водою і закріпіть його в отворі пробірки. Відчуйте запах аміаку. Як змінився колір індикаторного папірця? Розставте коефіцієнти методом електронного балансу в наведеному рівнянні та зробіть висновок.



5.2 Відкриття йонів Натрію (Na^+), Магнію (Mg^{2+}) та Феруму (Fe^{3+}). В цьому ж фільтраті відкрийте іони Натрію (дослід 2.1.1), йони Феруму (дослід 2.2.1), йони Магнію (дослід 2.3.2). Напишіть рівняння реакцій і висновки.

6. Відкриття неорганічних сполук в рідинах людського організму.

6.1. Відкриття іонів Хлору (Cl^-), Кальцію (Ca^{2+}) та фосфат-іонів (PO_4^{3-}) у сечі. Відкрийте в сечі йони Хлору (дослід 2.1.4), фосфат-йони (дослід 2.3.2), йони Кальцію (дослід 2.3.1) та йони Натрію (дослід 2.1.1). Напишіть рівняння реакцій і висновки.

6.2. Відкриття роданистих солей в слині тих, хто палить. 2 мл слини підкисліть невеликою кількістю 2 Н хлориду феруму(III). Рідина забарвиться в червоний колір особливо в слині тих, хто палить, бо в слині курців роданистих солей більше.

Напишіть рівняння реакції утворення роданистого заліза ($\text{Fe}(\text{CNS})_3$) і зробіть висновок.

КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ

Кількісний аналіз вивчає методи визначення кількості складових частин (елементів, іонів, молекул, радикалів, функціональних груп і т.д.) в аналізованому зразку (речовині, складному матеріалі, мінералі, гірській породі).

Методи кількісного аналізу діляться на хімічні, фізико-хімічні й фізичні. Віднесення методу до тої або іншої групи залежить від того, якою мірою кількісне визначення засноване на використанні хімічних реакцій, фізико-хімічних або фізичних процесів.

Відповідно трьом агрегатним станам матерії – твердому, рідкому й газоподібному – виміри проводять шляхом визначення маси (зважування) і шляхом визначення об'ємів рідких і газоподібних речовин.

До хімічних методів відносяться гравіметричний (ваговий), титриметричний (об'ємний) і газовий аналіз.

Фізичні й фізико-хімічні методи включають оптичні, електрохімічні, мас-спектральний, хроматографічний, радіометричний ін.

ГРАВІМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ

Кількісний аналіз – це сукупність хімічних і фізичних методів визначення кількості елементів, іонів чи хімічних сполук у досліджуваному зразку. Методи хімічного аналізу поділяють на хімічні, фізичні та фізико-хімічні.

До хімічних належать гравіметричний і титриметричний методи, що ґрунтуються на хімічних реакціях.

Фізичні методи досліджень ґрунтуються на вивченні фізичних властивостей речовин. До них належать – спектральний, люмінесцентний, рентгеноструктурний та інші методи.

Фізико-хімічні методи аналізу передбачають використання хімічних реакцій, перебіг яких супроводжується зміною фізичних властивостей аналізованої системи. Це електрохімічні, оптичні та хроматографічні методи.

Суть гравіметричного аналізу. Гравіметричним аналізом називають метод кількісного аналізу, що ґрунтується на точному визначенні маси речовини або її складових частин, виділених у вигляді сполуки певного складу. Гравіметричні методи поділяють на три групи: 1) методи відгонки; 2) методи осадження; 3) методи виділення.

Методами відгонки визначають тільки леткі сполуки або такі, що перетворюються на леткі в процесі аналізу. Так, можна визначити вміст кристалізаційної води в солях, висушуючи наважку солі за певної температури ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$; $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$).

Найчастіше застосовують методи осадження. Вони ґрунтуються на переведенні визначуваної речовини у важкорозчинну сполуку, яку виділяють, зважують і за масою обчислюють вміст компонента (елемента, речовини). Схема методу осадження така: певну наважку досліджуваної речовини розчиняють, діють осаджувачем для отримання важкорозчинної сполуки (осаджуваної форми), осад виділяють фільтруванням, очищують промиванням і висушують або прожарюють для отримання хімічно стійкої сполуки сталого складу, так званої гравіметричної форми.

Осаджувана форма повинна відповідати таким вимогам:

1. Осад має бути практично нерозчинним, тобто мати мале значення добутку розчинності (не вище 10^{-8}).

2. Бажано, щоб в результаті осаджування утворювались грубозернисті кристали, оскільки лише такий осад не забиває пори фільтра, слабо адсорбує з розчину сторонні речовини і легко відмивається від різних забруднень. Дрібнозернисті осадки можуть проходити скрізь пори фільтра, що в гравіметричному аналізі недопустимо. Аморфні осадки, особливо драглисті ($\text{Al}(\text{OH})_3$), схильні до вбирання з розчину сторонніх речовин, їх важко відмити від домішок. Крім того аморфні осадки повільно фільтруються.

3. Легко і повністю перетворюються на гравіметричну форму.

Сполуку, за масою якої оцінюють кількість визначуваного компонента, називають гравіметричною формою.

Гравіметрична форма повинна відповідати таким вимогам:

1. Склад осаду після висушування чи прожарювання повинен відповідати певній хімічній формулі.

2. Бути хімічно стійкою, не бути гігроскопічною, не поглинати вуглекислий газ, не окиснюватись і не відновлюватись під час прожарювання.

3. Відносна молекулярна маса гравіметричної форми повинна бути якомога більшою, щоб похибка визначення якнайменше впливала на результат. Наприклад, при визначенні катіонів Fe^{3+} , Al^{3+} осаджуваною формою відповідно будуть $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, отримані в результаті дії гідроксиду амонію на досліджуваний розчин. Під час прожарювання ці гідроксиди втрачають воду і перетворюються на відповідні оксиди Fe_2O_3 , Al_2O_3 , які й зважують.

В окремих випадках осаджуваною і гравіметричною формою буває одна й та сама сполука. Наприклад, йони Барію осаджують з розчину сульфатною кислотою у формі BaSO_4 і зважують у такій самій формі, оскільки барій сульфат в результаті прожарювання не змінює свого хімічного складу.

Перевагою гравіметричного способу аналізу є висока точність результатів, а одним з головних недоліків – велика затрата часу на його виконання.

Позначення та розрахункові формули. У гравіметричному аналізі використовують такі позначення:

$m(x)$ – маса визначуваного компонента (елемента, речовини), г;

$m_{\text{грав}}$ – маса гравіметричної форми, г;

q – маса наважки зразка, г;

$\omega(x)$ – масова частка компонента в зразку;

$F(x)$ – фактор перерахунку маси осаду на масу компонента.

Ці величини обчислюють за такими формулами:

$$m(x) = m_{\text{грав}} \cdot F(x) \quad (1);$$

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{q} \quad (2);$$

$$\omega(x) = \frac{m_{\text{грав}} \cdot F(x)}{q} \quad (3);$$

$$F(x) = \frac{M(x)}{M_{\text{грав}}} \quad (4).$$

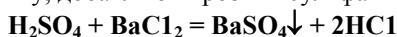
Для обчислення фактора перерахунку молярні маси слід брати з такими стехіометричними коефіцієнтами, щоб вони були еквівалентними, тобто щоб у них містилася однакова кількість атомів відповідного елемента. Наприклад: $F(\text{Fe}) = 2M(\text{Fe})/M(\text{Fe}_2\text{O}_3)$;

$F(\text{Ag}) = M(\text{Ag})/M(\text{AgCl})$; $F(\text{Mg}) = 2M(\text{Mg})/M(\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7)$.

Звичайно величина F залишається сталою лише за умови, якщо не змінюється ні гравіметрична форма, ні визначувана речовина.

Розглянемо приклад гравіметричного визначення методом осадження.

Визначення вмісту Барію у кристалічному барій хлориді ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Осадження барію проводять з розбавленого нагрітого й підкисленого розчину, добавляючи розчин сульфатної кислоти:



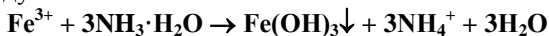
Важливою умовою агрегації кристалів (укрупнення) та їх чистоти є повільне додавання осаджувача. Осадження виконують за наявності хлоридної кислоти з метою запобігання забрудненню осаду.

Укрупненню кристалів сприяє також нагрівання. Осадження слід закінчувати на холоді, так як розчинність барій сульфату при нагріванні дещо підвищується. Як правило, для аналізу беруть 1 М розчин сульфатної кислоти.

Лабораторна робота №1

КІЛЬКІСНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ФЕРУМУ МЕТОДОМ ОСАДЖЕННЯ

1. Вибір осаджувача. Осаджувачем Fe^{3+} - йонів беруть розчин амоній гідроксиду:



$$f_{\text{екв.}}(\text{Fe}^{3+}) = 1/3,$$

$$M_{\text{екв}} = 1/3M((\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}), \text{ г/моль.}$$

Ферум(III) гідроксид не розчиняється в амоній гідроксиді. Осад легко фільтрується і відмивається від адсорбованих домішок.

2. Розрахунок теоретичної наважки $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

Наважку амоній ферум(III) сульфату на 12 молекули води розраховують, виходячи з загальних правил осадження аморфних осадів. Зокрема, беруть наважку речовини, яка становить кількість речовини еквівалента

$$n(1/3 (\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}) = 0,005 \text{ моль.}$$

З метою економії реактивів у навчальному практикумі можна брати 0.001 – 0,002 моль еквівалента речовини $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, тобто

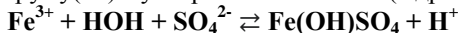
$$n(1/3 (\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}) = 0,001 - 0,002 \text{ моль.}$$

Тоді

$$m((\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}) = M(1/3 (\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}) \cdot n(1/3 (\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}).$$

3. Взяття наважки $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Розраховану наважку зважують на технічних і уточняють на аналітичних вагах.

4. Розчинення наважки $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Наважку кількісно переносять у хімічний стакан місткістю 100 см^3 , розчиняють у 15 см^3 дистильованої води, до якої додано $0,5 \text{ см}^3$ 2 М розчину нітратної кислоти. Присутність кислоти виключає можливість реакції гідролізу солі феруму(III) з утворенням основної (гідроксо) солі:



При цьому одержують прозорий розчин.

5. Підготовка осаджувача. Осаджувач – амоній гідроксид. Для осадження Fe^{3+} - йонів з розчину амоній ферум(III) сульфату на 12

молекул води використовують надлишок концентрованого розчину амоній гідроксиду. Надлишок амоніаку викликає більшу адсорбцію амоній-катионів і понижує адсорбцію та співосадження інших катионів, оскільки за високої концентрації амоній-катионів відбувається заміщення амоній-катионом інших катионів у осаді.

6. Підготовка розчину $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ до осадження.

Розчин $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ нагрівають до $70-80^\circ\text{C}$. Нагрівання необхідне для того, щоб не утворився колоїдний розчин ферум(III) гідроксиду і для посилення коагуляції у присутності електроліту – коагулятора. Роль коагулятора виконує сіль амонію, яка утворюється в результаті нейтралізації нітратної кислоти амоній гідроксидом.

7. Одержання форми осадження – ферум(III) гідроксиду. До гарячого розчину $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ додають краплями концентрований розчин амоній гідроксиду в надлишку. Перед встановленням надлишку амоній гідроксиду за запахом, змивають внутрішні стінки стакану і паличку гарячою дистильованою водою, оскільки на них може залишитись амоніак навіть тоді, коли в розчині не буде надлишку гідроксид-іонів. Якщо встановлено, що в розчині є надлишок осаджувача, то у стакан з осадом доливають близько 50 см^3 гарячої дистильованої води і добре перемішують.

8. Відокремлення осаду. Через 2-3 хв відстоювання, коли осад збереться на дні стакану, фільтрують прозору рідину над ним крізь беззолний фільтр (червона смужка). Осад ферум(III) гідроксиду промивають методом декантації, для чого до нього додають $5-8 \text{ см}^3$ гарячого розчину амоній нітрату з масовою часткою речовини 1 %.

Промивання осаду проводять 4-5 разів. Потім осад переносять на фільтр, приливши до нього $8-10 \text{ см}^3$ гарячого розчину амоній нітрату, перемішавши його і зливаючи одержану каламуть по паличці на фільтр. Частинки речовини ферум(III) гідроксиду, які щільно пристали до стінок стакану, знімають шматочком фільтрувального паперу (беззолного фільтра) за допомогою скляної палички з гумовим наконечником.

Осад на фільтрі промивають цим же розчином амоній нітрату до тих пір, поки крапля фільтрату з добавленою краплею розчину барій-катиона не утворює осад, що підтверджує повноту промивання осаду.

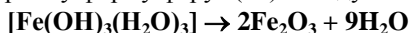
9. Одержання гравіметричної форми Fe_2O_3

а) Висушування осаду. Лійку з промитим осадом на фільтрі закривають фільтрувальним папером з невеликими отворами і висушують у сушильній шафі (близько 30 хв).

б) Озоління фільтра. Злегка вологий фільтр з осадом переносять у фарфоровий тигель, прожарений до сталої маси, і озоляють на газовому пальнику (уникаючи загорання фільтра!).

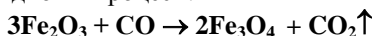
в) Прожарювання осаду. Елементний склад форми осадження (ферум(III) гідроксиду) відрізняється від гравіметричної форми (ферум(III) оксиду), ось чому для одержування гравіметричної форми потрібна висока температура. Тому осад ферум(III) гідроксиду прожарюють 30-40 хв у муфельній печі за температури 1000-1100°C. Муфель періодично відкривають, щоб забезпечити доступ повітря для повного згорання фільтра. Тигель охолоджують у ексикаторі і зважують; знову прожарюють 20-25 хв і зважують повторно після охолодження. Прожарювання і зважування повторюють до одержування сталої маси тигля з осадом.

При прожарюванні ферум(III) гідроксид перетворюється в безводну гравіметричну форму ферум(III) оксиду:

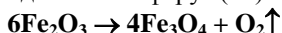


Побічні процеси при прожарюванні:

а) окисно-відновні процеси:



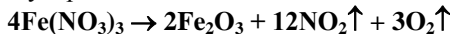
б) термічна дисоціація оксиду за температури понад 1200°C, яка веде до часткового відновлення ферум(III) оксиду:



Для усунення побічних процесів вчиняють так: після першого зважування холодний осад ферум(III) оксиду змочують 2-3 краплями концентрованого розчину моногідроген триоксонітрату HNO_3 – концентрованого розчину нітратної(V) кислоти. При цьому ферум(II) окиснюється до феруму(III):



Потім тигель з осадом дуже обережно нагрівають, доторкаючись до дна тигля кінцем полум'я пальника, поки нітрат-іон повністю звітриться і з ферум(III) нітратом повністю відбудеться внутрішньо молекулярне окиснення-відновлення:



Після повного видалення нітроген оксидів, нагрівання підсилюють і прожарюють тигель протягом 15-20 хв. Після таких операцій маса тигля з осадом повинна залишитися сталою, хоч може дещо і збільшитися.

10. Розрахунок масової частки, %, Феруму в $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$:

а) Перерахунок гравіметричної форми на Ферум:

$$m(\text{Fe}) = m(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot F(2M(\text{Fe})/M(\text{Fe}_2\text{O}_3))$$

де:

$2M(\text{Fe})/M(\text{Fe}_2\text{O}_3)$ – аналітичний фактор або фактор перерахунку, який у цьому випадку дорівнює 0,6994

$(F(2M(\text{Fe})/M(\text{Fe}_2\text{O}_3))) = 55,85 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль}/159,70 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 0,6994$

Отже, $m(\text{Fe}) = m(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot 0,6994 \text{ (г)}$

б) Визначення масової частки, %, Феруму в $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$:

$$w(\%) (\text{Fe}) = [m(\text{Fe}) / m((\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O})] \cdot 100\% = \\ = [m(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot 2M(\text{Fe})/m((\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{Fe}_2\text{O}_3)] \cdot 100\%$$

11. Перевірка точності визначення масової частки, %, Феруму в $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$

а) обчислення масової частки, %, Феруму в $(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$;

б) обчислення абсолютної похибки ($\Delta = |M_{\text{Fe теор}} - M_{\text{Fe досл.}}|$)

в) розрахунок відносної похибки визначення

$$\left(\Pi = \frac{\Delta}{M_{\text{Fe теор}}} \cdot 100\% \right)$$

Для одержання впевненості в достатній точності виконання визначення Феруму його потрібно виконувати не менше двох разів.

Лабораторна робота № 2

ВИЗНАЧЕННЯ КРИСТАЛІЗАЦІЙНОЇ ВОДИ В КРИСТАЛОГІДРАТІ ХЛОРИДУ БАРИУ ($\text{BaCl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$)

Залежно від термодинамічних умов одна і та ж сіль може кристалізуватися з різним числом молекул води. Так, наприклад, тетраборат натрію при температурі нижче 60°C утворить кристали сполуки $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, а вище 60°C – $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

При нагріванні кристалогідратів виділяється кристалізаційна вода. При цьому температура висушування для різних кристалогідратів може бути різною й залежить від міцності зв'язку, координації й положення молекул води в кристалічній решітці. Так, наприклад, при визначенні кристалізаційної води в кристалогідраті щавелевої кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ температура її висушування підтримується в межах $110\text{--}112^\circ\text{C}$, у кристалогідратах $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ і $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – $120\text{--}125^\circ\text{C}$, а в мідному купоросі $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – $140\text{--}150^\circ\text{C}$ тощо.

Вміст кристалізаційної води повинен відповідати приписуваній йому хімічній формулі. Тому для визначення варто брати перекристалізовану хімічно чисту сіль.

Порядок виконання:

1. Взяття наважки. Бюкс, у якому буде відбуватися зважування, необхідно ретельно вимити, висушити в сушильній шафі й поставити в ексікатор на 20 хв у ваговій кімнаті. При висушуванні й охолодженні бюкс повинен бути відкритий, а при зважуванні закритий кришкою. Після цього зважте бюкс із кришкою на аналітичних вагах. Візьміть на технічних вагах грубу наважку хлориду барію $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ близько 1,5 г і помістіть її в бюкс, закрийте його кришкою й зважте на аналітичних вагах.

2. Висушування. Перевернувши кришку бюкса на ребро, поставте його на полицю сушильної шафи. Під бюкс підкладіть листок паперу. Закрийте дверцята шафи й тримайте в ньому бюкс біля двох годин при температурі 120-125°C. Після закінчення цього часу тигельними щипцями перемістіть бюкс разом із кришкою в ексікатор і поставте його у ваговій кімнаті. Через 20 хв закрийте бюкс кришкою й зважте на аналітичних вагах. Далі знову поставте бюкс із сіллю в сушильну шафу й протримайте його там біля години, знову охолодіть в ексікаторі й зважте. Якщо друге зважування дало той же результат, що й перше, або відрізняється від нього не більше ніж на 0,0001 г, то кристалізаційна вода вилучена практично повністю. Якщо друге зважування відрізняється від першого більш ніж на 0,0001 г, то висушування необхідно продовжувати до одержання постійної маси. Цифрові дані всіх повторних зважувань необхідно записувати в лабораторний журнал.

3. Обчислення вмісту кристалізаційної води (у відсотках).

Припустимо, що отримано наступні цифрові дані:

маса бюкса з речовиною - 13,9602 г

маса бюкса » - 12,4234 г

наважка - 1,5368 г

Маса бюкса з речовиною після висушування: 1. 13,7352 г;
2. 13,7341 г; 3. 13,7340 г. Кількість кристалізаційної води в наважці:

$$13,9602 \text{ г} - 13,7340 \text{ г} = 0,2262 \text{ г}$$

в 1,5368 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ міститься 0,2262 г H_2O

в 100 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ » X г H_2O

$$x = \frac{0,2262 \cdot 100}{1,5368} = 14,72(\text{г}), \text{ або } 14,72\%$$

Перевірка точності проведеного аналізу. Знайдену величину кристалізаційної води порівняйте з теоретично обчисленим значенням вмісту її в кристалогідраті $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Виходячи з формули, складемо наступну пропорцію:

$$\begin{aligned} &\text{в } 244,3 \text{ г } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \text{ міститься } 36,03 \text{ г } \text{H}_2\text{O} \\ &\text{в } 100 \text{ г } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \quad \gg \quad X \text{ г } \text{H}_2\text{O} \\ &x = \frac{36,03 \cdot 100}{244,3} = 14,75(\text{г}), \text{ або } 14,75\% \end{aligned}$$

Абсолютна похибка аналізу складе:

$$14,72 - 14,75 = -0,03(\%)$$

Відносна помилка буде дорівнювати:

$$\frac{(-0,03) \cdot 100}{14,75} \approx -0,20(\%)$$

Різниця в 0,03 може бути викликана неминучими помилками зважування. Правильно проведений аналіз вважається тоді, коли ця різниця не перевищує $\pm 0,05\%$.

Аналогічним методом проводять визначення вологості різного роду речовин з тією лише різницею, що висушування проводиться не при 125°C , а при $105\text{-}110^\circ\text{C}$. Вода, адсорбована речовинами, називається гігроскопічною. На відміну від кристалізаційної води вміст гігроскопічної води непостійний. Він залежить від температури й вологості повітря. Зважують попередньо висушений бюкс. Потім беруть наважку близько 2-5 г добре подрібненої речовини й висушують до постійної маси. Зменшення маси вказує на кількість гігроскопічної води. Результати виражають у відсотках до наважки речовини.

ТИТРИМЕТРИЧНИЙ (ОБ'ЄМНИЙ) АНАЛІЗ

Титриметричним аналізом називають метод кількісного хімічного аналізу, що оснований на точному вимірі об'єму реактиву відомої концентрації, необхідного для реакції з даною кількістю досліджуваної речовини.

Метод полягає в тому, що до розчину досліджуваної речовини А поступово додають розчин реактиву В відомої концентрації. Додавання реактиву В триває до того моменту, поки його кількість не стане еквівалентною кількості реагуючої з ним досліджуваної речовини А.

Кількісні визначення за допомогою цього методу виконуються дуже швидко. Момент закінчення реакції, коли реагуючі речовини повністю прореагують між собою, називається **точкою еквівалентності**. У цей момент кількість речовин, що прореагували еквівалентна.

Титрування – це процес поступового приливання одного розчину до іншого для визначення концентрації одного із цих розчинів.

Титрант (титрований або робочий розчин) – це розчин з точно відомою концентрацією.

Концентрацію робочих розчинів визначають за **стандартною речовиною**, яка повинна відповідати наступним вимогам: бути стійкою при зберіганні, як у твердому стані, так і в розчині, строго відповідати певній формулі, добре очищатися.

Обчислення в титриметричному аналізі.

Для вираження концентрації розчинів у цьому методі аналізу звичайно використовують **молярну концентрацію еквівалента**.

Молярна концентрація еквівалента (нормальність) – це кількість речовини еквівалента, що міститься в 1 літрі розчину.

Молярна концентрація еквівалента позначається C_e (допускається N), і розраховується за формулою:

$$C_e = n_e / V,$$

де n_e – кількість речовини еквівалента, моль;

V – об'єм розчину, л.

Одиниця вимірювання концентрації – моль/л. Кількість речовини еквівалента (n_e) тієї або іншої речовини в заданому об'ємі дорівнює:

$$n_e = m / M_e = C_e \cdot V,$$

де m – маса речовини, г;

M_e – молярна маса еквівалента, г/моль,

V – об'єм розчину, л.

Таким чином, при титруванні в точці еквівалентності кількість речовини еквівалента титрованого розчину дорівнює кількості речовини еквівалента речовини, що визначається – **закон еквівалентів**:

$$n_e(A) = n_e(B),$$

або

$$C_e(A) \cdot V(A) = C_e(B) \cdot V(B).$$

Звідси

$$C_e(A) = \frac{C_e(B) \cdot V(B)}{V(A)}$$

Крім молярної концентрації еквівалента концентрацію виражають **титром (Т)**. **Титр** – це кількість грамів розчиненої речовини, що міститься в 1 мл розчину.

Титр і молярна концентрація еквівалента розчину зв'язані формулою:

$$T = \frac{C_e \cdot M_e}{1000} = \frac{m}{V}, (\text{г/мл})$$

Титр по речовині, що визначається – це кількість грамів речовини, що визначається, яка реагує з 1 мл титранта.

$$T(\text{HCl/NaOH}) = \frac{C_e(\text{HCl}) \cdot M_e(\text{NaOH})}{1000}, (\text{г/мл})$$

Прийоми титрування.

Пряме титрування – це найпростіший прийом титрування, який полягає в тому, що до певного об'єму розчину речовини, який визначається (А) по краплях доливають титрант (робочий розчин) речовини (В). Знаючи концентрацію й об'єм робочого розчину (В), витраченого на реакцію з речовиною, що визначається (А), можна легко обчислити концентрацію останнього:

$$C_e(A) = \frac{C_e(B) \cdot V(B)}{V(A)}$$

Якщо основна реакція йде повільно, або немає підходящого індикатора для фіксування точки еквівалентності, особливо при роботі з нестійкими речовинами, то застосовують **зворотне** або **замісне титрування**.

