

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
ХАРКІВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
МІСЬКОГО ГОСПОДАРСТВА імені О. М. БЕКЕТОВА

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних та практичних робіт
з навчальної дисципліни

« НЕОРГАНІЧНІ ЗАБРУДНЮВАЧІ ДОВКІЛЛЯ »

*(для здобувачів 1–3 курсів денної та заочної форм навчання
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальностями
101 – Екологія, 183 – Технології захисту навколишнього середовища)*

Харків
ХНУМГ ім. О. М. Бекетова
2023

Методичні рекомендації до виконання лабораторних та практичних робіт з навчальної дисципліни «Неорганічні забруднювачі довкілля» (для здобувачів 1–3 курсів денної та заочної форм навчання першого (бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальностями 101 – Екологія, 183 – Технології захисту навколишнього середовища) / Харків. нац. ун-т міськ. госп-ва ім. О. М. Бекетова ; уклад. : І. С. Зайцева, О. О. Мураєва, Т. Д. Панайотова. – Харків : ХНУМГ ім. О. М. Бекетова, 2023. – 54 с.

Укладачі: канд. хім. наук, доц. І. С. Зайцева,
канд. хім. наук, доц. О. О. Мураєва,
канд. хім. наук, доц. Т. Д. Панайотова

Рецензент

С. В. Нестеренко, кандидат технічних наук, доцент кафедри хімії та інтегрованих технологій Харківського національного університету міського господарства імені О. М. Бекетова

Рекомендовано кафедрою хімії та інтегрованих технологій, протокол № 3 від 24.10.2017.

ЗМІСТ

Загальні зауваження.....	4
Якісний аналіз. Загальні положення.....	4
Лабораторна робота 1 Якісні реакції на катіони.....	7
Лабораторна робота 2 Якісні реакції на аніони.....	11
Лабораторна робота 3 Експериментальна контрольна задача – якісний аналіз розчину солі.....	13
Лабораторна робота 4 Метод нейтралізації. Приготування і стандартизація робочих розчинів.....	16
Лабораторна робота 5 Вивчення вмісту форм карбонатної кислоти.....	22
Лабораторна робота 6 Визначення карбонатної твердості води.....	28
Лабораторна робота 7 Визначення загальної твердості води, вмісту йонів кальцію і магнію.....	30
Лабораторна робота 8 Отримання гідрофобних колоїдних систем.....	35
Лабораторна робота 9 Молекулярна адсорбція з розчинів. Дослідження адсорбції оцтової кислоти активованим вугіллям.....	42
Лабораторна робота 10 Іонообмінна адсорбція. Визначення обмінної ємності йоніту. Пом'якшення і демінералізація води за допомогою йонного обміну.....	46
Лабораторна робота 11 Коагуляція золів.....	50

ЗАГАЛЬНІ ЗАУВАЖЕННЯ

Вивчення курсу «Неорганічні забруднювачі довкілля» неможливо без проведення лабораторних робіт. Лабораторні роботи – форма навчального заняття, в процесі якого студент під керівництвом викладача особисто проводить хімічні досліди з метою практичного підтвердження окремих теоретичних положень і, відповідно, більш глибокого засвоєння теоретичного матеріалу. При цьому студент набуває навичок роботи з лабораторним обладнанням та реактивами, вміння узагальнювати і аналізувати отримані результати, виконувати хімічні розрахунки, опановує методику експериментальних досліджень. Правильно поставлені досліди дозволяють простежити закономірності хімічних процесів, дослідити вплив різних чинників на перебіг тієї чи іншої хімічної реакції, експериментально підтвердити властивості хімічних речовин, а також закласти основи хімічного мислення.

Методичні вказівки до лабораторних та практичних робіт з дисципліни «Неорганічні забруднювачі довкілля» складені відповідно до робочої програми підготовки бакалавра за спеціальностями 101 – Екологія, 183 – Технології захисту навколишнього середовища.

До кожної лабораторної роботи наведені контрольні запитання, відповідь на які дозволяють студентам удосконалити своє розуміння теоретичних і практичних знань з відповідних тем дисципліни. Самостійне опрацювання рекомендованого матеріалу дозволить студенту свідомо виконувати кожен лабораторну роботу.

Студентам слід заздалегідь готуватися до лабораторного заняття. Виконанню лабораторної роботи передуює співбесіда з викладачем.

ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ. ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

Якісний аналіз неорганічних сполук базується на виявленні в розчинах катіонів та аніонів цих речовин за допомогою характерних якісних реакцій. Для якісного аналізу не всі хімічні реакції є придатними.

Характерна реакція – це реакція, що супроводжується зміною забарвлення, випадінням осаду, розчиненням осаду або виділенням газу. Характерна якісна реакція є *селективною*, тобто за допомогою такої реакції даний елемент можна виявити у присутності великої кількості інших елементів.

Важливою характеристикою якісної реакції є її *чутливість*. Чутливість визначається найменшою концентрацією йонів даного елемента в розчині, яку можна відкрити даною реакцією за певних умов її виконання.

В якісному аналізі аналітичні реакції поділяють на:

групові – це реакції, що перебігають під дією групового реактиву, і мають подібний зовнішній ефект з декількома йонами, та *специфічні* – це реакції, які дають можливість виявити даний йон у присутності інших йонів. За допомогою групових реакцій ту або іншу аналітичну групу катіонів (аніонів) можна виділити з розчину осадженням.