Зворотне титрування – це процес титрування, при якому до певного об'єму розчину речовини, що визначається (А) доливають точно відомий об'єм титранта (V_1), узятото в надлишку. Надлишок, що

не ввійшов у реакцію речовини (B_1), відтитровують розчином іншого титранта (B_2) з відомою концентрацією. Розрахунки роблять за формулами:

$$n_e(A) = n_e(B_1) - n_e(B_2);$$

$$C_e(A) = \frac{C_e(B_1) \cdot V(B_1) - C_e(B_2) \cdot V(B_2)}{V(A)}$$

Титрування замісника. Суть цього методу полягає в тому, що до речовини, що визначається (A) додають допоміжну речовину (P), що реагує з нею з виділенням еквівалентної кількості нової речовини (A_1), яку відтитровують відповідним титрантом (B). Інакше кажучи, замість безпосереднього титрування речовини, що визначається (A) титрують його замісник (A_1). Так як кількості A і A_1 еквівалентні, то кількість речовини еквівалента досліджуваної речовини $n_e(A)$ дорівнює кількості речовини еквівалента титранта $n_e(B)$:

$$n_e(A) = n_e(A_1) = n_e(B) ;$$

$$C_e(A) = \frac{C_e(B) \cdot V(B)}{V(A)}$$

Класифікація методів титриметричного аналізу.

Залежно від типу хімічної реакції, що становить основу методу, у даному посібнику розглядаються тільки три методи титриметричного кількісного аналізу:

1. *Метод кислотно-основного титрування (нейтралізації)*, в основі якого лежить реакція взаємодії йонів H^+ з йонами OH^- .

2. *Метод окиснювання-відновлення (редоксиметрія)*. Метод заснований на застосуванні реакцій окиснювання-відновлення.

3. *Метод комплексоутворення (комплексонометрія)* заснований на застосуванні реакцій утворення комплексних сполук.

Посуд для титриметричного аналізу.

Для точного виміру об'єму розчинів у титриметричному аналізі застосовують вимірювальний (мірний) посуд: мірні колби, бюретки, піпетки. Для титрування використовують конічні колби на 250 мл.

Мірні колби – це плоскодонні ємкості (посудини) з вузьким горлом. На горлі колби є кільцева мітка, до якої необхідно налити

розчин, щоб його об'єм дорівнював позначеному на колбі. Найчастіше використовують мірні колби на 1000, 500, 250, 200 і 100 мл.

Мірні колби призначені для приготування розчинів точної концентрації, для розведення розчинів до точно заданого об'єму. Мірну колбу заповнюють розчином таким чином, щоб нижній край меніска безбарвної рідини (або верхній край меніска забарвленої рідини), мітка й око що спостерігає, перебували на одній лінії.

Піпетки. Для відмірювання невеликих об'ємів розчинів застосовують піпетки, які являють собою вузькі скляні трубки, відтягнуті з одного кінця й розширені посередині. Для точного виміру об'єму рідини, що відбирається, застосовують піпетки, що мають тільки одну мітку. При заповненні піпетки, нижній кінець її опускають у розчин, а через верхній кінець засмоктують рідину за допомогою гумової груші (або поршнем) і доводять рівень рідини до мітки.

Бюретки служать для точного виміру об'єму розчину, витраченого на титрування. Бюретки – скляні градуйовані трубки з відтягнутим кінцем, що мають кран або затиск. Часто застосовують бюретки об'ємом 25 або 50 мл. Їх поділки відповідають цілим і десятим часткам міліметра.

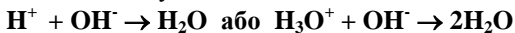
Правила роботи з бюретками. Чисту бюретку, промиту водопровідною, а потім дистильованою водою, затискають у штативі в строго вертикальному положенні. Перед початком роботи бюретку промивають тим розчином, яким її заповнюють. Звичайно цим розчином є розчин титранта (робочий розчин). Перед кожним новим титруванням бюретку заповнюють до верхнього (нульового) розподілу, попередньо заповнивши розчином нижній відтягнутий кінець.

У момент відліку показань бюретки око експериментатора повинно перебувати на рівні меніска. Відлік проводять по нижньому (для безбарвних розчинів) або по верхньому (для зафарбованих розчинів) краю меніска.

Виливати рідину з бюретки (титрувати) потрібно повільно, даючи можливість всій рідині стекти зі стінок бюретки. Наприкінці титрування розчин додають по краплях. Титрування потрібно проводити кілька разів до одержання результатів, які відрізняються не більше ніж на 0,1 мл.

МЕТОД НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ

В основі методу лежить реакція взаємодії йонів гідрогену або йонів гідроксонія з гідроксид-йонами, що призводить до утворення слабодисоційованих молекул води:



Цим методом можна визначати концентрацію й кількість кислот, основ, солей, водні розчини яких піддаються гідролізу, а також суміші цих речовин.

Основними титрантами (робочими розчинами) методу нейтралізації є розчини сильних кислот (HCl або H₂SO₄) і сильних основ (NaOH або KOH). В якості робочих розчинів (або первинних стандартів) для встановлення титру (стандартизації) кислот використовують натрій тетраборат (Na₂B₄O₇·10H₂O) або натрій карбонат (Na₂CO₃), для стандартизації лугів використовують щавелеву кислоту (H₂C₂O₄·2H₂O) або бурштинову кислоту (H₂C₄H₄O₄).

Для визначення точки еквівалентності в методі нейтралізації застосовують **кислотно-основні індикатори** (див. табл. 3). Це складні органічні кислоти або основи, які змінюють своє забарвлення залежно від рН розчину. Інтервал рН, у якому індикатор змінює колір, називається **інтервалом переходу забарвлення індикатора**. Значення рН, при якому закінчують титрування з даним індикатором, називається **показником титрування індикатора (рТ)**. Величина рТ перебуває усередині інтервалу переходу забарвлення індикатора.

При підборі індикатора користуються наступним правилом: **рН у точці еквівалентності повинен збігатися із рТ індикатора або перебувати усередині інтервалу переходу забарвлення індикатора.**

Точка еквівалентності не завжди збігається із рТ індикатора, що призводить до помилки титрування, яка називається **індикаторною помилкою**.

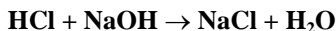
Таблиця 3

Характеристики деяких індикаторів

| Індикатор | Інтервал переходу рН | Колір індикатора залежно від величини рН розчину | | |
|--------------|----------------------|--|---------------------------|----------------------|
| | | | | |
| Лакмус | 5-8 | червоний рН < 5 | фіолетовий рТ = рН = 7 | синій рН > 8 |
| Фенолфталеїн | 8,2-10 | безбарвний рН < 8,2 | рожевий рТ = рН = 9 | малиновий рН > 10 |
| Метилоранж | 3,1-4,4 | червоний рН < 3,1 | оранжевий рТ = рН = 4 | жовтий рН > 4,4 |

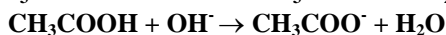
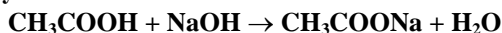
Розглянемо наступні випадки титрування.

Титрування сильної кислоти сильною основою:

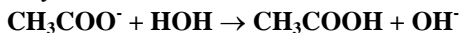


У точці еквівалентності утвориться сіль сильної кислоти й сильної основи, що не піддається гідролізу. Реакція середовища буде нейтральною ($\text{pH} = 7$). У цьому випадку індикатором може служити лакмус.

Титрування слабкої кислоти сильною основою:

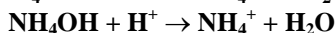
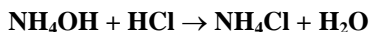


Утворена сіль слабкої кислоти й сильної основи в розчині піддається гідролізу:

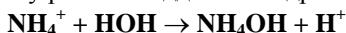


Точка еквівалентності в цьому випадку буде перебувати в лужному середовищі, тому варто застосовувати індикатор, що міняє забарвлення при $\text{pH} > 7$, наприклад, фенолфталеїн.

Титрування слабкої основи сильною кислотою:



Утворена сіль у розчині піддається гідролізу:



Точка еквівалентності буде перебувати в кислому середовищі, тому можна застосовувати метилоранж.

**ЗРАЗОК оформлення лабораторної роботи в
титриметричному аналізі**

Лабораторна робота № ... Дата

“Назва лабораторної роботи”

Первинний стандарт – $C_e(\text{NaOH}) = \dots\dots\dots$ моль/л

Речовина, що визначається (титрант) – $C_e(\text{HCl}) = ?$, $T(\text{HCl}) = ?$

Індикатор – метилоранж

Умови титрування – (рН середовища, нагрівання й т.д.)

Рівняння реакції (у молекулярній та йонно-молекулярній формах):

Результати експерименту заносяться в таблицю:

| № досліду | V(NaOH), мл | V(HCl), мл |
|-----------|-------------|------------|
| 1. | | 10,00 |
| 2. | | 10,00 |
| 3. | | 10,00 |

$V_{\text{сеп}}(\text{HCl}) =$

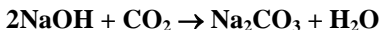
Обчислення:

$$C_e(\text{HCl}) = \frac{C_e(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})}{V(\text{HCl})} \text{ (моль/л)}$$

$$T(\text{HCl}) = \frac{C_e(\text{HCl}) \cdot M_e(\text{HCl})}{1000} \text{ (г/мл)}$$

Лабораторна робота № 3
**ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ЛУГУ Й СОДИ В РОЗЧИНІ ПРИ
СПІЛЬНІЙ ЇХ ПРИСУТНОСТІ**

Як відомо, луги поглинають із повітря CO_2 , перетворюючись у відповідні карбонати:



Тому розчин лугу завжди містить домішки карбонатів. У деяких випадках необхідно знати вміст лугу й карбонату в розчині. У даній лабораторній роботі, як приклад, розглянемо визначення вмісту NaOH і Na_2CO_3 при спільній їх присутності.

Взаємодія суміші NaOH і Na_2CO_3 із сильною кислотою можна розглядати як три процеси:



Визначення лугу й соди при їх спільній присутності проводять із двома індикаторами: фенолфталеїном і метилоранжем. При титруванні з фенолфталеїном (V_1) пройдуть процеси I і II, точка еквівалентності буде перебувати в лужному середовищі (через процес гідролізу бікарбонату), тобто з фенолфталеїном відтитровується весь луг і половина соди. Точка еквівалентності процесу III буде перебувати в кислому середовищі, тому він може бути проведений при титруванні з метилоранжем. Ці визначення роблять послідовно, не доповнюючи бюретку кислотою. Точка еквівалентності по метилоранжу показує кінець титрування всієї суміші (V_2).

Кількість кислоти, що вступила в реакцію з іоном HCO_3^- дорівнює ($V_2 - V_1$), відповідно:

$$V(\text{HCl}/\text{CO}_3^{2-}) = 2(V_2 - V_1)$$

Кількість кислоти, еквівалентна лугу, дорівнює:

$$V(\text{HCl}/\text{NaOH}) = V_2 - 2(V_2 - V_1)$$

Порядок виконання роботи:

1. Отримайте контрольну суміш NaOH і Na_2CO_3 у мірній колбі на 100 мл і додайте дистильованої води до мітки. Перемішайте розчин.
2. Ополосніть і заповніть бюретку приготовленою Вами хлоридною кислотою (не забудьте заповнити кінець бюретки).
3. Ополосніть піпетку контрольним розчином і відміряйте точний об'єм досліджуваного розчину. Перенесіть розчин у колбу для титрування. Додайте 20-30 мл дистильованої води й 5-6 крапель фенолфталеїну.

4. Відтитруйте суміш хлоридною кислотою до зникнення рожевого кольору фенолфталеїну. Запишіть об'єм кислоти (V_1).

5. У колбу для титрування додайте 2-3 краплі метилоранжу. Розчин забарвиться в жовтий колір. Продовжуйте титрування (кислоту в бюретку не доливати) до жовтогарячого забарвлення розчину. Запишіть об'єми кислоти (V_2).

6. Титрування повторіть кілька разів до отримання збіжних результатів.

7. Обчисліть молярну концентрацію еквівалентів, титр і масу для соди й луку окремо за наведеними вище формулами.

8. Розрахуйте відносну помилку визначення по кожній речовині.

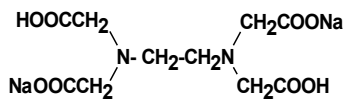
МЕТОД КОМПЛЕКСОМЕТРІЇ

Комплексометрія – титриметричний метод аналізу, заснований на реакціях комплексоутворення йонів металів, що визначаються, з деякими органічними речовинами, зокрема, з *комплексонами*.

Комплексо́ни – це амінополікарбонові кислоти і їх похідні (солі).

Реакції комплексоутворення йонів металів з комплексонами протікають швидко й стехіометрично кількісно.

У титриметричному аналізі широко використовується один із представників класу комплексонів – **динатрієва сіль етилендіамінтетраоцтової кислоти ($\text{Na}_2\text{H}_2\text{EDTA}$)**. Цей комплексон часто називають також **трилоном Б** або **комплексоном III**:

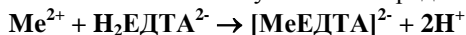


або



Трилон Б з багатьма катіонами металів утворює міцні розчинні у воді внутрішньокмплескні сполуки (хелати). При утворенні хелата катіони металу заміщають два атоми гідрогену в карбоксильних групах трилона Б і утворюють координаційні зв'язки за участю атомів нітрогену аміногруп.

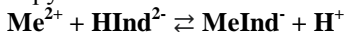
Утворення комплексної сполуки можна представити схемою:



Точки еквівалентності в процесі комплексометричного титрування встановлюють за допомогою **металохромових індикаторів**, які утворюють із титруючими йонами металів розчинні забарвлені комплексні сполуки, стійкість яких менша, ніж стійкість комплексних сполук тих же катіонів із трилоном Б.

Відомо багато металохромових індикаторів. Деякі з них універсальні, зокрема, **еріохром чорний Т**.

При $\text{pH} = 7-11$ аніон цього індикатора (HInd^{2-}) має синє забарвлення. З катіонами металів (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Zn^{2+} та ін.) у слаболужному розчині ($\text{pH} = 8-10$) він утворює комплексні сполуки винно-червоного кольору за схемою:



синій винно-червоний

При титруванні досліджуваного розчину трилоном Б ці комплексні сполуки руйнуються, тому що йони металу зв'язуються трилоном Б у більш міцний комплекс, а аніони індикатора, що вивільняються переходять у розчин, обумовлюючи його синє забарвлення:



винно- безбарвний безбарвний синій

червоний

$$K_{\text{H}}([\text{CaInd}^{-}]) = 3,9 \cdot 10^{-6} \quad K_{\text{H}}([\text{CaEDTA}]^{2-}) = 2,7 \cdot 10^{-11}$$

$$K_{\text{H}}([\text{MgInd}^{-}]) = 1,0 \cdot 10^{-9} \quad K_{\text{H}}([\text{MgEDTA}]^{2-}) = 2,0 \cdot 10^{-7}$$

Для більш повного протікання реакцій комплексоутворення (зв'язування іонів H^{+} , що утворюються) до досліджуваного розчину при титруванні додають аміачний буферний розчин ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$), $\text{pH} \approx 9$.

МЕТОДИ РЕДОКСИМЕТРІЇ

Методи редоксиметрії засновані на застосуванні реакцій окиснення-відновлення. Робочими розчинами в редоксиметрії є розчини окисників або відновників. Отже, цими методами можна проводити кількісні визначення відновників і окисників.

Необхідною умовою протікання окисно-відновної реакції є наявність різниці потенціалів (редокс-потенціалів) у реагуючих пар (пари – окиснена й відновлена форма окисника або відновника). Знаючи величини стандартних редокс-потенціалів (E°) реагуючих пар, можна судити про напрямок окисно-відновних реакцій. Окиснена форма пари з більшим стандартним редокс-потенціалом є окисником стосовно відновленої форми пари з меншим потенціалом.

Редокс-потенціал будь-якої пари залежить від концентрацій окисненої й відновленої форм, реакції середовища, температури й т.д. Його можна розрахувати за **рівнянням Нернста**:

$$E = E^{\circ} + \frac{0,059}{n} \cdot \lg \frac{[Red]}{[Ox]}$$

де [Ox] – концентрація окисненої форми;

[Red] – концентрація відновленої форми;

n – кількість електронів, що беруть участь у напівреакції.

Реакція використовується в кількісному аналізі, якщо різниця потенціалів реагуючих пар (ЕРС системи) має значення 0,4-0,5 В.

Методи редоксиметрії, залежно від титрантів, що використовуються, поділяються на такі види:

1. **Перманганатометрія.** Титрант – розчин калій перманганат $KMnO_4$. Індикатор – надлишкова крапля титранту.

2. **Йодометрія.** Титрант – розчин вільного йоду (I_2) або натрій тіосульфат ($Na_2S_2O_3$). Індикатор – крохмал.

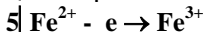
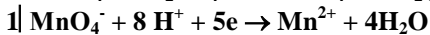
3. **Дихроматометрія.** Титрант – розчин калій дихромат ($K_2Cr_2O_7$).

Методи застосовуються як для прямих, так і для непрямих визначень.

Обчислення молярних мас еквівалентів окисників і відновників

При обчисленні молярних мас еквівалентів окисників і відновників виходять із числа електронів, які приєднує або віддає в даній реакції один моль речовини. Для знаходження молярної маси еквівалента окисника (відновника) потрібно його молярну масу розділити на число прийнятих (відданих) електронів у даній напівреакції.

Наприклад, у реакції окиснення ферум(II) сульфату калій перманганатом в кислому середовищі:



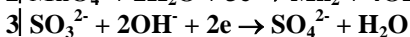
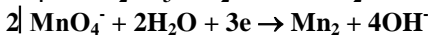
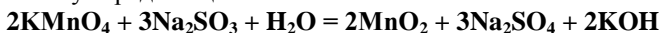
йон MnO_4^- як окисник приймає п'ять електронів, а йон Fe^{2+} як відновник віддає один електрон. Тому для розрахунку молярних мас еквівалентів окисника й відновника їх молярні маси варто розділити на п'ять і на один, відповідно.

$$M_e(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158,04}{5} = 31,61 \text{ г/моль}$$

$$M_e(\text{FeSO}_4) = \frac{M(\text{FeSO}_4)}{1};$$

$$M_e(\text{Fe}^{2+}) = M(\text{Fe}^{2+}) = 55,85 \text{ г/моль}$$

У реакції окиснення натрій сульфіту калій перманганатом в нейтральному середовищі:



йон MnO_4^- приймає тільки три електрони, а йон відновника SO_3^{2-} віддає два електрони, отже:

$$M_e(\text{KMnO}_4) = \frac{M(\text{KMnO}_4)}{3},$$

$$M_e(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{M(\text{Na}_2\text{SO}_3)}{2}$$

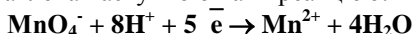
З наведених прикладів видно, що молярні маси еквівалентів відновників і окисників залежать від умов проведення реакцій і визначаються виходячи з відповідних напівреакцій.

ПЕРМАНГНАТОМЕТРИЯ

Метод заснований на окисно-відновних реакціях, у яких окисником є перманганат-йон (MnO_4^-).

Калій перманганат проявляє окиснювальні властивості в кислому, нейтральному й лужному середовищах. Однак його окисна активність у кислому середовищі ($E^0 = 1,51\text{В}$) набагато вища, ніж у нейтральному ($E^0 = 0,59\text{В}$) і лужному ($E^0 = 0,56\text{В}$) середовищах. Тому титрування калій перманганатом проводять у кислому середовищі. При відновленні перманганат-йонів у кислому середовищі утворюються майже безбарвні йони Mn^{2+} , що дозволяє легко фіксувати точку еквівалентності.

Напівреакція відновлення іона MnO_4^- у кислому середовищі може бути представлена наступною напівреакцією:



Перманганометрія використовується не тільки для кількісного визначення відновників, але й окисників.

Відновники зазвичай визначаються методом **прямого титрування** розчином калій перманганату, окисники – методом **зворотнього титрування**. У цьому випадку розчином калій

перманганату відтитрують надлишок відновника, що доливається до окисника.

Індикатором у цьому методі служить сам робочий розчин – калій перманганат. Одна надлишкова крапля KMnO_4 забарвлює безбарвний розчин, що титрується, у блідо-рожевий колір.

Лабораторна робота № 4

СТАНДАРТИЗАЦІЯ РОБОЧОГО РОЗЧИНУ КАЛІЙ ПЕРМАНГАНАТУ (KMnO_4)

Калій перманганат звичайно містить ряд домішок, тому не можна вважати, що розчин, приготовлений з наважки, має точну концентрацію, тобто є стандартним. Крім того, концентрація перманганату в розчині знижується через його взаємодію з органічними речовинами й іншими відновниками, які присутні у воді.

Розчин калій перманганат повинен зберігатися в склянці з темного скла, тому що під дією світла відбувається розкладання його за реакцією:

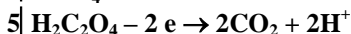
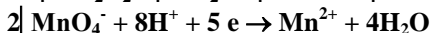
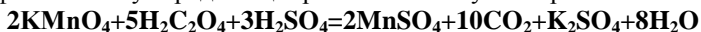


Через 5-7 днів після приготування розчин калій перманганату фільтрують через скляний фільтр і проводять його стандартизацію.

Молярну концентрацію еквівалента розчину калій перманганату звичайно встановлюють за стандартним розчином перекристалізованого кристалогідрата щавелевої кислоти ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$).

Стандартизація розчину калій перманганату за щавелевою кислотою.

Реакція між калій перманганатом й щавелевою кислотою в сульфатокислом середовищі протікає за наступним рівнянням:



Порядок виконання роботи:

1. Промийте й наповніть бюретку розчином калій перманганату. Встановіть рівень рідини на нульовій поділці по верхньому краю меніска (для забарвлених рідин). Не забудьте заповнити кінчик бюретки.

2. У колбу для титрування циліндром налейте 15 мл 1 М розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 і 25 мл дистильованої води. Колбу поставте на азбестову сітку над газовим пальником і нагрійте розчин до $70\text{-}80^\circ\text{C}$. Чисту піпетку сполосніть розчином щавелевої кислоти. Відміряйте піпеткою точний об'єм розчину щавелевої кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ і перенесіть його в колбу для титрування з нагрітим розчином сульфатної кислоти.

3. Відтитруйте гарячий розчин щавелевої кислоти калій перманганатом. Каталізатором реакції служать іони Mn^{2+} , які є одним із продуктів реакції. На початку титрування реакція йде повільно, перші краплі перманганату знебарвлюються важко. Тому додавання першого мілілітра перманганату потрібно проводити дуже повільно. Після того як утворилися іони Mn^{2+} , швидкість реакції збільшується, і титрування можна вести швидше, додаючи калій перманганат маленькими порціями й сильно перемішуючи розчин у колбі. Нова порція додається тільки після знебарвлення попередньої. Кінець титрування визначається по появі незникаючого протягом 1-2 хв блідо-рожевого забарвлення від однієї зайвої краплі калій перманганату. Взятий об'єм щавелевої кислоти й об'єм калій перманганату, який пішов на титрування, запишіть у таблицю.

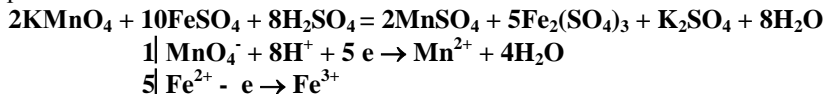
4. Титрування повторіть до отримання двох-трьох подібних результатів. Обчисліть середнє значення об'єму калій перманганату.

5. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента й титр розчину калій перманганату. Отримані результати будуть використані Вами в наступній роботі.

Лабораторна робота № 5

ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ФЕРУМУ В РОЗЧИНІ СОЛІ МОРА, $\text{FeSO}_4 \cdot (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Ферум(II) сульфат, що входить до складу солі Мора, вступає в реакцію з калій перманганатом в сульфатокислом середовищі за рівнянням:



Порядок виконання роботи:

1. Отримайте у лаборанта мірну колбу з контрольним розчином солі Мора.

2. Заповніть бюретку розчином калій перманганату із стандартизованою молярною концентрацією еквівалента ($C_n = 0,1n$).

3. У колбу для титрування візьміть піпеткою пробу розчину солі Мора (об'єм піпетки запишіть у таблицю), додайте циліндром 15 мл 1 М розчину сульфатної кислоти й 25 мл дистильованої води.

4. Відтитруйте розчин солі Мора калій перманганатом до появи блідо-рожевого кольору. Титрування проводиться при кімнатній температурі. Об'єм калій перманганату, який пішов на титрування, запишіть у таблицю.

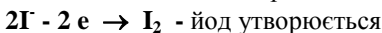
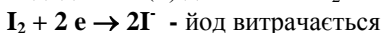
5. Титрування повторіть кілька разів до одержання схожих результатів. Обчисліть середній об'єм калій перманганату.

6. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента, титр розчину солі Мора за ферумом й вміст феруму в контрольному розчині (об'ємі колби).

7. Обчисліть відносну помилку аналізу, довідавшись у викладача справжній вміст феруму в контрольному розчині.

ЙОДОМЕТРИЯ

Йодометрія – метод об'ємного аналізу, оснований на окисно-відновних реакціях, які пов'язані з відновленням I_2 до йодид-іонів (I^-) або окиснюванням йодид-іонів (I^-) до вільного I_2 :



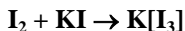
Вільний йод є відносно слабким окисником. Його стандартний потенціал ($E^\circ (I_2/2I^-) = +0,54V$) перебуває приблизно в середині повної таблиці окисно-відновних потенціалів.

Відновники, що мають стандартний електродний потенціал менше, ніж 0,54В (наприклад, $Na_2S_2O_3$, і ін.) можуть бути окиснені йодом.

Окисники, стандартний електродний потенціал яких більше, ніж +0,54В (наприклад, $KMnO_4$, $K_2Cr_2O_7$, Cu^{2+} і ін.) будуть окиснювати йодид-йони.

Таким чином, метод йодометрії може застосовуватися для визначення як окисників, так і відновників. При проведенні титрування необхідно враховувати, що I_2 проявляє окиснювальні властивості тільки в середовищах, близьких до нейтрального. У кислих розчинах йодид-йони легко окиснюються до вільного йоду навіть киснем повітря (особливо під впливом світла), а в лужному середовищі йод диспропорціонує з утворенням I^- і IO^- - йонів.

Робочими розчинами в методі йодометрії є не тільки розчин йоду (окисник), але й розчин натрій тіосульфату (відновник). Звичайно використовують 0,1 М або 0,05 М робочий розчин I_2 . Однак, йод малорозчинний у воді (насичений розчин містить $\sim 0,03\%$ по масі йоду), тому для приготування робочого розчину йоду користуються його доброю розчинністю в концентрованих розчинах KI (не нижче 10% по масі), що супроводжується утворенням комплексної сполуки $K[I_3]$:



Комплексний йон $[I_3]^-$, маючи малу константу стійкості, легко дисоціює на I^- і I_2 і в розчинах поводить себе так само, як і I_2 .

Робочий розчин йоду в лабораторіях часто готують із **фіксаналів** (**фіксанал** – стандартний розчин високої концентрації в запаяних ампулах заводського виготовлення) шляхом розведення вмісту ампули в мірних колбах відповідного об'єму (об'єм і число моль еквівалентів речовини в даному об'ємі вказуються на ампулі).

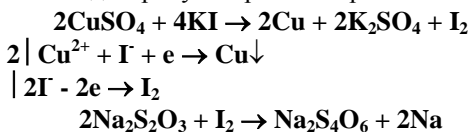
У зв'язку з тим, що реакції за участю вільного йоду відбуваються повільно, то для визначення сильних окисників звичайно не використовують метод прямого титрування. Для кількісного визначення сильних окисників методом йодометрії проводять титрування заступника. У цьому випадку до розчину окисника (досліджуваної речовини) додають надлишок розчину калій йодиду KI. Окиснювач витісняє з нього еквівалентну кількість вільного йоду I_2 . Йод, що виділився, відтитровують відновником – стандартним розчином натрій тіосульфату і визначають зміст окисника в аналізованому розчині.

Індикатором в йодометрії служить свіжоприготовлений 1%-вий розчин крохмалю. При взаємодії його з йодом протікають два процеси: адсорбція йоду на поверхні молекул крохмалю й утворення комплексної сполуки синього кольору – йод-крохмалю. Для зменшення адсорбції при титруванні окисника крохмаль додають у розчин, що титрується наприкінці титрування, коли основна кількість йоду вже прореагувала.

Лабораторна робота № 6
ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ КУПРУМУ В РОЗЧИНІ
КУПРУМ(II) СУЛЬФАТУ

Титрування проводять за методом заміщення із використанням надлишкової кількості допоміжного 20% розчину KI.

При взаємодії йонів купрум(II) з йодид-йонами виділяється вільний йод у кількості, еквівалентній кількості йонів купрум(II) у розчині. Йод, що виділився відтитровують робочим розчином $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



Перша реакція протікає кількісно через утворення малорозчинної сполуки купрум(I) йодиду. Для запобігання гідролізу купрум(II) сульфату реакцію проводять у слабокислому середовищі.

Порядок виконання роботи:

1. Отримайте контрольний розчин купрум(II) сульфату, додайте до нього 5 мл 1 М розчину H_2SO_4 і доведіть об'єм у мірній колбі дистильованою водою до мітки. Перемішайте розчин.
2. Піпеткою візьміть 10 мл розчину купрум(II) сульфату і перенесіть його в конічну колбу для титрування.
3. Додайте в колбу циліндром 15 мл 20 % розчину калій йодиду. При цьому випадає осад CuI , а розчин забарвлюється в коричневий колір через виділення вільного йоду.
4. Накрийте колбу фільтрувальним папером і для закінчення реакції поставте в темне місце на 3-5 хвилин.
5. Йод, що виділився відтитруйте розчином натрій тіосульфату до яскраво-жовтого забарвлення розчину в колбі. Додайте в колбу 2-3 мл крохмалю за допомогою циліндра. Розчин забарвиться в синій колір. Продовжіть титрування повільно по краплях, до різкого зникнення кольору розчину.
6. Повторіть титрування 2-3 рази до одержання подібних результатів. Результати запишіть у таблицю.
7. Розрахуйте молярну концентрацію еквівалента розчину CuSO_4 , титр розчину CuSO_4 по купрум(II) й масу купрум(II) в контрольному розчині.
8. Розрахуйте відносну помилку експерименту (істинне значення маси купрум(II) в розчині довідайтеся у викладача).

ФОТОКОЛОРИМЕТРИЯ

Фотоколориметрія – це оптичний метод аналізу, що розглядає взаємодію речовини з електромагнітним випромінюванням у видимій області: довжина хвилі (λ) 380-750 нм; частота (ν) $2,5 \cdot 10^4 - 1,5 \cdot 10^4 \text{ см}^{-1}$; енергія випромінювання (E) 1-10 еВ. У результаті поглинання речовиною певної кількості енергії в молекулах цієї речовини мають місце електронні переходи.

Метою фотоколориметричного аналізу є визначення концентрації речовини в розчинах забарвлених сполук. Якщо речовини не мають кольору, то проводять реакцію, у результаті якої утворюються розчинні забарвлені сполуки. Колір розчину пов'язаний з довжиною хвилі поглиненої частини світлового потоку. У видимій області колір розчину обумовлений довжиною хвилі випромінювання, не поглиненого цим розчином, і є додатковим до кольору поглиненої частини світла (див. табл.4).

Таблиця 4
Залежність кольору речовини від частини спектра, що поглинається

| Колір розчину речовини (додатковий) | Колір поглиненої частини світлового потоку | λ поглиненої частини спектра, (нм) |
|-------------------------------------|--|--|
| жовто-зелений | фіолетовий | 400-450 |
| жовтий | синій | 450-480 |
| жовтогарячий | зелено-синій | 480-490 |
| червоний | синьо-зелений | 490-500 |
| пурпурний | зелений | 500-560 |
| фіолетовий | жовто-зелений | 560-575 |
| синій | жовтий | 575-590 |
| синьо-зелений | червоний | 590-625 |
| зелений | пурпуровий | 625-750 |

Поглинене світлове випромінювання кількісно описується **законом Бугера-Ламберта-Бера**:

$$A = \lg T = \lg \frac{I}{I_0} = \varepsilon \cdot b \cdot C,$$

де: A – поглинання речовини, або його оптична щільність;

T – пропускну здатність зразка, тобто відношення інтенсивності світла, яке пройшло через зразок, до інтенсивності падаючого світла (I/I_0);

C – концентрація речовини (зазвичай моль/л);

b – товщина кювети (см);

ε – молярна поглинаюча здатність речовини, або молярний коефіцієнт поглинання [$\text{л}/(\text{моль} \cdot \text{см})$].

Розрахунок молярного коефіцієнта поглинання проводять за формулами:

$$\varepsilon = A/(C \cdot b) \text{ або } \varepsilon_{\%} = A/(C_{\%} \cdot b).$$

Область застосування фотокolorиметрії.

Фотометричні методи дуже широко використовуються для визначення домішок у сплавах або мінералах і породах, для вивчення кінетики реакцій, для безперервного контролю технологічного процесу, для визначення малих кількостей речовин.

Фотометричний метод аналізу характеризується високою вибірковістю і є одним зі швидких методів аналізу. Цим методом можна визначити концентрації речовин до $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л.

Метод калібрувального графіка.

Для визначення концентрації речовини (елемента) у досліджуваному розчині використовують найчастіше калібрувальний (градуваний) графік у координатах $A - C$ (оптична щільність – концентрація).

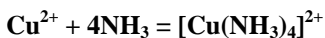
Готують серію стандартних розчинів з відомою концентрацією речовини. Вимірюють оптичну щільність цих розчинів, порівнюючи інтенсивності потоку випромінювання, що проходить через стандартний розчин, з інтенсивністю потоку випромінювання, що проходить через розчин порівняння, поглинання якого приймають рівним нулю. Будують калібрувальний графік.

Калібрувальна пряма являє собою пряму лінію, що йде з початку координат.

Потім вимірюють оптичну щільність аналізованого розчину y за графіком визначають його концентрацію.

Лабораторна робота № 7 **ВИЗНАЧЕННЯ КУПРУМУ(II)**

В аміачних розчинах йони купруму утворюють комплексні йони синього кольору:



Інтенсивність забарвлення таких розчинів можна визначити фотокolorиметрично.

Порядок виконання роботи:

1. Візьміть 7 мірних колб на 100 мл для приготування стандартних розчинів солі купруму(II). Напишіть на них склографом номера 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2. Налийте з бюретки в колби, починаючи з колби № 1, точне число мл розчину солі купруму(II), що містить 1 мг купруму в 1 мл розчину (див. табл. 5) або інші об'єми на розсуд викладача.

Таблиця 5

Реагенти для фотометричного визначення купруму(II)

| № колби | Об'єм солі купруму(II), мл | Концентрація купруму(II), мг/мл | Об'єм розчину амоніаку, мл | Оптична щільність |
|---------|----------------------------|---------------------------------|----------------------------|-------------------|
| 0 | 0 | | 5 | |
| 1 | 1 | | 5 | |
| 2 | 2 | | 5 | |
| 3 | 3 | | 5 | |
| 4 | 4 | | 5 | |
| 5 | 5 | | 5 | |
| 6 | 6 | | 5 | |
| x | x | | 5 | |

3. У кожену колбу долийте циліндром по 5 мл 25 % (концентрованою) розчину амоніаку, додайте дистильованої води до мітки, закрийте пробкою, добре перемішайте.

4. Виміряйте оптичну щільність кожного стандартного розчину й запишіть у таблицю 4. Вимірювання проводьте щодо розчину в колбі 0 (нульовий розчин) у кюветах з $b = 34$ мм із використанням жовтого світлофільтра.

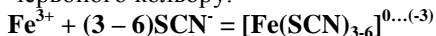
5. За результатами побудуйте калібрований графік на міліметровому папері в координатах А – С.

6. Отримайте у викладача контрольне завдання з невідомою концентрацією солі купруму(II) (колба № x), додайте 5 мл 25 % розчину амоніаку, доведіть дистильованою водою до мітки. Закрийте пробкою, добре перемішайте.

7. Виміряйте оптичну щільність контрольного розчину A_x і за графіком визначте концентрацію купруму(II) C_x .

Лабораторна робота № 8
ВИЗНАЧЕННЯ ФЕРУМУ(III)

Йони феруму(III) утворюють із роданид-йонами комплексні сполуки кроваво-червоного кольору:



Забарвлення розчинів нестійке, тому їх готують безпосередньо перед виміром оптичної щільності.

Порядок виконання роботи:

1. Візьміть 6 мірних колб на 100 мл для готування стандартних розчинів солі феруму(III). Напишіть на них склогографом номера 1, 2, 3, 4, 5, 6.

2. Налийте з бюретки в колби, починаючи з колби № 1, точне число мл розчину солі феруму(III), що містить 0,02 мг феруму в 1 мл розчину (див. табл. 6) або дані викладача.

3. У кожную колбу циліндром додайте по 2 мл розведеної (1:1) азотної кислоти й по 10 мл 10 %-ного розчину амоній роданиду (NH_4SCN). Додайте дистильованої води до мітки, закрийте пробкою, добре перемішайте.

Таблиця 6

Реагенти для фотометричного визначення феруму(III)

| № колби | Об'єм солі феруму(III), мл | Концентрація феруму(III), мг/мл | Об'єм розчину HNO_3 , мл | Об'єм р-ну NH_4SCN , мл | Оптична щільність |
|---------|----------------------------|---------------------------------|-----------------------------------|---|-------------------|
| 1 | 0,5 | | 2 | 10 | |
| 2 | 1,0 | | 2 | 10 | |
| 3 | 2,0 | | 2 | 10 | |
| 4 | 3,0 | | 2 | 10 | |
| 5 | 4,0 | | 2 | 10 | |
| 6 | 5,0 | | 2 | 10 | |
| x | x | | 2 | 10 | |

4. Виміряйте оптичну щільність кожного стандартного розчину в кюветах з $b = 34$ мм із використанням синього світлофільтра. За “нульовий розчин” візьміть дистильовану воду. Результати вимірів запишіть у таблицю 5.

5. За отриманим значенням оптичної щільності побудуйте калібрувальний графік на міліметровому папері в координатах А – С.

6. Отримайте у викладача контрольне завдання з невідомою концентрацією солі феруму(III) (колба № x), додайте 2 мл розведеної

(1:1) азотної кислоти, 10 мл розчину амоній роданіду, доведіть дистильованою водою до мітки. Закрийте пробкою, добре перемішайте.

7. Виміряйте оптичну щільність контрольного розчину A_x і за графіком визначте концентрацію феруму(III) C_x .

ПОТЕНЦІОМЕТРІЯ

Метод потенціометрії заснований на залежності потенціалу електрода, зануреного в розчин, від концентрації певних йонів у даному розчині (рівняння Нернста). Потенціал скляного електрода, що використовується в роботі залежить від концентрації йонів гідрогену в розчині, що використовується при вимірюванні рН. Скляний електрод у парі з електродом порівняння, потенціал якого не залежить від рН, опускають в розчин, що визначається і вимірюють різницю їх потенціалів. Вольтметр, що використовується для вимірів, має шкалу, градуйовану як у мілівольтах, так і в одиницях рН, що дозволяє знімати показання рН розчину безпосередньо зі шкали приладу.

При кислотно-основному титруванні додавання кожної порції титранта викликає зміну рН розчину. На цьому ґрунтується потенціометричне титрування. До точного об'єму розчину, що визначається, послідовно додають невеликі порції стандартного розчину й після кожного додавання вимірюється рН. Точки еквівалентності визначають графічно (див. рис. 10 і 11).

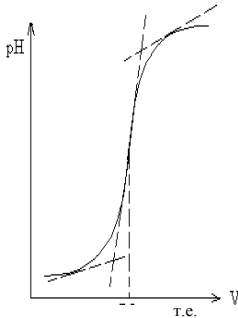


Рис. 10. Інтегральна крива: точка еквівалентності відповідає середині відрізка дотичної стрибка титрування.

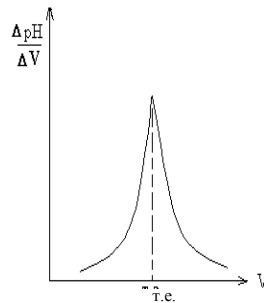


Рис. 11. Диференціальна крива: точка еквівалентності відповідає максимуму кривої.

ГЕОХІМІЯ ДОВКІЛЛЯ

Розглянуті раніше якісні реакції на катіони та аніони, методи кількісного їх визначення широко використовуються в екологічних дослідженнях для встановлення якісного та кількісного хімічного складу зразків ґрунту, води, атмосфери. Саме такі дослідження є основою для екологічних висновків.

Лабораторна робота № 1

ВИЗНАЧЕННЯ ВОЛОГИ, ЗОЛЬНОСТІ ТА ОРГАНІЧНОЇ РЕЧОВИНИ В ПОВІТРЯНО-СУХОМУ ҐРУНТІ

Планета Земля складається з 3-х основних оболонок: кори, мантії та ядра. Земна кора – це верхня оболонка Землі, яка має товщину на континентах 40-80 км, під океаном – 5-10 км і становить близько 1% маси Землі. Основними елементами земної кори є Оксиген, Силіцій, Гідроген, Алюміній, Ферум, Магній, Кальцій і Натрій, які утворюють 95% її маси. У верхній частині континентальної земної кори (літосфері) знаходяться ґрунти. Вони мають товщину від 15-25 см до 2-3 м. Осадові породи літосфери і ґрунти складаються з органічних і неорганічних речовин. Ця суміш знаходиться в усіх сферах Землі і утворює найактивнішу плівку життя, яку називають біосферою.

Біосфера – це оболонка Землі, що включає частини атмосфери, гідросфери і літосфери й заселена живими істотами. Її основні компоненти: 1) жива речовина (рослини, тварини, мікроорганізми); 2) біогенна речовина (органічні та органомінеральні продукти, які створені живими організмами: торф, нафта, кам'яне вугілля, сланці); 3) нежива речовина (вода, гірські породи); 4) біососна речовина (ґрунти, мули, осадові породи); 5) радіоактивне, електромагнітне та інші види випромінювання; 6) космічні тіла (метеорити, зірки, зоряні дощі тощо).

Структурною одиницею біосфери є біогеоценоз. Найважливіша функція його – біогенний кругообіг речовин, внаслідок якого хімічні елементи переходять з одного трофічного рівня на інший, звільняючись з живої речовини і знову включаючись до її складу. В результаті цього відбувається нагромадження органічних сполук. Для оцінки особливостей біологічного кругообігу хімічних елементів запропоновано декілька понять і критеріїв.

- **Біомаса** – це кількість живої матерії, яка накопичена за певний час біогеоценозом на одиницю площі (кг/га, ц/га, т/га).
- **Запас біомаси** – це вся маса живої речовини.
- **Структура біомаси** включає склад і кількісне співвідношення всіх компонентів біомаси та характеризує їх участь в накопиченні органічних речовин.
- **Опад** – це щорічно відмираюча біомаса (листя, стебла, квіти, відмерлі корені).
- **Приріст біомаси** (кг/м², ц/га тощо): первинний приріст складає масу живої речовини на одиницю площі за одиницю часу, яка утворена автотрофами; вторинний приріст – це маса живої речовини, що утворена гетеротрофами. Фактичний (істинний) приріст являє собою масу органічної речовини, що утворена за одиницю часу без опадів.
- **Протяжність або довжина біогеохімічного циклу хімічних елементів** (у роках):

$$P = \frac{\text{Запас біомаси (т/га)}}{\text{Приріст біомаси (т/га)}}$$
- **Швидкість біологічного кругообігу** – період від поглинання хімічного елементу живими організмами до повернення його в середовище існування. Виражається в одиницях маси (г, кг, ц, т) за біогеохімічний цикл (місяць, рік, століття).
- **Зольність** – вміст хімічних елементів у золі біомаси без вмісту летких елементів. Сума всіх зольних елементів називається зольністю рослини або зольністю всієї біомаси. Виражається у відсотках відносно маси сухої речовини.
- **Інтенсивність біологічного кругообігу** відображає швидкість накопичення хімічних елементів в біогеоценозі. Визначається як маса зольних хімічних елементів в прирості за одиницю часу (добу, місяць, рік).
 Інтенсивність міграції хімічних елементів визначається також індексом міграції. Він дорівнює відношенню маси підстилки до маси опадів, що утворюється за один рік. Чим більше індекс, тим нижче інтенсивність кругообігу (в тундрі значення індексу максимальне). Найбільш швидко кругообіг відбувається в тропічних та субтропічних лісах.
- **Біологічна продуктивність** – це відтворення біомаси рослин, мікроорганізмів і тварин, які входять до складу біогеоценозів. Виражається у кг/м² або кг/м³. Щоб оцінити значення виду чи популяції для кругообігу речовин і його біологічну продуктивність треба знати не тільки його біомасу, але й відносну швидкість приросту або час її повного відновлення.

Розрізняють первинну продуктивність, що характеризується швидкістю, з якою автотрофні організми в процесі фотосинтезу зв'язують енергію і запасують її у формі органічних речовин; і вторинну продуктивність – швидкість утворення продукції гетеротрофами.

Продуктивність біогеоценозів дуже різна. Підраховано, що в цілому первинна продуктивність біосфери складає 83 млрд. т органічної речовини, з яких 30 млрд. – це біогеоценози моря, а 53 млрд. т – біогеоценози суходолу. Харчування людей забезпечується головним чином сільськогосподарськими культурами, що займають близько 10 % площі суші і дають 8,7 млрд. т органічної речовини. Крім того, велика маса первинної продукції використовується людиною як паливо, технічні ресурси, бавовна, льон тощо. Тобто життя людей залежить від продуктивності основних біогеоценозів і біологічного кругообігу речовини.

Біологічне середовище для живих істот забезпечує ґрунт, який перебуває у постійних обмінних взаємодіях з іншими елементами біосфери і залежить від їх стану. У ґрунті можна виділити кілька основних горизонтів:

- гумусовий, в якому знаходиться основна маса органічної речовини; утворюється з підстилки та перегнійного горизонту за участю живої речовини внаслідок посмертного розкладання органічних залишків та синтезу нових сполук;
- ілювіальний, в якому накопичуються поживні речовини;
- материнська порода.

Процес переробки опадів рослин і решток тіл тварин називають гуміфікацією. Гумус запобігає вимиванню поживних речовин, поліпшує структуру ґрунту і забезпечує утримання вологи в своїй товщі, що фактично і визначає родючість ґрунтів. Залежно від вмісту гумусу розрізняють чорноземи, що містять 7-8 % гумусу, та підзолисті ґрунти, в яких цей показник складає всього 2-3 %.

Порядок виконання роботи:

Визначення вологи в ґрунті. Алюмінієвий бюкс зважить з точністю до 0,01 г, на $\frac{2}{3}$ наповнить повітряно-сухим ґрунтом, закрийте кришкою і знову зважить. Бюкс поставте в сушильну шафу, нагріту до температури 100-105°C, відкрийте кришку і сушіть до сталої маси. Вологу обчисліть за формулою:

$$B = \frac{a \cdot 100}{b},$$

де: B – волога, %;

а – маса води, що випарувалась, г;
в – маса повітряно-сухого ґрунту, г.

Визначення вмісту золи у наважці ґрунту (у %) В зважений тигель помістіть 5 г ґрунту і нагрійте на полум'ї пальника до утворення вуглеподібної маси і припинення виділення диму. Потім полум'я підсильте і грійте до перетворення всього вмісту тигля на золу світлосірого кольору. Для прискорення процесу можна тигель поставити у муфельну піч на 15 хв. При температурі 500° С. Охолодіть тигель і зважте.

Вміст золи у наважці розрахуйте за формулою:

$$C = \frac{a \cdot 100}{p},$$

де: С – масова частка золи, %;
а – маса золи, г;
р – наважка повітряно-сухого ґрунту, г.

Визначення зольності ґрунту у відсотках відносно маси абсолютно сухого ґрунту.

$$ЗГ = \frac{a \cdot (100 + в)}{p},$$

де: ЗГ – зольність ґрунту, %;
а – маса золи, г;
в – вологість ґрунту, %;
р – наважка абсолютно сухого ґрунту, г.

Визначення вмісту органічних речовин (в %) в наважці повітряно-сухого ґрунту. За різницею маси повітряно-сухого ґрунту і маси золи знайдіть приблизний вміст органічних речовин в ґрунті і розрахуйте їх відсотковий вміст.

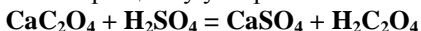
Лабораторна робота № 2

ВІДКРИТТЯ КРИСТАЛІВ ОКСАДАТУ КАЛЬЦІУ В КЛІТИНАХ РОСЛИН

В процесі життєдіяльності живих організмів часто утворюються токсичні речовини. Наприклад, аміак, пероксид водню, різні мінеральні і органічні кислоти тощо. Існують цілі системи знешкодження таких речовин, внаслідок чого неотруйні сполуки виводяться з організму або відкладаються в ньому. Так, досить токсична оксалатна кислота нейтралізується іонами Кальцію з утворенням нерозчинної солі оксалату кальцію. Ця сполука

відкладається в клітинах у вигляді кристалів. Вони добре помітні на зрізах рослин в мікроскопі при малому збільшенні в старих і відмираючих клітинах. Це можуть бути поодинокі кристали різної форми, зрослені друзи або зібрані в пучки рафіди. Особливо багато кристалів оксалату кальцію знаходиться у корі дерев, листках, лусках цибулин тощо.

Оксалат кальцію можна визначити і кількісно. Для цього необхідно взяти наважку рослинного матеріалу і обробити розведеною сульфатною кислотою. При цьому утворюється оксалатна кислота:



Оксалатну кислоту відтитрують розчином перманганату калію.



При розрахунках треба мати на увазі, що молярна маса еквівалента оксалатної кислоти дорівнює $\frac{1}{2}$ її молярної маси, а молярна маса еквівалента Ca^{2+} - 20,04 г\моль.

Порядок виконання роботи:

1. Виявлення кристалів оксалату кальцію під мікроскопом. Виготовте препарат сухої луски цибулі і знайдіть клітини з паличкоподібними і хрестоподібними кристалами оксалату кальцію. Зробіть зріз черешка шавлю та бегонії і також розгляньте в мікроскоп. Замалуйте клітини.

2. Визначення Кальцію в лусках цибулин. Відважте 1 г сухої луски цибулі і помістіть її в фарфоровий тигель (або в жерстяну баночку). Тримавши тигель щипцями, обережно нагрійте його на полум'ї газового пальника до утворення вуглеподібної маси і припинення виділення диму. Потім полум'я підсильте і прокаліть речовину до повного озолення (якщо спалювання проводиться в муфельній печі, тигель витримайте 15 хв при температурі 500°C). Тигель охолодіть, а попіл кількісно перенесіть в стакан і додайте 5 мл води. Осад оксалату кальцію легко розчиняється в мінеральних кислотах і нерозчинний в слабо-лужному середовищі. Тому перевірте рН. Підтримуйте рН = 8-9. При необхідності додайте краплину гідроксиду амонію. Через 10 хв розчин злийте декантацією, а до осаду додайте 5 мл розведеної сульфатної кислоти, розчин підігрійте до 70-80°C і відтитруйте перманганатом калію до появи слабого малинового забарвлення, яке не зникає на протязі 1-2 хв.

Масу кальцію розрахуйте за формулою:

$$m = N(\text{KmnO}_4) \cdot V(\text{KmnO}_4) \cdot 0,001 \cdot M_{\text{екв.}}(\text{Ca}),$$

де: N – нормальність розчину KmnO_4 , (моль/л);

V – об'єм перманганату калію, який витрачений на титрування, (мл);

$M_{\text{екв.}}(\text{Ca})$ – молярна маса еквіваленту Ca, (г/моль).

Лабораторна робота № 3

ВІДБІР ПРОБ ДЛЯ БІОГЕОХІМІЧНИХ АНАЛІЗІВ

Існують такі види біогеохімічних зразків: точкова проба (відбирається за один раз у одному місці); об'єднана проба (це зібрані разом і перемішані точкові проби); середня проба (відбирається з об'єднаної), наважка (частина середньої проби, яка необхідна для проведення аналізів).

Для твердих зразків (грунт, зерно, рослини, сіно та ін.) найчастіше використовують метод конверта або квадрата. При цьому відбирають 5 точкових проб, змішують, беруть середню пробу і поміщають у мішечок. Підписують етикетку, в якій повинні міститись такі дані: назва зразка, номер та вид проби, місце відбору проби, дата відбору проби, прізвище того, хто відбирав. Етикетку поміщають у мішечок із зразком.

При вивченні біогеохімічних особливостей рослин відбирають такі, які найбільше розповсюджені в цьому районі. Їх кількість, як правило, не повинна перевищувати п'яти.

Якщо досліджуються трав'янисті рослини, для проби береться тільки наземна частина. В деревах і чагарниках вибирається одна й та сама частина (листя, пріріст, кора тощо).

Маса біогеохімічних проб складає 20-50 г мокрої речовини. При цьому користуються ножами, садовими ножицями, сучкорізами. Всі проби повинні сушитися при однакових метеорологічних умовах.

Висушені і подрібнені проби озолують в муфельних печах або в фарфорових чи металевих тиглях. Показником повного озолення проби є поява рівномірного забарвлення сажі та відсутність чорного вугілля. Сажу розтирають і зберігають в закритому посуді.

Гідрохімічні проби відбирають з річок, каналів, водосховищ, озер тощо. Проводять, як правило, серійний відбір. При цьому визначають певні точки по акваторії, з яких відбирають проби на різних глибинах і в різний час. У процесі транспортування або зберігання проводять консервування проб додаванням сильних неорганічних кислот або хлороформу.

Порядок виконання роботи:

1. Проведіть відбір серії простих проб на річках Тетереві та Кам'янці.
2. Відберіть з кожної простої проби по 200 мл води, змішайте і отримайте середню пробу.
3. На місці відбору проб визначте температуру повітря і води, рН та глибину, з якої вода відбиралась.
4. Охарактеризуйте зовнішній вигляд води: каламутна чи прозора, якого кольору, чи має запах.
5. До кожної середньої проби підготуйте етикетки з отриманими даними і закріпіть їх на пляшках з пробями.
6. Отримані дані занесіть в лабораторний зошит.
7. Запишіть свої спостереження і зробіть висновок щодо екологічного стану річок та їх берегів.

Лабораторна робота № 4

**БІОХІМІЧНИЙ КРУГООБІГ ФОСФОРУ.
ВИЗНАЧЕННЯ У ВОДІ ВМІСТУ СПОЛУК ФОСФОРУ**

Фосфор належить до найбільш поширених у природі хімічних елементів. Він дуже активний, тому у вільному стані майже не зустрічається. Основна маса його зосереджена у літосфері – входить до складу більш як 200 мінералів. При руйнуванні гірських порід фосфати потрапляють у ґрунт і під дією ґрунтових кислот розчиняються і засвоюються рослинами. Концентрується Фосфор в основному в плодах і насінні. В організм тварин і людини він надходить з продуктами рослинництва. Надзвичайно важлива роль цього елемента в складі білків, нуклеїнових кислот, ферментів, вітамінів тощо. В тваринних організмах він знаходиться в кістках, м'язах, нервовій тканині. В організмі людини в середньому міститься близько 1,5 кг Фосфору. В результаті розпаду фосфоровмісних органічних сполук (нуклеопротейдів, фосфопротейдів, фосфатидів, аденозинтрифосфорної кислоти, фосфатних естерів тощо) утворюються різноманітні солі: однозаміщені і двозаміщені солі калію, натрію, амонію, кальцію і магнію – Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ тощо. Кількість солей фосфатної кислоти, яка виділяється з сечею в людському і тваринному організмі, відображає інтенсивність обміну фосфоровмісних сполук і в середньому складає 2,5-3,5 г за добу при перерахунку на P_2O_5 . Співвідношення між однозаміщеними і двозаміщеними солями змінюється в залежності від характеру їжі. При споживанні м'яса

виділяються в основному однозаміщені солі. При споживанні овочевих продуктів з сечею видаляються в основному двозаміщені солі фосфатної кислоти. В ґрунт фосфор повертається разом з органічними рештками та відходами. Специфічні фосфобактерії переводять фосфорорганічні сполуки знову у мінеральний стан.

У сучасних умовах ведення сільського господарства рівень врожайності ґрунтів в значній мірі залежить від вмісту в них засвоюваних фосфатів. Але майже 70 % Фосфору втрачається із ґрунту внаслідок водної та вітрової ерозії, у великій кількості він виноситься з урожаєм, змивається дощем і снігом. Тому запаси Фосфору в ґрунті необхідно постійно поповнювати. Щорічно у світі нарабляють $20 \cdot 10^6$ т фосфорних добрив. Загальна властивість ґрунту поглинати фосфати дуже висока, але в перший рік після внесення добрив поглинається тільки 30 % Фосфору, тому виникає постійна необхідність збільшувати норми, а це призводить до „фосфатизації суші”. Фосфати вимиваються з ґрунту в водойми. Тут вони засвоюються фітопланктоном і по харчовому ланцюгу повертаються в кругообіг у вигляді фекалій (гуано) птахів. Друга частина фосфатів осідає у вигляді кулеподібних утворень, за складом близьких до апатитів, і випадає з кругообігу.

Надмірний вміст Фосфору в водоймах викликає бурхливе розмноження водоростей, яке називають „двітінням води”. Цей процес супроводжується значним зменшенням кількості розчиненого у воді кисню, що призводить до загибелі планктонних організмів, риби, птахів. Екосистема таким чином руйнується. Це явище називається евтрофікацією водоймищ.

Люди, концентруючись у містах, також стають причиною переміщення значної кількості фосфору через харчовий ланцюг та каналізацію у водне середовище. Використання фосфатів для виробництва синтетичних миючих засобів призвело до 2-3 кратного збільшення вмісту фосфору у побутових стічних водах та до 100 кратного – у промислових. Чисельні дослідження свідчать, що частка фосфору у міських побутових стічних водах, що припадають на душу населення, складає до 3 кг на рік. Небезпеку для екосистем та людини являють фосфовмісні пестициди, антикорозійні засоби, сикативи, пігменти, техногенні викиди, відходи тваринницьких ферм тощо.

Порядок виконання роботи:

1. Приготування молібденових розчинів А і Б. У хімічному стакані нагрійте майже до кипіння 100 мл дистильованої води і додайте до неї 10 г молібдату амонію. Гарячий розчин відфільтруйте і

охолодіть. Додайте до фільтрату 200 мл концентрованої хлоридної кислоти і 100 мл води. Отриманий розчин зберігайте у темній посудині у темному місці. Перед визначенням фосфору потрібну кількість реактиву А розведіть у 5 разів і отримайте реактив Б, яким і користуйтесь.

2. Колориметрування з використанням фотоелектроколориметра КФК-2:

- виберіть світлофільтр. Для цього виміряйте оптичну густину забарвленого розчину з використанням всіх світлофільтрів. Виберіть такий, для якого оптична густина максимальна. Для розчину, забарвленого в синій колір, як правило, світлофільтр жовто-зелений або червоний;

- виберіть кювету. Для цього забарвлений розчин залийте в кювету і виміряйте оптичну густину. Використовують кювети, якщо оптична густина складатиме 0,3-0,5;

- перевірте, чи перемикач чутливості стоїть на 0;

- стрілку амперметра поставте на 0;

- при відкритому кюветному відділенні включіть колориметр в електромережу для прогрівання (15 хв);

- поставте необхідний світлофільтр;

- візьміть дві однакові кювети, в одну налийте дистильованої води, а в другу – приготовлений розчин, поставте їх в кюветну камеру;

- поставте необхідну довжину хвиль;

- закрийте кюветну камеру і по кюветі з водою встановіть стрілку мікроамперметра на нульову поділку шкали екстинкції (100 % на шкалі коефіцієнта світлопропускання);

- ручкою зміни кювет поставте в світловий потік кювету з розчином, концентрація якого визначається. Зафіксуйте значення оптичної густини.

Приготування стандартних розчинів для побудови калібрувального графіку. На аналітичних терезах зважте 0,245 г K_2HPO_4 і розчиніть його в 1 л 0,1 Н розчину HCl . В 1 мл цього розчину міститься 0,1 мг P_2O_5 .

Візьміть 4 колбочки на 100 мл і послідовно відміряйте в кожную таку кількість гідрофосфату калію: в першу – 1 мл, в другу – 2 мл, в третю – 3 мл, в четверту – 5 мл. Колби долийте 0,1 Н розчином HCl до риски і старанно перемішайте. З кожної колби візьміть в окрему пробірку по 5 мл рідини, додайте по 5 мл реактиву Б і 2-3 краплі хлористого олова або аскорбінової кислоти і через декілька хвилин, коли перестане зростати інтенсивність блакитного забарвлення, на фотоелектроколориметрі визначіть оптичну густину для кожної

пробірки. Побудуйте градуйовану криву для визначення фосфору. Для цього по горизонтальній осі (вісь абсцис) відкладіть концентрації P_2O_5 в мг на 100 мл розчину, які будуть дорівнювати відповідно: 1 – 0,1 мг; 2 – 0,2 мг; 3 – 0,3 мг; 4 – 0,5 мг, а по вертикальній осі (вісь ординат) – оптичну густину, яка відповідає кожній пробірці. Проведіть через отримані точки лінію, яка і буде градуйованою кривою.

Визначення вмісту фосфору у воді. В пробірку налейте 5 мл води, що аналізується, додайте 5 мл розчину Б і 2-3 краплі розчину станум(II) хлориду або аскорбінової кислоти, перемішайте розчин і через декілька хвилин, якщо з'явилося блакитне забарвлення і інтенсивність його не збільшується, визначіть оптичну густину розчину. По калібрувальному графіку знайдіть концентрацію P_2O_5 в мг у досліджуваному розчині.

Лабораторна робота № 5 **ВИЗНАЧЕННЯ КЛІТКОВИНИ (ЦЕЛЮЛОЗИ)** **В РОСЛИННОМУ КОРМІ**

Целюлоза відноситься до найпоширеніших речовин, які існують у живій природі. Це пов'язано з тим, що вона є основною складовою частиною мембран рослинних клітин, обумовлюючи їх пружність і еластичність. Саме від слова клітина (целюлоза – від латинського *cellula* – клітинка) походить її назва.

Загальна формула клітковини не відрізняється від крохмалю ($C_6H_{10}O_5$)_n, вона має нерозгалужену лінійну будову і складається із залишків глюкози, зв'язаних між собою 1,4-глікозидними зв'язками. Кількість залишків глюкози досягає кількох тисяч, що обумовлює молекулярну масу клітковини від 500 тис. до 20 млн.

В траві і зелених листках міститься до 30 % целюлози, у деревині – близько 70 %, а у волосках насіння бавовнику – 95-98 %. Окремі ниткоподібні молекули клітковини при взаємодії одна з одною утворюють міцні міцели, які за допомогою водневих зв'язків об'єднуються у фібрили. Внаслідок цього, на відміну від крохмалю, целюлоза не входить до складу продуктів харчування людини. У чистому вигляді целюлоза – волокниста речовина без запаху і смаку. Специфічна будова обумовлює нерозчинність клітковини у воді та в органічних розчинниках.

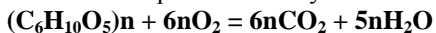
Клітковина має надзвичайно велику механічну і хімічну стійкість. В кожному глюкозному залишку (мономері) міститься по три спиртових гідроксила, які надають їй властивостей багатоатомних

спиртів. Завдяки цьому целюлоза вступає в реакції з спиртами і кислотами з утворенням різних етерів і естерів, більшість з яких має велике практичне значення. Подібно до крохмалю, вона гідролізується при дії розведених кислот. Сумарне рівняння гідролізу має такий вигляд:



Велика кількість одержаної таким способом глюкози переробляється на етанол (C_2H_5OH). Такий спирт, добутий з деревини, називається гідролізним. У виробництві гідролізного спирту 1 т деревини замінює 1,5 т картоплі або 0,7 т зерна.

Як і всі органічні речовини, клітковина горить в присутності кисню, перетворюючись в неорганічні сполуки:



При нагріванні без доступу повітря целюлоза розкладається з утворенням деревного вугілля, води та легких органічних речовин: метанолу, ацетатної кислоти, ацетону тощо.

Вільні гідроксильні групи клітковини дозволяють їй активно вступати у взаємодію з спиртами і кислотами з утворенням різноманітних етерів та естерів. Так, при обробці клітковини сумішшю концентрованих нітратної і сульфатної кислот утворюються нітрати клітковини. В залежності від умови реакції можна одержати заміщення залишками нітратної кислоти одного, двох або усіх трьох гідроксилів в глюкозі. Суміш моно- та динітроклітковини має назву колодійної вати, або колоксиліну. Його розчин в спирті і ефірі використовують в медицині під назвою колодія для прикріплення пов'язок і закривання невеликих ран. Із колоксиліну, камфори і спирту роблять целулоїд. Тринітроклітковина – це вибухова речовина, яка має назву піроксилін. Із нього готують бездимний порох. При дії на клітковину суміші ацетатного ангідриду та ацетатної кислоти утворюються ацетати клітковини, які широко застосовуються для виробництва штучного шовку, лаків, штучної шкіри, пластмас, електроізоляційних матеріалів, целофану тощо.

При обробці клітковини лугом, а потім сірковуглецем одержують ксантогенати клітковини, які легко розчиняються в розведених лугах з утворенням в'язкого розчину, що називається віскоза. З неї роблять штучний шовк, різні трикотажні вироби.

Целюлозу в складі деревини використовують як будівельний матеріал, для виготовлення різних столярних виробів, в виробництві паперу, плівок, а з целюлози волокнистих матеріалів (льону, бавовни, коноплі) роблять нитки, тканини, канати, вату, іоніти тощо.

Клітковина погано перетравлюється в шлунку тварин, тому великий вміст її в рослинних кормах значно погіршує їх якість. Таким чином, кількість клітковини в кормах – це важливий зоотехнічний показник. Щоб його визначити, треба рослинну наважку обробити сумішшю ацетатної, нітратної і трихлорацетатної кислот. Знаючи масу корму, який береться для аналізу, і масу залишку, що утворився після обробки наважки кислотами, можна обчислити процент клітковини в кормах.

Цей метод визначення клітковини використовують також в галузях виробництва, пов'язаних з переробкою і застосуванням цієї найпоширенішої речовини.

Порядок виконання роботи:

Візьміть 10 г корму, подрібніть ножицями, помістіть у колбу на 200 мл і залийте сумішшю 80 % ацетатної (75 мл), нітратної (5 мл густиною 1,4) і трихлорацетатної (2 мл) кислот, Колбу закрийте зворотним холодильником або резиновою пробкою з вставленою скляною трубкою і кип'ятіть 20 хвилин. Вміст колби профільтруйте через зважений фільтр і промийте осад гарячою водою до зникнення запаху ацетатної кислоти, а потім спиртом, щоб прискорити висушування.

Вміст клітковини обчисліть за формулою:

$$K = \frac{100 \cdot (a - b)}{c},$$

де: a – маса фільтра з клітковиною, г;

b – маса фільтра без клітковини, г;

c – наважка корму, г.

Лабораторна робота № 6

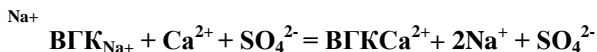
**ВИЗНАЧЕННЯ НЕЙТРАЛІЗУЮЧОЇ ЗДАТНОСТІ
ВАПНЯКОВИХ ДОБРІВ**

Вапнякові добрива нейтралізують кислі ґрунти. CaCO_3 та $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ – це основні речовини для хімічної меліорації ґрунтів, завдання якої полягає у ліквідації надлишкової кислотності ґрунтового розчину (вапнування), або усунення його надлишкової лужності (гіпсування). Процес вапнування полягає в тому, що відбувається взаємодія CaCO_3 з катіонами H^+ вбірного ґрунтового комплексу (ВГК):

^{н+}



При гіпсуванні у ґрунт вноситься гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Внаслідок його часткової розчинності відбувається реакція:



При цьому добре розчинний сульфат натрію вимивається з ґрунту водою. Кислотність ґрунту зумовлюється присутність в ньому іонів Гідрогену, Алюмінію та Мангану. Кількісно її можна виразити величиною рН. Кислотність буває актуальною і потенціальною.

Актуальна кислотність зумовлена іонами Гідрогену і залежить від наявності в ґрунті розчину вільних мінеральних та органічних кислот, а також гідролітично кислих солей та ступеню їх дисоціації.

Потенційна кислотність більша за актуальну і визначається поглинутими ґрунтом іонами. Вона обумовлена іонами Гідрогену, Мангану та Алюмінію, які знаходяться в ґрунтового розчині (актуальна кислотність) і які поглинуті вбінним ґрунтовым комплексом. Визначають її, вимірюючи рН сольових витяжок. Залежно від того, якою сіллю обробляють ґрунт, розрізняють обмінну та гідролітичну кислотності.

Обмінна кислотність визначається при обробці ґрунту розчином нейтральної солі KCl , а гідролітична – у витяжці гідролітичної солі CH_3COONa .

Коли ґрунт обробляють розчином CH_3COONa , у розчин з вбінного ґрунтового комплексу переходить більше іонів Гідрогену, Мангану та Алюмінію, ніж при взаємодії ґрунту з KCl . Тому гідролітична кислотність завжди буває більша за обмінну. Вона вимірюється в мг-еквівалентах іонів Гідрогену на 100 г ґрунту.

Таким чином, актуальна кислотність менша за обмінну, але остання менша за потенційну. Коли в ґрунт вноситься вапно, насамперед нейтралізується актуальна кислотність, далі – обмінна і гідролітична. Для нейтралізації актуальної кислотності потрібні невеликі дози вапна. Однак при докорінному покращанні ґрунтів дози вапна, що вносяться, значно збільшуються і зростають майже пропорційно кислотності.

Розрахунок дози вапна проводять за гідролітичною кислотністю:

$$\text{CaCO}_3 (\text{m/ga}) = \frac{H_r \cdot 50 \cdot 10 \cdot 3 \cdot 10^6}{10^9} = H_r \cdot 1,5,$$

де: H_r – гідролітична кислотність, мг-екв/100 г ґрунту;

50 – еквівалентна маса CaCO_3 ;

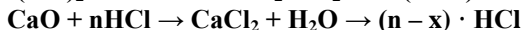
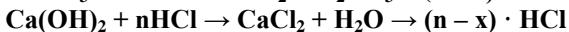
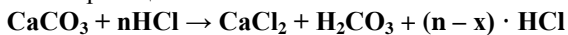
10 – коефіцієнт для перерахунку на 1 кг ґрунту;

3×10^6 – середня маса орного горизонту, 0-20 см, кг;

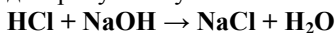
10^9 – коефіцієнт для переведення мг у тону.

Розрахована доза може бути іншою, якщо врахувати механічний склад ґрунту і місце, яке займає вапно у сівозміні.

Метод визначення ґрунтується на тому, що вапнякові добрива обробляють гарячою хлоридною кислотою (HCl). При цьому відбуваються такі реакції:



Хлоридної кислоти беруть дещо більше, ніж потрібно для цих реакцій. Надлишок відтитровують лугом:



За різницею між об'ємом хлоридної кислоти, яку було взято для нейтралізації добрива, і тією кількістю, що залишилася після реакції, визначають об'єм кислоти, який прореагував з вапняковим матеріалом. Вміст CaO або CaCO₃ у вапняковому добриві обчислюють за еквівалентом.

Порядок виконання роботи:

Вміст карбонату кальцію у вапняних добривах визначають, щоб правильно вирахувати норму витрат їх при вапнуванні кислих ґрунтів.

Один з найбільш простих методів визначення CaCO₃ полягає у наступному. Наважку вапняного добрива обробляють точно відміряним, але збільшеним об'ємом титрованого розчину хлоридної кислоти. Залишок HCl, який не вступив у реакцію з CaCO₃, відтитровують розчином NaOH. Визначивши кількість хлоридної кислоти, що пішла на розкладання вапна, вираховують масову частку (%) карбонату кальцію у добриві.

З проби вапняного добрива, що була розтерта та просіяна крізь сито ($d = 0,5$ мм), візьміть точну наважку 1 г перенесіть у мірну колбу на 250 мл, змочіть 2-3 мл води і поступово прилийте 25 мл 1 N розчину хлоридної кислоти. Коли бурне виділення оксиду карбону(IV) припиниться, додайте 100-150 мл води та кип'ятіть 15-20 хв (до повного видалення CO₂), доведіть його об'єм водою до мітки, перемішайте та залиште стояти, щоб тверді часточки осіли на дно.

Потім 50 мл зовсім прозорого розчину перенесіть у конічну колбу, додавши 2-3 краплі метилового оранжевого, титруйте залишок хлоридної кислоти 0,1 M розчином гідроксиду натрію до переходу

рожевого забарвлення на слабо-жовте. Масову частку (%) CaCO_3 у добриві вираховують за формулою:

$$w(\text{CaCO}_3) = \frac{(VK_{\text{HCl}} - V_{\text{NaOH}} K_{\text{NaOH}}) \cdot 0,005 \cdot 250}{50m} \cdot 100\% ,$$

де: V – об'єм досліджуваного розчину, що взятий для титрування (тобто 50 мл);

V_{NaOH} – об'єм 0,1 Н розчину NaOH, що пішов на титрування залишку HCl;

K_{HCl} та K_{NaOH} – поправки до нормальної концентрації розчинів HCl і NaOH;

0,005 – маса CaCO_3 , що відповідає 1 мл 1 Н розчину HCl;

m – наважка добрива.

ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОБОТИ СТУДЕНТІВ

Вивчення аналітичної хімії в закладі вищої освіти передбачає слухання лекцій, виконання лабораторних робіт, та самостійну роботу в позаурочний час. Форми самостійної роботи:

- 1) опрацювання конспекту лекцій;
- 2) робота з підручниками та навчальними посібниками;
- 3) підготовка до лабораторних робіт (вивчення теоретичного матеріалу, підготовка протоколу);
- 4) виконання індивідуальних домашніх завдань;
- 5) підготовка до захисту лабораторних робіт, модульної контрольної роботи, заліку та іспиту;
- 6) виконання розрахункових завдань.

Самостійна робота студента контролюється протягом всього вивчення навчальної дисципліни.

Оформлення письмових завдань повинно відповідати таким вимогам:

1) Робота виконується в окремому зошиті, який підписується так: прізвище, факультет, група, варіант завдання.

2) Завдання до кожної теми складається з 4-ох задач. Умову кожної задачі потрібно переписати на новій сторінці зошита, а рішення задачі обов'язково пояснити.

3) Якщо задача виконана невірно, її потрібно знову вирішити на тій самій сторінці.

4) Зошит з виконаними задачами в кінці семестру здається і залишається у викладача. Студент, що не виконав усі домашні і розрахункові завдання до іспиту не допускається.

Контрольні розрахункові завдання виконуються студентом за варіантом, що надається викладачем згідно таблиці 7.

Таблиця 7

Таблиця варіантів контрольних завдань

| № варіанту | Літера | Номери задач | | | | | | | | | | | |
|------------|--------|---------------------------|----|----|-----|------------------------|-----|-----|-----|------------------------------|-----|-----|-----|
| | | Початкова літера прізвища | | | | Початкова літера імені | | | | Початкова літера по-батькові | | | |
| 1 | А | 1 | 27 | 53 | 79 | 105 | 131 | 157 | 183 | 209 | 235 | 261 | 287 |
| 2 | Б | 2 | 28 | 54 | 80 | 106 | 132 | 158 | 184 | 210 | 236 | 262 | 288 |
| 3 | В | 3 | 29 | 55 | 81 | 107 | 133 | 159 | 185 | 211 | 237 | 263 | 289 |
| 4 | Г | 4 | 30 | 56 | 82 | 108 | 134 | 160 | 186 | 212 | 238 | 264 | 290 |
| 5 | Д | 5 | 31 | 57 | 83 | 109 | 135 | 161 | 187 | 213 | 239 | 265 | 291 |
| 6 | Є | 6 | 32 | 58 | 84 | 110 | 136 | 162 | 188 | 214 | 240 | 266 | 292 |
| 7 | Ж | 7 | 33 | 59 | 85 | 111 | 137 | 163 | 189 | 215 | 241 | 267 | 293 |
| 8 | З | 8 | 34 | 60 | 86 | 112 | 138 | 164 | 190 | 216 | 242 | 268 | 294 |
| 9 | І,Й | 9 | 35 | 61 | 87 | 113 | 139 | 165 | 191 | 217 | 243 | 269 | 295 |
| 10 | К | 10 | 36 | 62 | 88 | 114 | 140 | 166 | 192 | 218 | 244 | 270 | 296 |
| 11 | Л | 11 | 37 | 63 | 89 | 115 | 141 | 167 | 193 | 219 | 245 | 271 | 297 |
| 12 | М | 12 | 38 | 64 | 90 | 116 | 142 | 168 | 194 | 220 | 246 | 272 | 298 |
| 13 | Н | 13 | 39 | 65 | 91 | 117 | 143 | 169 | 195 | 221 | 247 | 273 | 299 |
| 14 | О | 14 | 40 | 66 | 92 | 118 | 144 | 170 | 196 | 222 | 248 | 274 | 300 |
| 15 | П | 15 | 41 | 67 | 93 | 119 | 145 | 171 | 197 | 223 | 249 | 275 | 301 |
| 16 | Р | 16 | 42 | 68 | 94 | 120 | 146 | 172 | 198 | 224 | 250 | 276 | 302 |
| 17 | С | 17 | 43 | 69 | 95 | 121 | 147 | 173 | 199 | 225 | 251 | 277 | 303 |
| 18 | Т | 18 | 44 | 70 | 96 | 122 | 148 | 174 | 200 | 226 | 252 | 278 | 304 |
| 19 | У | 19 | 45 | 71 | 97 | 123 | 149 | 175 | 201 | 227 | 253 | 279 | 305 |
| 20 | Ф | 20 | 46 | 72 | 98 | 124 | 150 | 176 | 202 | 228 | 254 | 280 | 306 |
| 21 | Х | 21 | 47 | 73 | 99 | 125 | 151 | 177 | 203 | 229 | 255 | 281 | 307 |
| 22 | Ц,Ч | 22 | 48 | 74 | 100 | 126 | 152 | 178 | 204 | 230 | 256 | 282 | 308 |
| 23 | Ш | 23 | 49 | 75 | 101 | 127 | 153 | 179 | 205 | 231 | 257 | 283 | 309 |
| 24 | Щ | 24 | 50 | 76 | 102 | 128 | 154 | 180 | 206 | 232 | 258 | 284 | 310 |
| 25 | Е, Ю | 25 | 51 | 77 | 103 | 129 | 155 | 181 | 207 | 233 | 259 | 285 | 311 |
| 26 | Я | 26 | 52 | 78 | 104 | 130 | 156 | 182 | 208 | 234 | 260 | 286 | 312 |

Тема 1. ДИСОЦІАЦІЯ СЛАБКИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

Слабкі електроліти. Константа і ступінь дисоціації

1. При якій концентрації фторидної кислоти (HF) у розчині, ступінь її дисоціації буде дорівнює 2 %?
2. Знайти концентрацію амоніаку гідрату $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ у розчині, якщо рН розчину дорівнює 9.
3. У суміші нітратної й нітритної кислот концентрація нітрит-йона дорівнює 10^{-3} М, а рН = 2. Визначить концентрацію нітратної кислоти в розчині.
4. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{CaCrO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \dots$
5. Знайти ступінь дисоціації фторидної кислоти HF у її 0,05 М розчині.
6. Обчисліть рН 0,2 М розчину амоніак гідрату $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
7. В 0,1 М розчин сульфїтної кислоти додали сульфатну кислоту до рН = 1. Нехтуючи зміною об'єму розчину при цьому, визначте концентрацію сульфїт-йона.
8. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{BaCrO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \dots$
9. Знайти ступінь дисоціації амоніак-гідрату $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ у його 0,1 М розчині.
10. Знайти молярну концентрацію оцтової кислоти CH_3COOH , якщо рН її розчину дорівнює 4.
11. В 0,2 М розчин ортофосфатної кислоти додали сульфатну кислоту до рН = 1. Нехтуючи зміною об'єму розчину, визначите концентрацію ортофосфат-йона.
12. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{BaCrO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \dots$
13. Знайти ступінь дисоціації мурашиної кислоти HCOOH у її 0,2 М розчині.
14. Обчисліть рН 0,3 М розчину оцтової кислоти CH_3COOH .
15. В 0,6 М розчин ціанїдної кислоти додали сульфатну кислоту до рН = 2. Нехтуючи зміною об'єму розчину, визначите концентрацію ціанїд-йона.
16. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{NaOH} + \text{HCN} \rightarrow \dots$
17. Знайти ступінь дисоціації оцтової кислоти CH_3COOH у її 0,4 М розчині.
18. Знайти рН 0,2 М розчину фосфатної кислоти H_3PO_4 .

19. В 0,3 М розчин щавелевої кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ додали сульфатну кислоту до $\text{pH} = 1$. Нехтуючи зміною об'єму розчину при цьому, визначите концентрацію оксалат-йона.

20. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$

21. При якій концентрації оцтової кислоти (CH_3COOH) у розчині ступінь її дисоціації буде дорівнювати 1 %?

22. Знайти концентрацію фосфатної кислоти (H_3PO_4), якщо pH її розчину дорівнює 3.

23. У суміші фторидної і хлоридної кислот концентрація фторид-йона дорівнює 10^{-3} М, а $\text{pH} = 1$. Визначте концентрацію фторидної кислоти в розчині.

24. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_2 \rightarrow \dots$

25. При якій концентрації мурашиної кислоти (HCOOH) у розчині ступінь її дисоціації буде дорівнювати 4 %?

26. Знайти pH 0,1 М розчину сульфїтної кислоти (H_2SO_3).

27. В 0,2 М розчин нітратної кислоти додавали гідрогенхлорид до $\text{pH} = 1$. Нехтуючи зміною об'єму розчину при цьому, визначите концентрацію нітрит-йона.

28. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{BaC}_2\text{O}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \dots$

29. При якій концентрації амоніак-гідрату $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ у розчині ступінь його дисоціації буде дорівнювати 1,5 %?

30. Знайти молярну концентрацію сульфїтної кислоти (H_2SO_3), якщо pH її розчину дорівнює 2.

31. В 0,1 М розчин амоніак-гідрату ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) додали натрій гідроксид до $\text{pH} = 13$. Нехтуючи зміною об'єму розчину при цьому, визначите молярну концентрацію йона амонію.

32. Обчисливши константу рівноваги, визначте можливість протікання реакції: $\text{CaC}_2\text{O}_4 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \dots$

33. Константа дисоціації масляної кислоти $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ дорівнює $1,5 \cdot 10^{-5}$. Обчислити ступінь її дисоціації в 0,005 М розчині.

34. Знайти ступінь дисоціації гіпохлоритної кислоти HClO в 0,2 Н розчині.

35. Ступінь дисоціації мурашиної кислоти HCOOH в 0,2 Н розчині дорівнює 0,03. Визначити константу дисоціації кислоти і значення pK (показник константи дисоціації).

36. Ступінь дисоціації карбонатної кислоти H_2CO_3 за першим ступенем в 0,1 Н розчині дорівнює $2,11 \cdot 10^{-3}$. Обчислити константу дисоціації (K_1).

37. При якій концентрації розчину ступінь дисоціації нітритної кислоти HNO_2 буде дорівнювати 0,2?

38. В 0,1 Н розчині ступінь дисоціації оцтової кислоти дорівнює $1,32 \cdot 10^{-2}$. При якій концентрації нітритної кислоти HNO_2 її ступінь дисоціації не зміниться?

39. Скільки води потрібно додати до 300 мл 0,2 М розчину оцтової кислоти, щоб ступінь дисоціації кислоти подвоївся?

40. Чому дорівнює концентрація йонів H^+ в водному розчині мурашиної кислоти HCOOH , якщо $\alpha = 0,03$?

41. Обчислити $[\text{H}^+]$ в 0,02 М розчині сульфїтної кислоти. Дисоціацією кислоти за другим ступенем знехтувати.

42. Обчислити $[\text{H}^+]$, $[\text{Hse}^-]$ і $[\text{Se}^{2-}]$ в 0,05 М розчині H_2Se .

43. В 1 л 0,01М розчину оцтової кислоти міститься $6,26 \cdot 10^{21}$ її молекул і йонів. Визначити ступінь дисоціації.

44. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт для розчинів бінарних електролітів при наступних значеннях ступені дисоціації: 1) 1 %; 2) 0,5 %; 3) 75 %?

45. Чому дорівнює ізотонічний коефіцієнт розчинів, якщо експериментально знайдено ступінь дисоціації: 1) MgCl_2 в водному розчині складає 75 %; 2) ZnSO_4 в розчині молярної концентрації еквівалента 0,1 моль/л дорівнює 40 %?

46. В розчині об'ємом 250 мл міститься натрію сульфат масою 3,55 г. Знайдіть молярну концентрацію йонів Na^+ і SO_4^{2-} в цьому розчині ($\alpha = 1$).

47. Вважаючи, що $\alpha = 1$, знайдіть концентрації катіонів та аніонів солей KCl , K_2SO_4 і Na_3PO_4 в розчинах: 1) з молярною концентрацією речовини 0,01 моль/л; 2) з нормальною концентрацією речовини 0,01 моль/л.

48. Концентрація іонів Na^+ в розчині NaNO_3 становить 0,322 г/л при експериментально знайденому ступені дисоціації, що дорівнює 70 %. Знайдіть молярну і масову (г/л) концентрацію NaNO_3 .

49. Знайдіть концентрацію йонів H^+ в розчинах HNO_2 і HCN , якщо їх молярна концентрація однакова і дорівнює 0,01 і 0,25 моль/л.

50. Знайдіть α і $[\text{H}^+]$ в розчинах кислот, концентрація яких (моль/л) вказана цифрою, що стоїть поряд з формулою кислоти: 1) $\text{HClO} - 0,001$; 2) $\text{CH}_3\text{COOH} - 0,1$; 3) $\text{HCN} - 0,05$; 4) $\text{HNO}_2 - 0,02$.

51. Обчислити $[\text{H}^+]$ і α за 1-м ступенем для H_2CO_3 і H_2S , якщо молярна концентрація їх розчинів дорівнює 0,1 моль/л.

52. В розчині HClO з концентрацією 0,1 моль/л ступінь дисоціації дорівнює 0,08 %. При якій концентрації розчину α збільшиться: 1) в 2 рази; 2) в 10 раз?

53. Ступінь дисоціації $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ за 1-м ступенем в розчині з молярною концентрацією еквівалента 1 моль/л дорівнює 23,3 %. При якій концентрації вона стане дорівнювати 9 %?

54. Знайдіть молярну концентрацію розчину кислоти, якщо ступінь її дисоціації: 1) $\alpha(\text{HNO}_2) = 10\%$; 2) $\alpha(\text{HF}) = 0,1$.

55. Обчислити молярну концентрацію розчину оцтової кислоти, якщо її ступінь дисоціації дорівнює ступеню дисоціації нітритної кислоти в розчині з концентрацією 0,1 моль/л.

56. Чому рівна масова частка CH_3COOH в розчині ($\rho = 1$ г/мл), для якого: $[\text{H}^+] = 3,6 \cdot 10^{-6}$ моль/л; $\alpha = 3,0\%$.

57. Знайдіть константи дисоціації вказаних нижче кислот за значенням ступеня їх дисоціації в розчині заданої концентрації: 1) для HCOOH $C_M = 0,2$ моль/л, $\alpha = 32\%$; 2) для HClO $C_M = 0,1$ моль/л, $\alpha = 0,07\%$; 3) для H_2CO_3 за 1- ступенем $C_M = 0,15$ моль/л, $\alpha = 0,173\%$.

Тема 2. ДИСОЦІАЦІЯ СИЛЬНИХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

58. Обчисліть йонну силу розчину, що містить 0,44 г K_2SO_4 в 250 мл розчину.

59. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,02 М розчині $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

60. Знайти рН буферного розчину, отриманого додаванням 35 г натрій ацетату до 1000 мл 0,5 М розчину оцтової кислоти.

61. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 250 мл 0,8 М розчину CH_3COOH і 250 мл 0,4 М розчину CH_3COONa . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль HCl ?

62. Обчисліть йонну силу розчину, що містить 1,625 г FeCl_3 в 125 мл розчину.

63. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,03 М розчині CaCl_2 .

64. Знайти рН буферного розчину, отриманого при змішуванні рівних об'ємів 1 М розчину KCN і 0,1 М розчину HCN .

65. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 1000 мл 0,2 М розчину HNO_2 і 1000 мл 0,4 М розчину NaNO_2 . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль NaOH ?

66. Обчисліть йонну силу розчину, що містить 3,42 г $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в 250 мл розчину.

67. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,04 М розчині FeCl_3 .

68. Знайти рН буферного розчину, отриманого додаванням 10,7 г амоній хлориду до 500 мл 0,4 М розчину амоній гідроксиду.

69. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 500 мл 0,6 М розчину HNO_2 і 500 мл 0,4 М розчину NaNO_2 . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль HCl ?

70. Обчисліть йонну силу розчину, що містить 1,11 г CaCl_2 в 500 мл розчину.
71. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,03 М розчині $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.
72. Знайти рН буферного розчину, отриманого при змішуванні рівних об'ємів 1 М розчину KF і 0,1 М розчину HF .
73. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 250 мл 0,8 М розчину HF і 250 мл 0,4 М розчину NaF . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль NaOH ?
74. Розрахуйте йонну силу розчину, що містить 1,62 г $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ в 125 мл розчину.
75. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,05 М розчині $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
76. Знайти рН буферного розчину, отриманого додаванням 21,4 г амоній хлориду до 250 мл 0,8 М розчину амоній гідроксиду.
77. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 500 мл 0,4 М розчину HF і 500 мл 0,8 М розчину NaF . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль HCl ?
78. Розрахуйте йонну силу розчину, що містить 2,08 г BaCl_2 в 500 мл розчину.
79. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,01 М розчині $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
80. Знайти рН буферного розчину, отриманого додаванням 41 г CH_3COONa до 500 мл 1 М розчину CH_3COOH .
81. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 250 мл 0,4 М розчину NH_4OH і 250 мл 0,8 М розчину NH_4Cl . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль HCl ?
82. Розрахуйте йонну силу розчину, що містить 5,85 г NaCl в 250 мл розчину.
83. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,02 М розчині K_2SO_4 .
84. Знайти рН буферного розчину, отриманого додаванням 8,2 г натрій ацетату до 1000 мл 1 М розчину оцтової кислоти.
85. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 500 мл 0,6 М розчину CH_3COOH і 500 мл 0,4 М розчину CH_3COONa . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль NaOH ?
86. Обчисліть йонну силу розчину, що містить 1,59 г CuSO_4 в 125 мл розчину.
87. Обчисліть активні концентрації йонів в 0,03 М розчині CuSO_4 .
88. Знайти рН буферного розчину, отриманого змішуванням рівних об'ємів 0,2 М розчину HCOOK і 0,1 М розчину HCOOH .

89. Обчисліть рН буферної суміші, отриманої з 500 мл 0,2 М розчину NH_4OH і 500 мл 0,4 М розчину NH_4Cl . Як зміниться рН при додаванні до цього розчину 0,01 моль NaOH ?

90. Обчислити наближене значення активності іонів K^+ і SO_4^{2-} в 0,01 М розчині K_2SO_4 .

91. Обчислити наближене значення активності іонів Ba^{2+} і Cl^- в 0,002 Н розчині BaCl_2 .

92. Обчислити йонну силу і активність іонів в 0,1 %-му розчині BaCl_2 , густина розчину дорівнює одиниці (г/мл).

93. Розчин містить нітрат і хлорид кальцію, концентрація яких відповідно дорівнює 0,01 і 0,05 моль/л. Знайдіть йонну силу розчину.

94. Чому дорівнює йонна сила розчину і активність іонів в розчині CuSO_4 з концентрацією 0,02 моль/л, в якому $f(\text{Cu}^{2+}) = 0,675$, а $f(\text{SO}_4^{2-}) = 0,660$.

95. Розчини мають сольовий склад: 1) NaCl , KNO_3 , AgNO_3 ; 2) CuSO_4 , MgSO_4 ; 3) K_2SO_4 , CaCl_2 ; 4) Na_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Молярна концентрація для всіх солей однакова і дорівнює 0,02 моль/л. Знайдіть йонну силу цих розчинів і поясніть порядок її зміни в послідовному ряді цих розчинів.

Тема 3. РІВНОВАГА В ГЕТЕРОГЕННИХ СИСТЕМАХ

96. У якому мінімальному об'ємі води розчиниться 4 г Ag ?

97. Знайти масу іонів Fe^{2+} в 50 л насиченого розчину $\text{Fe}(\text{OH})_2$ при $\text{pH} = 9$.

98. Який осад випаде першим при додаванні сульфатної кислоти до розчину, що містить 0,01 моль/л BaCl_2 і 1 моль/л CaCl_2 ?

99. Чи можна осад SrSO_4 перевести в SrCO_3 , діючи надлишком Na_2CO_3 ? Доведіть, обчисливши константу рівноваги реакції.

100. Знайти масу BaSO_4 в 50 л насиченого розчину.

101. Знайти масу іонів Cu^{2+} в 50 л насиченого розчину $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при $\text{pH} = 8$.

102. Чи випаде осад при змішуванні рівних об'ємів 0,1 М розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і 0,05 М розчину KI ?

103. Чи можна осад CaC_2O_4 перевести в розчин CaCl_2 , діючи надлишком розчину HCl ? Доведіть, обчисливши константу рівноваги реакції.

104. У якому мінімальному об'ємі води розчиниться 2 г Ag_2CrO_4 ?

105. Знайти масу іонів Mg^{2+} в 50 л насиченого розчину $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при $\text{pH} = 10$.

106. Чи випаде осад при змішуванні 20 мл 0,1 М розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і 100 мл 0,01 М розчину KCl ?

107. Чи можна осад AgCl перевести в осад AgI , діючи надлишком KI . Доведіть, обчисливши константу рівноваги реакції.
108. Знайти масу BaCrO_4 в 30 л насиченого розчину.
109. Знайти масу йонів Fe^{3+} в 50 л насиченого розчину $\text{Fe}(\text{OH})_3$ при $\text{pH} = 8$.
110. Який осад випаде першим при додаванні AgNO_3 до розчину, який містить 0,1 моль/л NaCl і 0,0001 моль/л KBr ?
111. Чи можна осад Ag_2CrO_4 перевести в осад AgCl , діючи надлишком NaCl ? Доведіть, використовуючи константу рівноваги.
112. У якому мінімальному об'ємі води розчиниться 3 г PbI_2 ?
113. Знайти масу йонів Ca^{2+} в 40 л насиченого розчину CaC_2O_4 , що містить 13,4 г $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$.
114. При якій концентрації HCl почнеться випадання осаду з 0,1 М розчину $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?
115. Чи можна осад BaSO_4 перевести в BaCO_3 , діючи надлишком Na_2CO_3 ? Доведіть, обчисливши константу рівноваги реакції.
116. Знайти масу Ag_2CO_3 в 40 л насиченого розчину.
117. Знайти масу йонів Pb^{2+} в 50 л насиченого розчину PbI_2 , що містить 16,6 г KI .
118. При якій концентрації Na_2SO_4 почнеться випадання осаду з 0,001 М розчину BaCl_2 ?
119. Чи можна осад цинку перевести в розчин ZnCl_2 , діючи надлишком розчину HCl ? Доведіть, обчисливши константу рівноваги реакції.
120. У якому мінімальному об'ємі води розчиниться 5 г Ag_2CrO_4 ?
121. Знайти масу йонів Ag^+ в 10 л насиченого розчину AgCl , що містить 5,85 г NaCl .
122. При якій концентрації K_2CrO_4 почнеться випадання осаду з 0,001 М розчину AgNO_3 ?
123. Чи можна осад BaCrO_4 перевести в розчин $\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, діючи надлишком CH_3COOH ? Доведіть, обчисливши константу рівноваги реакції.
124. Знайти масу PbCl_2 в 20 л насиченого розчину.
125. Знайти масу йонів Cu^{2+} в 20 л насиченого розчину Cu , що містить 7,8 г Na_2S .
126. Який осад випаде першим при додаванні натрій сульфату до розчину, що містить 0,001 моль/л BaCl_2 і 1 моль/л CaCl_2 ?
127. Чи можна осад Cu перевести в розчин CuCl_2 , діючи надлишком розчину HCl ? Доведіть, обчисливши константу рівноваги реакції.

128. Які із перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: NaCN , KNO_3 , KOCN , NaNO_2 , $\text{CH}_3\text{COO NH}_4$, CaCl_2 , NaClO_4 , HCOOK , KBr ? Для кожної із солей, що гідролізується, написати рівняння гідролізу в йонно-молекулярній формі та вказати реакцію її водного розчину.

129. Вказати, які з перерахованих нижче солей піддаються гідролізу: ZnBr_2 , K_2S , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, MgSO_4 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$, K_2CO_3 , Na_3PO_4 , CuCl_2 . Для кожної із солей, що гідролізується, написати в молекулярній та в йонно-молекулярній формі рівняння гідролізу за кожним ступенем, вказати реакцію водного розчину солі.

130. Обчислити константу гідролізу калій флуориду, обчислити ступінь гідролізу цієї солі в 0,01M розчині і pH розчину.

131. Визначити pH 0,02N розчину соди Na_2CO_3 , враховуючи тільки перший ступінь гідролізу.

132. Серед наведених солей вказати ті, що не гідролізують, а для тих, що гідролізують, вказати тип гідролізу: K_2SO_4 , Na_2Se , BaS , RbNO_3 , LiCl , NH_4NO_3 , ZnCl_2 , K_2SO_3 , Na_3PO_4 , KClO_3 , HCOOK , NH_4ClO_4 , NaClO_4 , KBrO , $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, CuSO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, $\text{CaCl}(\text{ClO})$, CrCl_2NO_3 , $\text{Sr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, $\text{Fe}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, AlSO_4NO_3 ? Написати рівняння гідролізу в йонно-молекулярній формі для однієї із солей.

133. Порівняти для якої солі pH розчину буде мати більше значення: NaNO_3 чи NaNO_2 , CH_3COOK чи $\text{CH}_3\text{COONH}_4$, KClO чи KClO_3 ? Відповідь обґрунтуйте.

134. Чи можливо за допомогою індикатора відрізнити один від одного розчини солей: NaClO_4 та NaClO ; KClO_3 та NaAsO_3 ; BeCl_2 та BaCl_2 ; KI та NH_4I ; Na_2CO_3 та $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$? Відповідь обґрунтуйте.

135. Для яких солей гідроліз проходить ступенями? Чим визначається їх число і як змінюється інтенсивність гідролізу від першого ступеня до останнього?

136. Напишіть рівняння гідролізу в молекулярній та йонно-молекулярній формі по кожному ступеню для солей: CuSO_4 , FeCl_3 , Na_3PO_4 .

137. Які із солей мають однакове значення константи гідролізу: NH_4Cl , NH_4CN , CH_3COONa , $\text{CH}_3\text{COONH}_4$?

138. Знайдіть значення ступеню гідролізу натрій нітрату і калій форміату (HCOOK) в розчинах з молярною концентрацією 1) 0,1; 2) 0,001; 3) 10 (моль/л).

139. Чому дорівнює ступінь гідролізу і концентрація гідролізованої солі в розчинах NH_4Cl і KCN , якщо для них $C_M = 0,1$ моль/л?

140. Знайдіть ступінь гідролізу солей і значення рН для їх розчинів з концентрацією 0,1 моль/л: 1) NH_4Br ; 2) KClO ; 3) HCOONa .

Тема 4. ДИСОЦІАЦІЯ КОМПЛЕКСНИХ ЙОНІВ

Номенклатура комплексних сполук. Хімічний зв'язок в комплексах

141. В наступних комплексних сполуках назвіть комплексотворювач і вкажіть його координаційне число:

- 1) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
- 2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
- 3) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$;
- 4) $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$;
- 5) $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$;
- 6) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$;
- 7) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$;
- 8) $[\text{Cu}(\text{SCN})_2(\text{NO}_3)_2]$;
- 9) $[\text{RhI}_3(\text{NH}_3)_3]$;
- 10) $\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$;
- 11) $\text{Na}_2\text{FeTi}[\text{Si}_4\text{O}_{12}]$;
- 12) $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_3]\text{Cl}$.

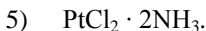
142. Напишіть формули таких комплексних сполук:

- 1) тетраамінкарбонатокобальт (III) нітрат;
- 2) гексаамінікель (II) хлорид;
- 3) діакватетраамінікель (II) нітрат;
- 4) пентаамінтіоціанатокобальт (III) нітрат;
- 5) аквапентаамініридій (III) іодид;
- 6) барій діамінтетратіоціанатохромат (III);
- 7) амоній дигідроксотетрахлороплатинат (IV);
- 8) натрій гексаціанохромат (II);
- 9) магній гідроксотрифлуороберилат;
- 10) калій бромопентанітроплатинат (IV);
- 11) тетрааміндигідроксоплатина (IV) тетрахлороплатинат (II);

143. Визначте тип гібридизації орбіталей центрального атома і геометричну будову комплексу $[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

144. Координаційне число комплексотворювача платини (II) дорівнює 4. Напишіть координаційні формули сполук:

- 1) $\text{PtCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$;
- 3) $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$;
- 4) $\text{PtI}_2 \cdot 3\text{NH}_3$;



145. Як класифікують комплексні сполуки за знаком заряду комплексу? Навести приклади.

146. Поясніть природу хімічного зв'язку в комплексних сполуках: $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$; $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$.

147. Поясніть хімічний зв'язок в тетракарбонілінікелю. Напишіть рівняння реакцій його одержання і розкладу.

Електролітична дисоціація комплексних іонів. Одержання комплексних сполук

148. Яка маса $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ потрібно для приготування 3 л 0,1 Н розчину?

149. Який комплексний іон більш стійкий: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ чи $[\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$? Приведіть значення відповідних констант.

150. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 6\text{KSCN} \rightarrow \dots$?

151. Знайти концентрацію йонів Cu^{2+} в 0,2 М розчині $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ у присутності 0,2 М NH_3 .

152. Знайти масу йонів Hg^{2+} в 120 л 0,5 М розчину $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ у присутності 0,02 М KI .

153. Який комплексний іон більш стійкий: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ чи $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Приведіть значення відповідних констант.

154. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3 + 2\text{KCN} \rightarrow \dots$?

155. Знайти концентрацію йонів Fe^{3+} в 0,2 М розчині $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ у присутності 0,01 М KF .

156. Знайти масу йонів Ni^{2+} в 20 л 0,6 М розчину $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ у присутності 0,01 М KCN .

157. Який комплексний іон більш стійкий: $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$ чи $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$? Приведіть значення відповідних констант.

158. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \rightarrow \dots$?

159. Знайти концентрацію йонів Fe^{2+} в 0,3 М розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у присутності 0,01 М KCN .

160. Знайти масу йонів Zn^{2+} в 80 л 0,8 М розчині $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ при $\text{pH} = 12$.

161. Який комплексний іон більш стійкий: $[\text{HgBr}_4]^{2-}$ або $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$? Приведіть значення відповідних констант.

162. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4] + 4\text{KI} \rightarrow \dots$?

163. Знайти концентрацію йонів Ag^+ в 0,4 М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ в присутності 0,3 М NH_4OH .

164. Знайти масу йонів Sn^{2+} в 70 л 0,4 М розчині $\text{K}_4[\text{SnCl}_6]$ у присутності 0,01 М KCl .

165. Який комплексний іон більш стійкий: $[\text{FeCl}_3]$ чи $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$? Приведіть значення відповідних констант.

166. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2 + 4\text{KCN} \rightarrow \dots ?$

167. Знайти концентрацію йонів Hg^{2+} в 0,2 М розчині $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$ у присутності 0,3 М KBr .

168. Знайти масу йонів Fe^{2+} в 20 л 0,5 М розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у присутності 0,001 М KCN .

169. Який комплексний йон більш стійкий: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ чи $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$? Приведіть значення відповідних констант.

170. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_3[\text{FeF}_6]^{3-} + 6\text{KCN} \rightarrow \dots ?$

171. Знайти концентрацію йонів Pd^{2+} в 0,4 М розчині $\text{Na}_2[\text{PdCl}_4]$ у присутності 0,2 М KCl .

172. Знайти масу йонів Fe^{3+} в 40 л 0,6 М розчині $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ у присутності 0,1 М KF .

173. Який комплексний йон більш стійкий: $[\text{FeF}_6]^{3-}$ чи $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$? Приведіть значення відповідних констант.

174. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2] + \text{AgNO}_3 \rightarrow \dots ?$

175. Знайти концентрацію йонів Hg^{2+} в 0,5 М розчині $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ у присутності 0,01 М KI .

176. Знайти масу йонів Ag^+ в 60 л 0,8 М розчину $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ у присутності 0,4 М KCN .

177. Який комплексний йон більше стійкий: $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ чи $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$? Приведіть значення відповідних констант.

178. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_2[\text{HgBr}_4] + 4\text{KCN} \rightarrow \dots ?$

179. Знайти концентрацію йонів Hg^{2+} в 0,2 М розчині $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ у присутності 0,2 М KSCN .

180. Знайти масу йонів Cu^{2+} в 25 л 0,6 М розчині $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ у присутності 0,3 М аміаку.

181. Обчисліть концентрацію йонів Hg^{2+} в 0,2 М розчині $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ у присутності 0,5 М KSCN .

182. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $[\text{Fe}(\text{SCN})_3] + \text{F}^- \rightarrow \dots$

183. Який комплексний йон більш стійкий: $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ чи $[\text{Cu}(\text{CN})_2]$? Приведіть значення відповідних констант.

184. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 6\text{KSCN} \rightarrow ?$

185. Знайти концентрацію іонів Cu^{2+} в 0,2 М розчині $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ у присутності 0,2 М NH_3 .

186. Знайти масу іонів Hg^{2+} в 120 л 0,5 М розчину $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ у присутності 0,02 М KI .

187. Який комплексний йон більш стійкий: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ чи $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$? Приведіть значення відповідних констант.

188. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3 + 2\text{KCN} \rightarrow ?$

189. Знайти концентрацію іонів Fe^{3+} в 0,2 М розчині $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ у присутності 0,01 М KF .

190. Знайти масу іонів Ni^{2+} в 20 л 0,6 М розчину $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ у присутності 0,01 М KCN .

191. Який комплексний йон більш стійкий: $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$ чи $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$? Приведіть значення відповідних констант.

192. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{FeCl}_3 + 3\text{KSCN} \rightarrow ?$

193. Знайти концентрацію іонів Fe^{2+} в 0,3 М розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у присутності 0,01 М KCN .

194. Знайти масу іонів Zn^{2+} в 80 л 0,8 М розчині $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ при $\text{pH} = 12$.

195. Який комплексний йон більш стійкий: $[\text{HgBr}_4]^{2-}$ або $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$? Приведіть значення відповідних констант.

196. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{CN})_4] + 4\text{KI} \rightarrow ?$

197. Знайти концентрацію іонів Ag^+ в 0,4 М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ у присутності 0,3 М NH_4OH .

198. Знайти масу іонів Sn^{2+} в 70 л 0,4 М розчині $\text{K}_4[\text{SnCl}_6]$ у присутності 0,01 М KCl .

199. Який комплексний йон більш стійкий: $[\text{FeCl}_3]$ чи $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$? Приведіть значення відповідних констант.

200. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2 + 4\text{KCN} \rightarrow ?$

201. Знайти концентрацію іонів Hg^{2+} в 0,2 М розчині $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$ у присутності 0,3 М KBr .

202. Знайти масу іонів Fe^{2+} в 20 л 0,5 М розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у присутності 0,001 М KCN .

203. Який комплексний іон більш стійкий: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ чи $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^+$? Приведіть значення відповідних констант.

204. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_3[\text{FeF}_6]^{3-} + 6\text{KCN} \rightarrow ?$

205. Знайти концентрацію іонів Pd^{2+} в 0,4 М розчині $\text{Na}_2[\text{PdCl}_4]$ у присутності 0,2 М KCl .

206. Знайти масу іонів Fe^{3+} в 40 л 0,6 М розчині $\text{K}_3[\text{FeF}_6]$ у присутності 0,1 М KF .

207. Який комплексний іон більш стійкий: $[\text{FeF}_6]^{3-}$ чи $[\text{Fe}(\text{SCN})_3]$? Приведіть значення відповідних констант.

208. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2] + \text{AgNO}_3 \rightarrow ?$

209. Знайти концентрацію іонів Hg_2^{2+} в 0,5 М розчині $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ у присутності 0,01 М KI .

210. Знайти масу іонів Ag^+ в 60 л 0,8 М розчину $\text{K}_2[\text{Ag}(\text{CN})_2]$ у присутності 0,4 М KCN .

211. Який комплексний іон більше стійкий: $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$ чи $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$? Приведіть значення відповідних констант.

212. Обчисливши значення константи рівноваги реакції, встановіть можливість протікання реакції: $\text{K}_2[\text{HgBr}_4] + 4\text{KCN} \rightarrow ?$

213. Знайти концентрацію іонів Hg_2^{2+} в 0,2 М розчині $\text{K}_2[\text{Hg}(\text{SCN})_4]$ у присутності 0,2 М KSCN .

214. Знайти масу іонів Cu^{2+} в 25 л 0,6 М розчині $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ у присутності 0,3 М аміаку.

Тема 5. ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ

215. Який іон варто визначати першим: іон Ca^{2+} чи іон Ba^{2+} ? Відповідь поясніть.

216. При дії барій нітрату на невідомий розчин одержали білий кристалічний осад. Як встановити, що в розчині перебуває іон PO_4^{3-} ?

217. Хлориди яких катіонів не розчинні у воді?

218. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні іони: Ca^{2+} ; Ba^{2+} ; Cl^- . Напишіть рівняння аналітичних реакцій і вкажіть умови їх проведення.

219. Чому осад BaCrO_4 розчиняється в хлоридній кислоті й не розчиняється в оцтовій кислоті?

220. Як можна виявити іон NO_3^- у розчині?

221. Сульфати яких катіонів не розчинні у воді?

222. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні іони: K^+ ; Al^{3+} ; SO_4^{2-} . Напишіть рівняння аналітичних реакцій і вкажіть умови їх проведення.

223. Чому при виявленні катіонів необхідно видалити з розчину йони NH_4^+ ? Як виконується це видалення?

224. Поясніть, чому не можна відкрити йон Cl^- дією AgNO_3 у присутності NH_4OH .

225. Розчин має зелений колір. Які йони можуть бути в розчині?

226. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні йони: Pb^{2+} ; Hg_2^{2+} ; NO_3^- . Напишіть рівняння аналітичних реакцій і вкажіть умови їх проведення.

227. Який йон варто визначати першим: йон NH_4^+ чи йон K^+ ? Відповідь поясніть.

228. При дії барій нітрату на невідомий розчин одержали білий кристалічний осад. Як встановити, що в розчині перебуває йон CO_3^{2-} ?

229. Є безбарвний розчин. Які йони не можуть бути присутні у розчині?

230. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні йони: K^+ ; NH_4^+ ; PO_4^{3-} . Напишіть рівняння аналітичних реакцій і вкажіть умови їх проведення.

231. Чому у випадку проведення аналітичної реакції відкриття йона Co^{2+} використовують кристалічний реактив (NH_4SCN) і додають ізоаміловий спирт?

232. Як можна виявити йон Cu^{2+} у присутності йона Fe^{3+} ?

233. Які аніони не можуть бути присутні у сильнокислому розчині?

234. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні йони: Ni^{2+} ; Mn^{2+} ; Cl^- . Напишіть рівняння аналітичних реакцій і вкажіть умови їх проведення.

235. Які йони заважають відкриттю іона Co^{2+} ? Як можна відкрити йон Co^{2+} у їх присутності?

236. Чому осад BaCO_3 розчиняється в CH_3COOH і не розчиняється в H_2SO_4 ?

237. Які катіони не можуть бути присутні у сильнолужних розчинах?

238. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні йони: Cu^{2+} ; Fe^{3+} ; SO_4^{2-} . Напишіть рівняння аналітичних реакцій і вкажіть умови їх проведення.

239. Чому не можна відкрити йон Ba^{2+} дією калій хромату в солянокислому середовищі?

240. Навіщо при відкритті йонів Ca^{2+} необхідно додавати етиловий спирт?

241. Гідроксиди яких катіонів розчиняються в надлишку розчину калій гідроксиду?

242. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні йони: Ba^{2+} ; Cr^{3+} ; NO_3^- . Напишіть рівняння аналітичних реакцій і вкажіть умови їх проведення.

243. Чому при визначенні йона Mn^{2+} необхідно додавати HNO_3 ? Напишіть рівняння аналітичної реакції.

244. При дії барій нітрату на невідомий розчин одержали білий кристалічний осад. Як встановити, що в розчині перебуває йон SO_4^{2-} ?

245. Гідроксиди яких катіонів не розчиняються в надлишку розчину калій гідроксиду, але розчиняються в надлишку розчину амонію?

246. Запропонуйте схему аналізу розчину, що містить наступні йони: Co^{2+} ; Fe^{3+} ; Cl^- . Напишіть аналітичні реакції й укажіть умови їх проведення.

247. В якому розчині присутні катіони лише 3 аналітичної групи (кисотно-основна класифікація): 1) Zn^{2+} , Cr^{3+} , Co^{2+} ; 2) Hg^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} ; 3) Na^+ , K^+ , NH_4^+ ; 4) Sr^{2+} , K^+ , NH_4^+ ; 5) Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} .

248. При проведенні аналізу сумішей катіонів за систематичним ходом необхідно відділити катіони третьої аналітичної групи (за кислотно-основною класифікацією). Який груповий реагент потрібно застосувати для цього.

249. Які катіони відносяться до II аналітичної групи катіонів за кислотно-основною класифікацією? Який реагент є груповим для цієї аналітичної групи? Відповідь обґрунтуйте.

250. Яка спільна властивість (за кислотно-основною класифікацією) сполук катіонів 4 аналітичної групи:

- 1) Амфотерність гідроксидів;
- 2) Нерозчинність осадів у воді;
- 3) Розчинність гідроксидів у кислотах.

251. При додаванні до розчину 2М хлоридної кислоти утворився білий аморфний осад, який розчинився в надлишку гідроксиду амонію. Який катіон знаходиться в розчині?

- 1) Магній;
- 2) Плюмбум;
- 3) Аргентум;
- 4) Гідраргірум(I);
- 5) Барій.

252. Досліджуваний розчин лікарської речовини містить хлорид, бромід, йодид та сульфід аніони. Який груповий реагент на ці аніони?

- 1) Барію нітрат;
- 2) Барію хлорид;
- 3) Аргентуму нітрат в 2 М нітратній кислоті;

4) Груповий реагент відсутній.

253. Для визначення нітрат-йонів до досліджуваного розчину додали дифеніламін. Який аналітичний ефект спостерігається?

- 1) Осад жовтого кольору;
- 2) Осад синього кольору;
- 3) Виділення бурого газу;
- 4) Розчин синього кольору;
- 5) Осад білого кольору.

254. Як називаються реакції і реагенти, що дають можливість визначити даний йон у присутності інших йонів?

- 1) Вибірковими;
- 2) Груповими;
- 3) Характерними;
- 4) Специфічними.

255. Якому з наведених нижче чисел дорівнює сума коефіцієнтів рівняння реакції, що відбувається між розчинами таких сполук при нагріванні: $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$

- 1) 36;
- 2) 35;
- 3) 24;
- 4) 18;
- 5) 14.

256. В який колір забарвлений осад хлориду меркуроамонію $[\text{NH}_2\text{Hg}]\text{Cl}$?

- 1) Жовтий;
- 2) Коричневий;
- 3) Чорний;
- 4) Цегляно-червоний;
- 5) Білий.

257. Яким з наведених нижче реактивів можна виявити йони Vl^{3+} в присутності іонів Cd^{2+} ?

- 1) $\text{Sc}(\text{NH}_2)_2$;
- 2) H_2S ;
- 3) NaOH ;
- 4) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$;
- 5) Жодний з наведених.

258. Чому дорівнює сума коефіцієнтів у рівнянні реакції, що відбувається між такими сполуками. $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \dots ?$

259. Яким з наведених нижче реактивів можна розчинити тільки один з двох осадів: аргентум хлорид або меркурій (I) хлорид?

- 1) $\text{HCl} - 2 \text{ н}$;

- 2) HNO_3 ;
- 3) H_2SO_4 ;
- 4) NaOH ;
- 5) CH_3COOH .

Тема 6. КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ.

Гравіметричний аналіз

260. Сутність гравіметричного аналізу. Які є види цього аналізу?
261. Застосування гравіметричного методу аналізу.
262. Поясніть сутність гравіметричних визначень за методами виділення та відгонки.
263. Розрахунки в гравіметричному методі аналізу. Основні формули.
264. Що таке беззолні фільтри? Які вони бувають? Як їх правильно застосовувати? Що таке декантація? Для чого і як промивають осаді?
265. Що таке осаджувана та гравіметрична форми осадку? Які вимоги пред'являються до них?
266. Що називається аналітичним множником або фактором перерахунку? Коли його використовують?
267. Вкажіть умови утворення та розчинення осадку, виходячи з правил добутку розчинності. Які фактори впливають на розчинність осадів? Вплив концентрації іонів Гідрогену (рН) на розчинність осадку.
268. Йонна сила розчину. Як впливає її величина на розчинність осадку? Що таке «сольовий ефект»?
269. Умови утворення кристалічних осадів та їх властивості.
270. Умови утворення аморфних осадів та їх властивості.
271. Відносне перенасичення розчину (ВПП). Як впливає величина ВПП на дисперсність осадку? Які є способи його зменшення?
272. Які процеси впливають на забруднення осадів? Правило Панета-Фаянса-Хана. Поясніть на конкретних прикладах.
273. Види співосадження: адсорбція, оклюзія, ізоморфізм. Як на протікання оклюзії впливає порядок змішування розчинів осаджувача та осаджувачої речовини?
274. Які є способи зменшення співосадження? Що таке переосадження і як його проводять?
275. Визначте аналітичний множник для визначення 1) Cu і CuFeS_2 у вигляді: CuO та Cu_2S ; 2) P , P_2O_5 за $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ та 3) Mg за $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$.
276. Для визначення Арсену його можна осадити у вигляді As_2S_3 , окиснити в ньому Сульфур до іона SO_4^{2-} , осадити даний іон сіллю

Барію та зважити у вигляді BaSO_4 . Чому дорівнює аналітичний множник?

277. Визначте мінімальну наважку $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, яку необхідно взяти для аналізу на вміст Купруму у вигляді CuO , якщо маса гравіметричної форми дорівнює 0,5 г?

278. Яку наважку кам'яного вугілля, що містить біля 4 % Сульфуру, необхідно взяти для аналізу на вміст S, якщо її визначають у вигляді BaSO_4 ?

279. Визначте кількість моль води в кристалогідраті алюміній хлориду за методом гравіметричного аналізу, якщо його наважка має масу 0,7244 г, а одержано алюміній оксиду 0,1528 г.

280. Чи однакові наважки $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ необхідно взяти для аналізу на вміст Кальцію у вигляді CaO і Хлора у вигляді AgCl ?

281. Які наважки сплава, що містить біля 72 % Ауруму, 22 % Аргентуму і 6 % Купруму, необхідно взяти для аналізу на всі компоненти, якщо Ag визначають у вигляді AgCl , Cu – у вигляді CuO , а Au виділяється у чистому вигляді?

282. Який об'єм розчину аміаку ($\rho = 0,958$) необхідно взяти, щоб розчинити 0,3 г CuO ?

283. Визначте масу наважки лікарського препарату, в якому міститься 0,2 % феруму, щоб в результаті гравіметричного методу аналізу утворилося 0,1 г ферум(III) оксиду.

284. Скільки грамів алюміній гідроксиду перейде в розчин під час промивання 0,1 г осаду водою об'ємом 250 мл? ($D_p = 4,7 \cdot 10^{-18}$) Втрати вказати у відсотках.

285. При якому значенні рН відбудеться кількісне виділення $\text{Ca}(\text{OH})_2$, якщо $D_p = 2,5 \cdot 10^{-2}$?

286. Який об'єм 10 %-вого розчину H_2SO_4 необхідно взяти, щоб розчинити 0,2 г заліза, в якому 10 % нерозчинних домішок.

287. Який об'єм 4 Н H_2SO_4 з 100 %-вим надлишком необхідно взяти, щоб розчинити 0,1 г магнію карбонату, що містить 90 % MgCO_3 ?

288. Розчин містить 50 г HCl в 1л. Який об'єм його необхідно взяти, щоб розчинити 2 г негашеного вапна, що містить 5 % вологи і 20 % нерозчинних домішок?

289. Скільки грамів осаду CaSO_4 перейде у розчин, якщо його промивють 100 мл дистильованої води? $D_p \text{CaSO}_4 = 1,3 \cdot 10^{-4}$.

290. В скільки разів розчинність BaSO_4 у дистильованій воді більша, ніж у промивній рідині, яку приготували із 200 мл води і однієї краплі концентрованої сульфатної кислоти (об'єм краплі – близько 0,04 мл)

291. Скільки грамів BaSO_4 перейде у розчин при промиванні осаду 150 мл промивної рідини, що містить 0,002 моль сульфатної кислоти?

292. Визначте втрати (%) при промиванні 1,5 г осаду BaSO_4 : а) 250 мл дистильованої води, б) 250 мл 0,01 М розчином сульфатної кислоти.

293. Визначте втрати (%) на розчинність при промиванні 0,5 г осаду CaC_2O_4 : а) 200 мл дистильованої води, б) 200 мл 0,01 М розчином щавлевої кислоти.

294. Скільки мілілітрів 1 М H_2SO_4 необхідно додати до 1 л води, щоб при промиванні 0,1 г осаду BaSO_4 250 мл промивної рідини, втрати на розчинність склали не більше 0,01 %?

295. При аналізі суміші солей хрому взяли наважку масою 0,3026 г. Після відповідної обробки був отриманий осад, вагова форма якого BaCrO_4 мала масу 0,2216 г. Визначте масову частку хрому в аналізованому зразку.

Тема 7. ОБ'ЄМНИЙ АНАЛІЗ. КИСЛОТНО-ОСНОВНЕ ТИТРУВАННЯ

296. З 0,28 г КОН приготували 200 мл розчину. Знайти молярну концентрацію еквівалентів речовини в розчині і його титр по H_2SO_4 .

297. На титрування 50,0 мл розчину NaOH іде 22,5 мл 0,1600 н розчину HCl . Знайти молярну концентрацію еквівалентів NaOH у розчині.

298. У якому інтервалі рН (>7, <7, =7) лежить точка еквівалентності у випадку титрування: $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$? Які індикатори можна використовувати для даного титрування?

299. На титрування 55 мл твердої води пішло 3,4 мл 0,1234 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

300. З 0,40 г NaOH приготували 1000 мл розчину. Знайти молярну концентрацію еквівалентів речовини в розчині і його титр.

301. На титрування 10,0 мл розчину сульфатної кислоти йде 4,9 мл 0,1120 Н розчину калій гідроксиду. Знайти молярну концентрацію еквівалентів сульфатної кислоти в розчині.

302. У якому інтервалі рН (>7, <7, =7) лежить точка еквівалентності у випадку титрування: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$? Які індикатори можна використовувати для даного титрування?

303. На титрування 25 мл твердої води пішло 2,0 мл 0,1012 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

304. Для 0,0520 Н розчину Na_2CO_3 знайти титр розчину по Na_2CO_3 і титр розчину по HCl .

305. На титрування 35 мл розчину H_2SO_4 іде 10,8 мл 0,1468 Н розчину КОН. Знайти молярну концентрацію еквівалентів H_2SO_4 у розчині.

306. У якому інтервалі рН (>7 , <7 , $=7$) лежить точка еквівалентності у випадку титрування: $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$? Які індикатори можна використовувати для даного титрування?

307. На титрування 75 мл твердої води пішло 5,6 мл 0,0972 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

308. Для розчину хлоридної кислоти з титром 0,005426 г/мл знайти молярну концентрацію еквівалентів хлоридної кислоти в розчині і його титр по Na_2CO_3 .

309. На титрування 25,0 мл розчину сульфатної кислоти йде 11,2 мл 0,1240 Н розчин калій гідроксиду. Знайти молярну концентрацію еквівалентів сульфатної кислоти в розчині.

310. У якому інтервалі рН (>7 , <7 , $=7$) лежить точка еквівалентності у випадку титрування: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$? Які індикатори можна використовувати для даного титрування?

311. На титрування 45,0 мл твердої води пішло 6,1 мл 0,1212 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

312. Для 0,0520 Н розчину HNO_3 знайти титр розчину по HNO_3 і титр розчину по $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

313. На титрування 15 мл розчину Na_2CO_3 іде 5,8 мл 0,0512 Н розчину HCl . Знайти молярну концентрацію еквівалентів Na_2CO_3 у розчині.

314. У якому інтервалі рН (>7 , <7 , $=7$) лежить точка еквівалентності у випадку титрування розчину нітритної кислоти розчином натрій гідроксиду? Який індикатор можна використовувати для даного титрування?

315. На титрування 25,0 мл твердої води пішло 7,2 мл 0,1120 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

316. З 0,6000 г NaOH приготували 500 мл розчину. Знайти молярну концентрацію еквівалента NaOH у розчині і його титр.

317. На титрування 20,0 мл розчину NaOH іде 12,5 мл 0,1200 Н розчину H_2SO_4 . Знайти молярну концентрацію еквівалентів NaOH у розчині.

318. У якому інтервалі рН (>7 , <7 , $=7$) лежить точка еквівалентності у випадку титрування: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3$? Які індикатори можна використовувати для даного титрування?

319. На титрування 20 мл твердої води пішло 3,1 мл 0,1240 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

320. Для розчину калій гідроксиду з титром 0,005600 г/мл знайти молярну концентрацію еквівалентів KOH у розчині і його титр по H_2SO_4 .

321. На титрування 45 мл розчину Na_2CO_3 іде 16,8 мл 0,0872 Н розчину H_2SO_4 . Знайти молярну концентрацію еквівалентів Na_2CO_3 у розчині.

322. У якому інтервалі рН (>7 , <7 , $=7$) лежить точка еквівалентності у випадку титрування $HNO_3 + NaOH$? Які індикатори можна використовувати для даного титрування?

323. На титрування 50 мл твердої води пішло 5,4 мл 0,1450 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

324. В 250 мл розчину міститься 0,9800 г H_2SO_4 . Знайти молярну концентрацію еквівалента H_2SO_4 у розчині і його титр.

325. На титрування 40,0 мл розчину HCl іде 25,0 мл 0,1120 Н розчину KOH. Знайти молярну концентрацію еквівалентів HCl у розчині.

326. У якому інтервалі рН (>7 , <7 , $=7$) лежить точка еквівалентності у випадку титрування: $NaOH + CH_3COOH$? Які індикатори можна використовувати для даного титрування?

327. На титрування 200 мл твердої води пішло 14,2 мл 0,1000 Н розчину хлоридної кислоти. Знайти тимчасову твердість води.

Тема 8. КОМПЛЕКСОМЕТРИЯ

328. На титрування 40,0 мл твердої води пішло 2,9 мл 0,1234 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 5,6 моль/л.

329. На титрування 10,0 мл розчину $MgCl_2$ пішло 3,3 мл 0,1212 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Mg^{2+} в 1200 мл розчину.

330. Обчисліть концентрацію йонів Cu^{2+} в 0,8 М розчині $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ у присутності 0,1 М NH_3OH .

331. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $AgCl + NH_3 \rightarrow \dots$

332. На титрування 120,0 мл твердої води пішло 14,4 мл 0,0728 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 3,6 моль/л.

333. На титрування 30,0 мл розчину $SrCl_2$ пішло 9,2 мл 0,1488 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Sr^{2+} в 1100 мл розчину.

334. Обчисліть концентрацію Ag^+ в 0,6 М розчині $K[Ag(CN)_2]$ у присутності 0,4 М KCN.

335. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $AgBr + NH_3 \rightarrow \dots$

336. На титрування 25,0 мл твердої води пішло 5,6 мл 0,0824 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 6,8 моль/л.

337. На титрування 25,0 мл розчину FeCl_3 пішло 15,2 мл 0,0500 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Fe^{3+} в 200 мл розчину.

338. Обчисліть концентрацію Ag^+ в 0,2 М розчині $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, що містить надлишок 0,5 М NH_3 .

339. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $[\text{HgBr}_4]^{2-} + \text{CN}^- \rightarrow \dots$

340. На титрування 200,0 мл твердої води пішло 18,6 мл 0,0972 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 4,2 моль/л.

341. На титрування 100 мл розчину CaCl_2 пішло 8,4 мл 0,0840 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Ca^{2+} в 1600 мл розчину.

342. Обчисліть концентрацію йонів Cu^+ в 0,5 М розчині $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$ у присутності 0,2 М KCN .

343. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{I}^- \rightarrow \dots$

344. На титрування 125,0 мл твердої води пішло 25,6 мл 0,0794 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 6,4 моль/л.

345. На титрування 50,0 мл розчину AlCl_3 пішло 25,8 мл 0,0552 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Al^{3+} в 600 мл розчину.

346. Обчисліть концентрацію Fe^{3+} в 0,2 М розчині $\text{K}_3[\text{Fe}_6]$ у присутності 0,1 М KF .

347. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{SCN}^- \rightarrow \dots$

348. На титрування 50,0 мл твердої води пішло 6,2 мл 0,0525 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 2,4 моль/л.

349. На титрування 25 мл розчину FeCl_3 пішло 14,5 мл 0,0500 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Fe^{3+} в 400 мл розчину.

350. Обчисліть концентрацію Fe^{2+} в 0,6 М розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у присутності 0,1 М KCN .

351. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{CN}^- \rightarrow \dots$

352. На титрування 40,0 мл твердої води пішло 6,8 мл 0,0820 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 3,8 моль/л.

353. На титрування 20 мл розчину MgSO_4 пішло 10,8 мл 0,0500 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Mg^{2+} в 500 мл розчину.

354. Обчисліть концентрацію Zn^{2+} в 0,3 М розчині $K_2[Zn(OH)_4]$, що містить 0,2 М КОН.

355. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $Cu + NH_3 \cdot H_2O \rightarrow \dots$

356. На титрування 80,0 мл твердої води пішло 4,8 мл 0,1234 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 2,8 моль/л.

357. На титрування 30 мл розчину $NiCl_2$ пішло 12,4 мл 0,0500 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Ni^{2+} в 600 мл розчину.

358. Обчисліть концентрацію йонів Hg^{2+} в 0,2 М розчині $K_2[Hg(SCN)_4]$ у присутності 0,5 М КSCN.

359. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $[Fe(SCN)_3] + F^- \rightarrow \dots$

360. На титрування 40,0 мл твердої води пішло 2,9 мл 0,1234 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 5,6 моль/л.

361. На титрування 10,0 мл розчину $MgCl_2$ пішло 3,3 мл 0,1212 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Mg^{2+} в 1200 мл розчину.

362. Обчисліть концентрацію йонів Cu^{2+} в 0,8 М розчині $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ у присутності 0,1 М NH_3OH .

363. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $AgCl + NH_3 \rightarrow \dots$

364. На титрування 120,0 мл твердої води пішло 14,4 мл 0,0728 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 3,6 моль/л.

365. На титрування 30,0 мл розчину $SrCl_2$ пішло 9,2 мл 0,1488 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Sr^{2+} в 1100 мл розчину.

366. Обчисліть концентрацію Ag^+ в 0,6 М розчині $K[Ag(CN)_2]$ у присутності 0,4 М KCN.

367. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $AgBr + NH_3 \rightarrow \dots$

368. На титрування 25,0 мл твердої води пішло 5,6 мл 0,0824 Н розчину трилон Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 6,8 моль/л.

369. На титрування 25,0 мл розчину $FeCl_3$ пішло 15,2 мл 0,0500 Н розчину трилон Б. Знайти масу йонів Fe^{3+} в 200 мл розчину.

370. Обчисліть концентрацію Ag^+ в 0,2 М розчині $[Ag(NH_3)_2]NO_3$, що містить надлишок 0,5 М NH_3 .

371. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $[HgBr_4]^{2-} + CN^- \rightarrow \dots$

372. На титрування 200,0 мл твердої води пішло 18,6 мл 0,0972 Н розчину трилона Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 4,2 моль/л.

373. На титрування 100 мл розчину CaCl_2 пішло 8,4 мл 0,0840 Н розчину трилона Б. Знайти масу йонів Ca^{2+} в 1600 мл розчину.

374. Обчисліть концентрацію йонів Cu^+ в 0,5 М розчині $\text{K}[\text{Cu}(\text{CN})_2]$ у присутності 0,2 М KCN .

375. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{I}^- \rightarrow \dots$

376. На титрування 125,0 мл твердої води пішло 25,6 мл 0,0794 Н розчину трилона Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 6,4 моль/л.

377. На титрування 50,0 мл розчину AlCl_3 пішло 25,8 мл 0,0552 Н розчину трилона Б. Знайти масу йонів Al^{3+} в 600 мл розчину.

378. Обчисліть концентрацію Fe^{3+} в 0,2 М розчині $\text{K}_3[\text{Fe}_6]$ у присутності 0,1 М KF .

379. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{SCN}^- \rightarrow \dots$

380. На титрування 50,0 мл твердої води пішло 6,2 мл 0,0525 Н розчину трилона Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 2,4 моль/л.

381. На титрування 25 мл розчину FeCl_3 пішло 14,5 мл 0,0500 Н розчину трилона Б. Знайти масу йонів Fe^{3+} в 400 мл розчину.

382. Обчисліть концентрацію Fe^{2+} в 0,6 М розчині $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ у присутності 0,1 М KCN .

383. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливо протікання наступної реакції: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{CN}^- \rightarrow \dots$

384. На титрування 40,0 мл твердої води пішло 6,8 мл 0,0820 Н розчину трилона Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 3,8 моль/л.

385. На титрування 20 мл розчину MgSO_4 пішло 10,8 мл 0,0500 Н розчину трилона Б. Знайти масу йонів Mg^{2+} в 500 мл розчину.

386. Обчисліть концентрацію Zn^{2+} в 0,3 М розчині $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$, що містить 0,2 М KOH .

387. Виконайте розрахунок константи рівноваги й встановіть, чи можливе протікання наступної реакції: $\text{Cu} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

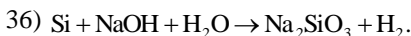
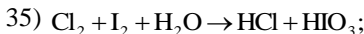
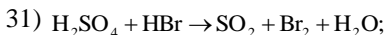
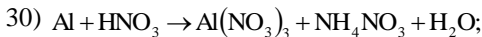
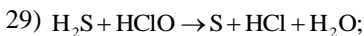
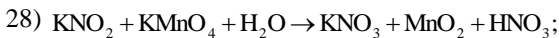
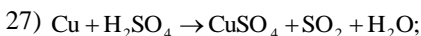
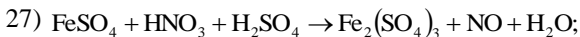
388. На титрування 80,0 мл твердої води пішло 4,8 мл 0,1234 Н розчину трилона Б. Знайти постійну твердість води, якщо тимчасова твердість води дорівнює 2,8 моль/л.

389. На титрування 30 мл розчину NiCl_2 пішло 12,4 мл 0,0500 Н розчину трилона Б. Знайти масу йонів Ni^{2+} в 600 мл розчину.

Тема 9. ОКСИДИМЕТРИЯ

390. Користуючись правилом електронного балансу урівняти рівняння окисно-відновних реакцій, визначити окисник і відновник, вказати процеси окиснення та відновлення, тип реакції та можливість перебігу:

- 1) $\text{HClO}_3 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{O}_2 + \text{KCl}$;
- 3) $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
- 4) $\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- 5) $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 6) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 7) $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$;
- 8) $\text{Zn} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$;
- 9) $\text{H}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{S} + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 10) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- 11) $\text{H}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 12) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 13) $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
- 14) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH}$;
- 15) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 16) $\text{MgI}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 17) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 18) $\text{SO}_2 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4$;
- 19) $\text{NaNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 20) $\text{NaBr} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 21) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$;
- 22) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 23) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- 24) $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{I}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- 25) $\text{NO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{HNO}_3$;



391. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow \dots$.

392. Чи можна за допомогою Sn^{4+} окислити Mn^{2+} до MnO_4^- у кислому середовищі? Відповідь підтвердіть розрахунком е.р.с. відповідної реакції.

393. До 20 мл розчину KClO_3 долили 25 мл 0,1246 Н розчину $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, надлишок якого відтитрували 8,2 мл 0,1184 Н розчину KMnO_4 . Знайти масу KClO_3 у вихідному розчині.

394. До розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ додали надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився відтитрували 14,8 мл 0,0840 Н розчину натрій тіосульфату. Знайти масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у вихідному розчині.

395. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_2 \rightarrow \dots$.

396. KMnO_4 можна одержати з реакції K_2MnO_4 з хлором у лужному середовищі. Чи можна замість хлору використати пероксид водню? Відповідь підтвердіть розрахунком е.р.с. відповідної реакції.

397. До 15 мл розчину KClO_3 долили 100 мл 0,1000 Н розчину $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, надлишок якого відтитрували 50,2 мл 0,0800 Н розчину KMnO_4 . Знайти масу KClO_3 у вихідному розчині.

398. До розчину CuSO_4 додали надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився відтитрували 4,8 мл 0,1524 Н розчину натрій тіосульфату. Знайти масу CuSO_4 у вихідному розчині.

399. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaNO}_2 \rightarrow \dots$

400. Чи можна за допомогою Br_2 окиснити $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ до Na_2CrO_4 у лужному середовищі? Відповідь підтвердіть розрахунком е.р.с. відповідної реакції.

401. До 42 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ долили в кислому середовищі 50 мл 0,1480 Н розчину KI , надлишок якого відтитрували в кислому середовищі 21,4 мл 0,0962 Н розчину KMnO_4 . Знайти масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у вихідному розчині.

402. До розчину KMnO_4 додали в кислому середовищі надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився, відтитрували 24,8 мл 0,0972 Н розчину натрій тіосульфату. Знайти масу KMnO_4 у вихідному розчині.

403. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{KI} \rightarrow \dots$

404. Чи можна за допомогою H_2O_2 окиснити $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ до Na_2CrO_4 у лужному середовищі? Відповідь підтвердіть розрахунком е.р.с. відповідної реакції.

405. До 35 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ долили в кислому середовищі 75 мл 0,1278 Н розчину KI , надлишок якого відтитрували в кислому середовищі 12,4 мл 0,1196 Н розчину KMnO_4 . Знайти масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у вихідному розчині.

406. До розчину FeCl_3 додали надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився, відтитрували 12,8 мл 0,1108 Н розчину натрій тіосульфату. Знайти масу FeCl_3 у вихідному розчині.

407. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \dots$

408. KMnO_4 можна одержати з реакції K_2MnO_4 із хлором у лужному середовищі. Чи можна замість хлору використовувати йод? Відповідь підтвердіть розрахунком е.р.с. відповідної реакції.

409. До 30 мл розчину KClO_3 долили 25 мл 0,1424 Н розчину FeCl_2 . Надлишок FeCl_2 відтитрували в кислому середовищі 4,2 мл 0,0872 Н розчину KMnO_4 . Знайти масу KClO_3 у вихідному розчині.

410. До розчину KMnO_4 додали в кислому середовищі надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився, відтитрували 17,2 мл 0,1234 Н розчину натрій тіосульфату. Знайти масу KMnO_4 у вихідному розчині.

411. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \dots$

412. KMnO_4 можна одержати з реакції K_2MnO_4 із хлором у лужному середовищі. Чи можна замість хлору використовувати бром? Відповідь підтвердіть розрахунком е.р.с. відповідної реакції.

413. До 15 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ долили 15 мл 0,1200 Н розчину FeSO_4 у кислому середовищі. Надлишок FeSO_4 відтитрували 5,2 мл 0,0642 Н розчину KMnO_4 . Знайти масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у вихідному розчині.

414. До розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ додали в кислому середовищі надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився, відтитрували 14,8 мл 0,0648 Н розчину натрій тіосульфату. Знайти масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у вихідному розчині.

415. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 \rightarrow \dots$

416. Чи можна за допомогою H_2S відновити Fe^{3+} до Fe^{2+} у кислому середовищі? Відповідь підтвердіть розрахунком е.р.с. відповідної реакції.

417. До 30 мл розчину KClO_3 долили 15 мл 0,1369 Н розчину $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, надлишок якого відтитрували 9,4 мл 0,0672 Н розчину KMnO_4 . Знайти масу KClO_3 у вихідному розчині.

418. До розчину FeCl_3 додали надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився, відтитрували 4,6 мл 0,0888 Н розчини натрій тіосульфату. Знайти масу FeCl_3 у вихідному розчині.

419. Закінчіть рівняння окисно-відновної реакції, поставте коефіцієнти й обчисліть молярні маси еквівалентів окисника й відновника: $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$

420. Складіть рівняння окисно-відновної реакції й визначите можливість її протікання: $\text{SnCl}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \dots$

421. До 62 мл розчину $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ долили в кислому середовищі 150 мл 0,0872 Н розчину KI , надлишок якого відтитрували в кислому середовищі 40,8 мл 0,0728 н розчину KMnO_4 . Знайти масу $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ у вихідному розчині.

422. До розчину CuSO_4 додали надлишок розчину калій йодиду. Йод, що виділився, відтитрували 15,4 мл 0,1412 Н розчину натрій тіосульфату. Знайти масу CuSO_4 у вихідному розчині.

Тема 10. БІОГЕОХІМІЯ

423. Визначіть твердість води, в 15 л якої міститься 6,66 г хлориду кальцію.

424. У процесі фотосинтезу одна рослина поглинає 350 г вуглекислого газу за один день. Скільки (теоретично) утворюється в листках глюкози і виділяється кисню за 10 днів?

425. Біопродуктивність культурного біоценозу 700 г сухої біомаси з 1 м² за рік. Побудуйте ланцюг живлення і визначте, скільки гектарів потрібно, щоб прогодувати теля масою 400 кг (з них 68 % становить вода).

426. Деяким бактеріям властивий процес, який називається хемосинтезом. Джерелом енергії для синтезу складних органічних сполук із простих неорганічних тут слугує не світло, а окиснення деяких неорганічних сполук. Запишіть дві реакції, енергія яких використовується бактеріями-хемосинтетиками для відновлення CO₂ до органічних речовин.

427. За добу людина масою 80 кг споживає 520 г кисню. Одне дерево за 6 місяців вегетації поглинає 60 кг CO₂. Скільки таких дерев необхідно для забезпечення киснем однієї людини на протязі одного року.

428. Продуктивність 1 га біоценозу становить $3 \cdot 10^8$ кДж. Якої маси досягне птах у ланцюзі живлення: рослина – рослиноїдна риба – хижа риба – птах (1 г сухої рослинної речовини акумулює в середньому 25 кДж)?

429. Визначіть об'єм оксиду карбону (IV) та масу оксиду кальцію (негашеного вапна), які утворюються при випалюванні вапняку масою 2800 кг, 20 % в якому складають домішки.

430. Складіть ланцюг живлення людини складається із трьох стадій. Скільки га луків потрібно, щоб прохарчувати людину масою 58 кг (із них 66 % становить вода)? На підставі правил екологічної піраміди на кожній стадії губиться 90 % маси або енергії, а суха біомаса трави з 1 м² складає 200 г/рік.

431. Визначіть об'єм оксиду карбону(IV) та масу оксиду магнію, які утворюються при розкладанні карбонату магнію масою 60 т, домішки в якому складають 10 % .

432. Розрахуйте річну потребу у гашеному вапні, яке необхідне для нейтралізації оксиду карбону(IV), якщо за одну годину витрачається 50 г гашеного вапна.

433. На осадження карбонатів із 16 л води витратили 6 г кальцинованої соди. Визначіть твердість води.

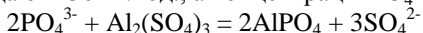
434. Для усунення тимчасової твердості води використовують гашене вапно. Визначте, яка маса гашеного вапна потрібна для усунення твердості води, яку створюють 15 кг гідрокарбонату кальцію.

435. Скільки молей карбонату кальцію при цьому утвориться?

436. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції і розрахуйте річну потребу в гідроксиді амонію, необхідного для нейтралізації оксиду нітрогену(IV), якщо за добу нейтралізується 22 л оксиду нітрогену (IV): $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NO}_2 = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

437. Розрахуйте річну потребу у гашеному вапні на тепловій електростанції для нейтралізації оксиду сульфуру(IV), якщо викиди оксиду складають 142 тис. т на рік.

438. Визначте, яку масу сульфату алюмінію необхідно закуповувати щорічно для обробки стічних вод, якщо відомо, що витрати води складають $36 \text{ м}^3/\text{год.}$, а концентрація PO_4^{3-} - 10 моль:

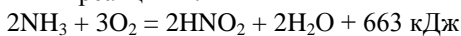


439. Розрахуйте річні викиди нітроген(IV) оксиду на тепловій електростанції, якщо витрати кальцинованої соди складають 16,5 т.

440. Коксові гази від нітроген(II) оксиду очищуються взаємодією з метаном. В 1 м^3 газів міститься $7,2 \text{ см}^3$ оксиду нітрогену. Який об'єм метану необхідний для очищення $17 \cdot 10^4 \text{ м}^3$ коксових газів? Цей процес виражається рівнянням:



441. Окиснення аміаку нітрифікуючими бактеріями відбувається за такими послідовними реакціями:

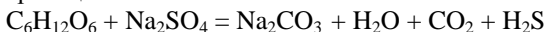


Яку кількість аміаку треба окислити, щоб отримати 20520 кДж енергії?

442. При розкладі гнилісними бактеріями амінокислоти лізину утворюється птомаїн, який відноситься до трупних отрут. Скільки такої отрути утвориться, якщо при цьому виділиться 108 л оксиду карбону(IV), а вихід цього аміну складає 60 %?

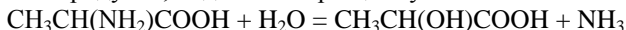
443. У процесі фотосинтезу рослина поглинула 6 м^3 вуглекислого газу. Яка маса глюкози і який об'єм кисню виділиться при цьому (у.н.)?

444. При дії сульфатредукуючих бактерій на органічні сполуки відбувається реакція:



Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції і підрахуйте, який об'єм будуть займати гази, що виділяться з 740 г глюкози?

445. Під дією ферментів білки розпадаються до поліпептидів, а потім – до амінокислот. При мікробіологічному (гнилісному) розпаді амінокислоти використовуються бактеріями, які переробляють їх в різноманітні продукти, виділяючи при цьому аміак:



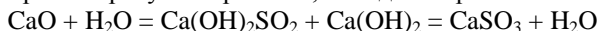
Визначіть, скільки амінокислоти прогідролізувало, якщо утворилось 118 л аміаку, вихід якого складає 65 %.

446. Яка маса глюкози утворюється в листках і який об'єм кисню виділяється за 5 днів, якщо у процесі фотосинтезу одна рослина поглинає 200 г вуглекислого газу за день?

447. Гідрогенокиснюючі бактерії окиснюють Гідроген до води з виділенням енергії, яка потім використовується на утворення органічних речовин. Який об'єм газів необхідний для утворення 800 г води? Скільки енергії при цьому утворюється, якщо при утворенні двох молей води виділяється 575 кДж енергії?

448. Скільки подвійного суперфосфату можна отримати з 4 т фосфату, якщо вихід суперфосфату складає 85 %?

449. Розрахуйте річну потребу в негашеному вапні, яка необхідна для нейтралізації оксиду сульфуру (IV), якщо викиди його складають 280 тис. кг/рік. Розрахунки провести, виходячи з рівнянь:



450. Розрахуйте річну потребу в гашеному вапні для нейтралізації оксиду сульфуру(VI), якщо викиди оксиду складають 200 тис. кг/рік.

451. Скільки кальцинованої соди потрібно для усунення тимчасової твердості води, обумовленої присутністю 350 кг гідрокарбонату кальцію?

452. Розрахуйте, скільки оксиду сульфуру(VI) може бути нейтралізовано 150 тис кг негашеного вапна 75 % чистоти.

453. Скільки гідрокарбонату магнію можуть нейтралізувати 85 кг натронного вапна 80 % чистоти при усуненні тимчасової твердості води. Натронне вапно – це гідроксид натрію.

454. Скільки гідрокарбонату натрію утвориться при дії 5 т гідроксиду натрію 65 %-ої чистоти на тверду воду, яка містить гідрокарбонат магнію.

455. Визначте інтенсивність розкладу опаду, якщо маса підстилки 180 ц/га, а маса опаду 60 ц/га.

456. Інтенсивність розкладу опаду дорівнює 7. Визначити масу підстилки, якщо маса опаду складає 75 ц/га.

457. Визначте річну потребу у гашеному вапні, яке необхідне для нейтралізації 158 тис. кг оксиду Сульфуру (VI). Домішки у вапні складають 20 %.

458. Визначте інтенсивність розкладу опаду, якщо маса опаду складає 20 ц/га, а підстилки – 250 ц/га.

459. Для одержання простого суперфосфату потрібно апатит обробити сульфатною кислотою. Скільки простого суперфосфату, який являє собою суміш гідрофосфату кальцію і сульфату кальцію

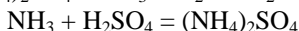
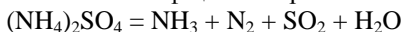
можна отримати з 7 т фосфориту (апатиту), якщо він містить 20 % домішок?

460. Розрахуйте річну потребу в гашеному вапні для нейтралізації оксиду нітрогену (IV), викиди якого складають 20 тис. т/рік. Скільки кальцієвих солей нітритної і нітратної кислот при цьому утвориться? Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції:



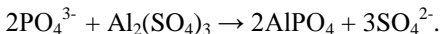
461. Розрахуйте річні викиди оксиду сульфуру(IV) на теплових електростанціях, якщо витрати гашеного вапна на його нейтралізацію складають 16,5 т.

462. При розкладанні 326 кг сульфату амонію утворились аміак, азот, оксид сульфуру(IV) і вода. Скільки л сульфатної кислоти необхідно для поглинання аміаку, що утворився, якщо густина кислоти складає 1,84 г/см³. Розставте коефіцієнти в рівняннях реакцій:



463. Розрахуйте річну потребу в гідроксиді амонію, яка необхідна для нейтралізації нітроген(IV) оксиду, викиди якого складають 72 т/рік. Скільки нітриг амонію і аміачної селітри при цьому утвориться?

464. Одним із методів видалення фосфатів із стічних вод є їх осадження алюміній сульфатом. Хімічний процес виражається рівнянням:

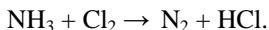


Скільки фосфатів при обробці стічних вод, можна осадити 126 кг алюміній сульфату. Яка маса осаду при цьому утвориться?

465. 1640 кг вапняку містять 74,3 % карбонату кальцію. Визначте об'єм вуглекислого газу та масу оксиду кальцію, який утворюється при випалюванні вапняку.

466. У повітрі міститься 21 % кисню за об'ємом. Який об'єм кисню та повітря необхідний для згорання 4,8 т бензину. Хімічний склад бензину приблизно відповідає формулі: C₈H₁₆.

467. Видалення аміаку зі стічних вод можна здійснити шляхом його окиснення хлором до вільного азоту. При цьому відбувається реакція:



Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції і визначте масу та об'єм хлору, якщо вміст аміаку в стічних водах складає 3 мг/л, а об'єм стічних вод – 9 м³.

468. При дії на 12 л води розчином, який містить 28 г кальцінованої соди, утворилось 23 г карбонатів кальцію і магнію. Визначте твердість води і склад осаду карбонатів.

469. Об'єм газових викидів коксохімічного комбінату складає 45000 м³/год. Вміст аміаку у викидах – 0,46 %. Скільки сульфату амонію можна отримати за добу при поглинанні аміаку розчином сульфатної кислоти?

470. При дії 15 г луку на 12 л твердої води утворилось 27 г осаду карбонатів кальцію і магнію. Визначте склад осаду карбонатів і твердість води.

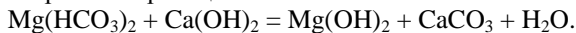
471. У процесі фотосинтезу рослина поглинула 6 м³ вуглекислого газу. Скільки літрів кисню виділиться при цьому і скільки грамів глюкози синтезується (умови нормальні)?

472. Карбонатна твердість води дорівнює 48 мекв/л. Визначте вміст гідрокарбонатів кальцію і магнію в 40 л води, якщо на їх осадження витрачено 87,3 г гашеного вапна.

473. На осадження карбонатів у 4 л води витрачено 2,3 г кальцінованої соди. Визначте твердість води.

474. Який об'єм кисню утвориться в процесі фотосинтезу з 50 кг вуглекислого газу?

475. Для пом'якшення води, твердість якої викликана гідрокарбонатом магнію, застосовують гашене вапно. Скільки його знадобиться, щоб пом'якшити воду, у якій знаходиться 700 г гідрокарбонату магнію? Чистота вапна складає 82 %. Розставте коефіцієнти в рівнянні реакції:



476. Розрахуйте середній вміст в % Магнію у біосфері, якщо вміст його в мг/кг складає: в літосфері – 18700, ґрунті – 630, попілі – 70000. До макро- чи мікроелементів він відноситься?

477. Який об'єм метану використовується для очищення коксових газів від нітроген(II) оксиду, якщо вміст оксиду складає 9 см³/м³ (у.н.). Який об'єм азоту і вуглекислого газу при цьому утвориться?

478. Щоб усунути карбонати з 25 л води, необхідно в неї додати 21,2 г соди. Визначте твердість води.

479. Карбонатна твердість води дорівнює 36 мекв./л. При кип'ятінні 28 л цієї води виділилось 46 г осаду – суміші карбонату кальцію і основного карбонату магнію. Визначте процентний склад осаду.

ДОДАТКИ

Таблиця 1. Константи дисоціації деяких слабких електролітів при 25°C

| <i>Назва</i> | | <i>Формула</i> | <i>K</i> | <i>pK</i> |
|-----------------------------|----------------|--|----------------------|-----------|
| Нітритна кислота | | HNO ₂ | $6,9 \cdot 10^{-4}$ | 3,16 |
| Мурашина кислота | | HCOOH | $1,8 \cdot 10^{-4}$ | 3,75 |
| Сульфитна кислота | K ₁ | H ₂ SO ₃ | $1,4 \cdot 10^{-2}$ | 1,85 |
| | K ₂ | | $6,2 \cdot 10^{-8}$ | 7,20 |
| Дигідрогенсульфідна кислота | K ₁ | H ₂ S | $1,0 \cdot 10^{-7}$ | 6,99 |
| | K ₂ | | $2,5 \cdot 10^{-13}$ | 12,60 |
| Карбонатна кислота | K ₁ | H ₂ CO ₃ | $4,5 \cdot 10^{-7}$ | 6,35 |
| | K ₂ | | $4,8 \cdot 10^{-11}$ | 10,32 |
| Оцтова кислота | | CH ₃ COOH | $1,74 \cdot 10^{-5}$ | 4,76 |
| Хроматна кислота | K ₁ | H ₂ CrO ₄ | $1,1 \cdot 10^{-1}$ | -1 |
| | K ₂ | | $3,2 \cdot 10^{-7}$ | 6,5 |
| Фосфатна кислота | K ₁ | H ₃ PO ₄ | $7,1 \cdot 10^{-3}$ | 2,15 |
| | K ₂ | | $6,2 \cdot 10^{-8}$ | 7,21 |
| | K ₃ | | $1,3 \cdot 10^{-12}$ | 11,89 |
| Гідрофторидна кислота | | HF | $6,2 \cdot 10^{-4}$ | 3,21 |
| Ціанідна кислота | | HCN | $5,0 \cdot 10^{-10}$ | 9,30 |
| Щавелева кислота | K ₁ | H ₂ C ₂ O ₄ | $5,6 \cdot 10^{-2}$ | 1,25 |
| | K ₂ | | $5,4 \cdot 10^{-5}$ | 4,27 |
| Амоній гідроксид | | NH ₃ ·H ₂ O | $1,76 \cdot 10^{-5}$ | 4,755 |
| Алюміній гідроксид | K ₃ | Al(OH) ₃ | $1,4 \cdot 10^{-9}$ | 8,85 |
| Ферум(III) гідроксид | K ₂ | Fe(OH) ₃ | $1,8 \cdot 10^{-11}$ | 10,74 |
| | K ₃ | | $1,3 \cdot 10^{-12}$ | 11,89 |
| Купрум(II) гідроксид | K ₂ | Cu(OH) ₂ | $1,0 \cdot 10^{-6}$ | 6,00 |
| Плюмбум(II) гідроксид | K ₁ | Pb(OH) ₂ | $9,6 \cdot 10^{-4}$ | 3,02 |
| | K ₂ | | $3,0 \cdot 10^{-8}$ | 7,52 |
| Хром(III) гідроксид | K ₃ | Cr(OH) ₃ | $1,6 \cdot 10^{-8}$ | 7,80 |
| Цинк гідроксид | K ₂ | Zn(OH) ₂ | $2,0 \cdot 10^{-6}$ | 5,70 |

Таблиця 2. Значення коефіцієнтів активності йонів залежно від зарядів цих йонів і йонної сили розчину

| <i>Йонна сила</i> | <i>Заряди йонів</i> | | |
|-------------------|---------------------|---------|---------|
| | ± 1 | ± 2 | ± 3 |
| 0,0001 | 0,99 | 0,95 | 0,90 |
| 0,0002 | 0,98 | 0,94 | 0,87 |
| 0,0005 | 0,97 | 0,90 | 0,80 |
| 0,001 | 0,96 | 0,86 | 0,73 |
| 0,002 | 0,95 | 0,81 | 0,64 |
| 0,005 | 0,92 | 0,72 | 0,51 |
| 0,01 | 0,89 | 0,63 | 0,39 |
| 0,02 | 0,87 | 0,57 | 0,28 |
| 0,05 | 0,84 | 0,50 | 0,21 |
| 0,1 | 0,81 | 0,44 | 0,16 |
| 0,2 | 0,80 | 0,41 | 0,14 |
| 0,3 | 0,81 | 0,42 | 0,14 |
| 0,5 | 0,84 | 0,50 | 0,21 |

Таблиця 3. Масова частка й молярна концентрація хлоридної кислоти залежно від щільності розчину

| ρ , г/мл | ω , % | C , моль/л | ρ , г/мл | ω , % | C , моль/л |
|------------------|-----------------|-----------------|------------------|-----------------|-----------------|
| 1,00 | 0,360 | 0,0987 | 1,10 | 20,39 | 6,15 |
| 1,01 | 2,36 | 0,655 | 1,11 | 22,33 | 6,80 |
| 1,02 | 4,39 | 1,23 | 1,12 | 24,25 | 7,45 |
| 1,03 | 6,43 | 1,82 | 1,13 | 26,20 | 8,12 |
| 1,04 | 8,49 | 2,42 | 1,14 | 28,18 | 8,81 |
| 1,05 | 10,52 | 3,03 | 1,15 | 30,14 | 9,51 |
| 1,06 | 12,51 | 3,64 | 1,16 | 32,14 | 10,22 |
| 1,07 | 14,49 | 4,25 | 1,17 | 34,18 | 10,97 |
| 1,08 | 16,47 | 4,88 | 1,18 | 36,23 | 11,73 |
| 1,09 | 18,43 | 5,51 | 1,19 | 38,32 | 12,50 |

Таблиця 4. Константи розчинності деяких малорозчинних електролітів при 25°C

| <i>Електроліт</i> | <i>K_s</i> | <i>Електроліт</i> | <i>K_s</i> |
|----------------------------------|----------------------|--------------------------------|----------------------|
| AgBr | $5,3 \cdot 10^{-13}$ | Fe(OH) ₃ | $6,3 \cdot 10^{-38}$ |
| Ag ₂ CO ₃ | $1,2 \cdot 10^{-12}$ | FeS | $5,0 \cdot 10^{-18}$ |
| AgCl | $1,8 \cdot 10^{-10}$ | HgS (чорн) | $1,6 \cdot 10^{-51}$ |
| Ag ₂ CrO ₄ | $1,1 \cdot 10^{-12}$ | Mn(OH) ₂ | $1,9 \cdot 10^{-13}$ |
| AgI | $8,3 \cdot 10^{-17}$ | MnS | $2,5 \cdot 10^{-10}$ |
| Ag ₃ PO ₄ | $1,3 \cdot 10^{-20}$ | Mg(OH) ₂ | $7,1 \cdot 10^{-12}$ |
| Ag ₂ S | $6,3 \cdot 10^{-50}$ | Ni(OH) ₂ | $2,5 \cdot 10^{-15}$ |
| Al(OH) ₃ | $1 \cdot 10^{-32}$ | NiS | $1,0 \cdot 10^{-24}$ |
| BaCO ₃ | $4,0 \cdot 10^{-10}$ | PbBr ₂ | $9,1 \cdot 10^{-6}$ |
| BaC ₂ O ₄ | $1,1 \cdot 10^{-7}$ | PbCl ₂ | $1,6 \cdot 10^{-5}$ |
| BaCrO ₄ | $1,2 \cdot 10^{-10}$ | PbCrO ₄ | $1,8 \cdot 10^{-14}$ |
| BaSO ₄ | $1,1 \cdot 10^{-10}$ | PbF ₂ | $2,7 \cdot 10^{-8}$ |
| CaCO ₃ | $3,8 \cdot 10^{-9}$ | PbI ₂ | $1,1 \cdot 10^{-9}$ |
| CaC ₂ O ₄ | $2,3 \cdot 10^{-9}$ | Pb(OH) ₂ | $1,1 \cdot 10^{-20}$ |
| CaCrO ₄ | $7,1 \cdot 10^{-4}$ | PbSO ₄ | $2,3 \cdot 10^{-7}$ |
| CaSO ₄ | $2,5 \cdot 10^{-5}$ | Sb ₂ S ₃ | $1,0 \cdot 10^{-30}$ |
| CdS | $7,9 \cdot 10^{-27}$ | Sn(OH) ₂ | $6,3 \cdot 10^{-27}$ |
| Cr(OH) ₃ | $6,3 \cdot 10^{-31}$ | SnS | $1,0 \cdot 10^{-25}$ |
| CuS | $6,3 \cdot 10^{-36}$ | SrCO ₃ | $1,1 \cdot 10^{-10}$ |
| Cu ₂ S | $2,5 \cdot 10^{-48}$ | SrSO ₄ | $2,3 \cdot 10^{-7}$ |
| Cu(OH) ₂ | $2,2 \cdot 10^{-20}$ | Zn(OH) ₂ | $7,1 \cdot 10^{-18}$ |
| Fe(OH) ₂ | $8,0 \cdot 10^{-16}$ | ZnS | $1,6 \cdot 10^{-24}$ |

Таблиця 5. Стандартні окисно-відновні потенціали

| Елемент | Рівняння напівреакції | E°, V |
|---------|--|----------------|
| Al | $Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al^0$ | -1,66 |
| Bi | $Bi^{3+} + 3e \rightleftharpoons Bi^0$ | +0,22 |
| | $NaBiO_3 \downarrow + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons BiO^+ + Na^+ + 2H_2O$ | +1,8 |
| Br | $Br_2^0 + 2e \rightleftharpoons 2Br^-$ | +1,09 |
| Cl | $Cl_2^0 + 2e \rightleftharpoons 2Cl^-$ | +1,36 |
| Cr | $Cr^{3+} + e \rightleftharpoons Cr^{2+}$ | -0,41 |
| | $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$ | +1,33 |
| | $CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e \rightleftharpoons Cr(OH)_3 \downarrow + 5OH^-$ | -0,13 |
| Fe | $Fe^{3+} + 1e \rightleftharpoons Fe^{2+}$ | +0,77 |
| | $Fe^{3+} + 3e \rightleftharpoons Fe^0$ | -0,04 |
| | $Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe^0$ | -0,44 |
| | $Fe(OH)_3 + 1e \rightleftharpoons Fe(OH)_2 + OH^-$ | -0,56 |
| I | $I_2 \downarrow + 2e \rightleftharpoons 2I^-$ | +0,54 |
| Mn | $MnO_4^- + 8H^+ + 5e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$ | +1,51 |
| | $MnO_4^- + 2H_2O + 3e \rightleftharpoons MnO_2 + 4OH^-$ | +0,59 |
| | $MnO_4^- + 1e \rightleftharpoons MnO_4^{2-}$ | +0,56 |
| | $MnO_2 + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2H_2O$ | +1,23 |
| N | $NO_3^- + 3H^+ + 2e \rightleftharpoons HNO_2 + H_2O$ | +0,94 |
| | $NO_3^- + 2H^+ + e \rightleftharpoons NO_2 \uparrow + H_2O$ | +0,80 |
| | $NO_3^- + 4H^+ + 3e \rightleftharpoons NO \uparrow + 2H_2O$ | +0,96 |
| | $NO_3^- + 10H^+ + 8e \rightleftharpoons NH_4^+ + 3H_2O$ | +0,87 |
| | $HNO_2 + H^+ + 1e \rightleftharpoons NO + H_2O$ | +0,99 |
| O | $O_2 \uparrow + 4H^+ + 4e \rightleftharpoons 2H_2O$ | +1,23 |
| | $O_2 \uparrow + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2O_2$ | +0,68 |
| | $O_2 \uparrow + H_2O + 2e \rightleftharpoons HO_2^- + OH^-$ | -0,08 |
| | $H_2O_2 + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons 2H_2O$ | +1,77 |
| | $HO_2^- + H_2O + 2e \rightleftharpoons 3OH^-$ | +0,88 |
| S | $S \downarrow + 2e \rightleftharpoons S^{2-}$ | -0,46 |
| | $S \downarrow + 2H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2S \uparrow$ | +0,14 |
| | $SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e \rightleftharpoons H_2SO_3 + H_2O$ | +0,17 |
| | $SO_4^{2-} + H_2O + 2e \rightleftharpoons SO_3^{2-} + 2OH^-$ | -0,93 |
| Sn | $Sn^{4+} + 2e \rightleftharpoons Sn^{2+}$ | +0,15 |

Таблиця 6. Константи нестійкості комплексних йонів у водяних розчинах при 25 °С

| Схема дисоціації комплексного йона | $K_{\text{нестійкості}}$ |
|--|--------------------------|
| $[\text{Ag}(\text{CN})_2] \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{CN}^-$ | $1,4 \cdot 10^{-20}$ |
| $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3$ | $5,7 \cdot 10^{-8}$ |
| $[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{NO}_2^-$ | $1,3 \cdot 10^{-3}$ |
| $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-} \rightleftharpoons \text{Ag}^+ + 2\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ | $2,5 \cdot 10^{-14}$ |
| $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Be}^{2+} + 4\text{OH}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-15}$ |
| $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} \rightleftharpoons \text{Co}^{2+} + 6\text{NH}_3$ | $7,8 \cdot 10^{-6}$ |
| $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+} + 4\text{OH}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-30}$ |
| $[\text{CuCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{Cl}^-$ | $6,3 \cdot 10^{-6}$ |
| $[\text{Cu}(\text{CN})_2] \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + 2\text{CN}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-24}$ |
| $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3$ | $2,1 \cdot 10^{-13}$ |
| $[\text{FeCl}_3] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ | $7,4 \cdot 10^{-2}$ |
| $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 6\text{CN}^-$ | $1,4 \cdot 10^{-37}$ |
| $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{CN}^-$ | $1,5 \cdot 10^{-44}$ |
| $[\text{FeF}_6]^{3-} \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 6\text{F}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-16}$ |
| $[\text{Fe}(\text{SCN})_3] \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^-$ | $2,9 \cdot 10^{-5}$ |
| $[\text{HgBr}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{Br}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-21}$ |
| $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^-$ | $4,0 \cdot 10^{-42}$ |
| $[\text{HgI}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^-$ | $1,4 \cdot 10^{-30}$ |
| $[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Hg}^{2+} + 4\text{SCN}^-$ | $8,0 \cdot 10^{-22}$ |
| $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^-$ | $4,0 \cdot 10^{-31}$ |
| $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + 4\text{NH}_3$ | $3,4 \cdot 10^{-8}$ |
| $[\text{PdCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pd}^{2+} + 4\text{Cl}^-$ | $3,2 \cdot 10^{-16}$ |
| $[\text{PtCl}_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Pt}^{2+} + 4\text{Cl}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-16}$ |
| $[\text{SnCl}_6]^{4-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 6\text{Cl}^-$ | $5,1 \cdot 10^{-11}$ |
| $[\text{Sn}(\text{OH})_3]^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+} + 3\text{OH}^-$ | $4,0 \cdot 10^{-26}$ |
| $[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-} \rightleftharpoons \text{Sn}^{4+} + 6\text{OH}^-$ | $1,0 \cdot 10^{-63}$ |
| $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{CN}^-$ | $2,4 \cdot 10^{-20}$ |
| $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3$ | $2,0 \cdot 10^{-9}$ |
| $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} \rightleftharpoons \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$ | $2,0 \cdot 10^{-18}$ |

ЗМІСТ

| | |
|---|-----|
| ПЕРЕДМОВА..... | 3 |
| МЕТА І ЗАДАЧІ ДИСЦИПЛІНИ..... | 4 |
| РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА | 5 |
| АНАЛІТИЧНА КИСЛОТНО-ОСНОВНА КЛАСИФІКАЦІЯ КАТІОНІВ ТА АНІОНІВ | 11 |
| <i>Лабораторна робота № 1</i> | 15 |
| <i>Лабораторна робота № 2</i> | 27 |
| <i>Лабораторна робота № 4</i> | 36 |
| <i>Лабораторна робота № 5</i> | 41 |
| <i>Лабораторна робота № 7</i> | 50 |
| <i>Лабораторна робота № 9</i> | 60 |
| АНАЛІТИЧНІ РЕАКЦІЇ АНІОНІВ | 62 |
| <i>Лабораторна робота № 10</i> | 62 |
| <i>Лабораторна робота № 11</i> | 65 |
| <i>Лабораторна робота №13</i> | 69 |
| КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ | 76 |
| ГРАВІМЕТРИЧНИЙ АНАЛІЗ | 76 |
| <i>Лабораторна робота №1</i> | 79 |
| <i>Лабораторна робота № 2</i> | 82 |
| <i>Лабораторна робота № 3</i> | 92 |
| <i>Лабораторна робота № 4</i> | 97 |
| <i>Лабораторна робота № 5</i> | 98 |
| <i>Лабораторна робота № 6</i> | 100 |
| <i>Лабораторна робота № 7</i> | 103 |
| <i>Лабораторна робота № 8</i> | 105 |
| ГЕОХІМІЯ ДОВКІЛЛЯ..... | 108 |
| <i>Лабораторна робота № 1</i> | 108 |
| <i>Лабораторна робота № 2</i> | 111 |
| <i>Лабораторна робота № 3</i> | 113 |
| <i>Лабораторна робота № 4</i> | 114 |
| <i>Лабораторна робота № 5</i> | 117 |
| <i>Лабораторна робота № 6</i> | 119 |
| ЗАВДАННЯ ДЛЯ САМОСТІЙНОГО РОБОТИ СТУДЕНТІВ..... | 123 |
| ДОДАТКИ..... | 158 |

Г.В. Скиба, О.Л. Герасимчук, М.Б. Корбут, Г.В. Кірейцева

АНАЛІТИЧНА ХІМІЯ ПРИРОДНОГО СЕРЕДОВИЩА

Навчально-методичний посібник для виконання лабораторних
робіт та самостійної роботи студентів

Електронне видання

Редактор: Давидова І.В.
Технічний редактор: Івашкіна О.
Комп'ютерний дизайн та верстка: Сікач Т.А.

Формат 60/90 1/16 Папір офс. Гарнітура Times New Roman.
Ум. друк. арк. 9,65