У процесі хімічного аналізу неорганічних сполук, як правило, досліджують водні розчини, що містять речовини в дисоційованому стані, тому якісний аналіз солі полягає у виявленні або, як кажуть, *відкритті* окремих катіонів й аніонів.

Для зручності виявлення йони ділять *на аналітичні групи*.

В *кислотно-основному методі* виділяють шість аналітичних груп катіонів і три – аніонів.

Аналітична група – це група йонів яка з певним реактивом дає однотипні аналітичні реакції (однотипний аналітичний сигнал).

Реактив (реагент) – хімічна речовина за допомогою якої відкривають йони.

Груповий реактив – реактив який дає однотипний аналітичний сигнал з усіма йонами даної групи.

Групова реакція – однотипна реакція для всіх йонів групи.

Індивідуальний реактив та індивідуальна реакція – реактив та реакція для виявлення окремих йонів.

Систематичний метод аналізу – метод аналізу суміші склад якої невідомий.

Дробний метод аналізу виявлення йонів за допомогою характерних реакцій коли всі йони що заважають виявленню усунуто, або в розчині присутній лише один катйон та один анійон.

Залежно від того, з якою кількістю речовини проводять аналітичні реакції, розрізняють наступні методи якісного аналізу:

1) *макрометод* – зазвичай для аналізу береться проба від 0,1 до 1 г, яка розчиняється в 30–50 мл розчинника. Реакції проводять в пробірках з 2–3 мл отриманого розчину;

2) *мікрометод* – маса аналізованої речовини коливається від 0,001 до 0,01 г. Реакції проводять краплинним методом або мікрокристалоскопічних методом, про присутність визначається йона судять за формою кристалів, які розглядаються в мікроскоп;

3) *полумікрометодом* – аналіз проводять з кількістю речовини від 0,01 до 0,1 г, об'єм проби становить 0,1–2 мл.

Кислотно-основна класифікація катіонів і аніонів на аналітичні групи:

а) класифікація катіонів

Класифікація катіонів ґрунтується на різній розчинності хлоридів, сульфатів у воді, а також на відмінності у властивостях їхніх гідроксидів. Груповими реактивами цього методу є розчини кислот і основ. За кислотно-основною класифікацією катіони ділять на *шість аналітичних груп* (табл. 1).

Таблиця 1 – Кислотно-основна класифікація катіонів за аналітичними групами

Аналітична група	Катіони	Груповий реактив	Продукт	Зовнішній ефект
Перша	Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+}	2М розчин HCl	Хлориди	Осад білого кольору, нерозчинний в розчинах кислот
Друга	Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+}	1М р-н H_2SO_4 (в присутності $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	Сульфати	Осад білого кольору, нерозчинний в розчинах кислот та лугів
Третя	Al^{3+} , Zn^{2+} , Cr^{3+} , Cr^{6+} , Sn^{2+} , Sn^{4+} , As^{3+} , As^{5+}	Надлишок 3М р-ну NaOH або 0,5М KOH	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Sn}(\text{OH})_4]^{2-}$, CrO_4^{2-} , AsO_4^{3-}	Осад гідроксиду розчинний в надлишку NaOH
Четверта	Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} , Bi^{3+} , Sb^{3+} , Sb^{5+}	3М р-н NaOH або 0,5М KOH	$\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Bi}(\text{OH})_3$, $\text{MnO}(\text{OH})_2$, $\text{SbO}(\text{OH})_3$	Осад не розчинний в надлишку NaOH
П'ята	Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+}	Надлишок розчину амоніаку $\omega = 25\%$	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$, $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_n]^{2+}$, де $n = 2 - 6$	Гідроксиди розчинні в надлишку амоніаку з утворенням аміакатів
Шоста	Na^+ , K^+ , NH_4^+	Відсутній	–	–

Таблиця 2 – Кислотно-основна класифікація аніонів за аналітичними групами

Аналітична група	Аніони	Груповий реактив	Продукт	Зовнішній ефект
Перша	SO_4^{2-} , SO_3^{2-} , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_3^{2-} , CrO_4^{2-} , $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	BaCl_2 в нейтральному, або слабко- лужному середовищі	Солі Барію	Осад білого кольору
Друга	Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-}	AgNO_3 в присутності HNO_3	Солі Аргентуму	Осад: AgCl – білий, AgBr , AgI – світло-жовтий, Ag_2S – чорний
Третя	NO_3^- , CH_3COO^-	Відсутній	–	–

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 1

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА КАТІОНИ

(Кислотно-основна класифікація катіонів за аналітичними групами наведена в табл. 1)

Якісні реакції на катіони першої аналітичної групи (Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+})

Мета роботи: засвоїти кислотно-основну класифікацію катіонів, принципи розділення та відкриття окремих катіонів; вивчити характерні реакції катіонів різних аналітичних груп та умови їх проведення. Опанувати хід аналізу суміші катіонів кожної аналітичної групи.

1.1 Самостійна підготовка

Виконати вправи

1. Які катіони відносяться до I аналітичної групи? На чому ґрунтується видалення PbCl_2 з осаду хлоридів катіонів I групи? На чому ґрунтується розчинення осаду AgCl в розчині аміаку (рівняння реакції)?

2. Які катіони відносяться до II аналітичної групи? Яка реакція може бути використана для виявлення йонів кальцію в присутності йонів барію. Яким чином зменшують розчинність Кальцій сульфату у воді? Напишіть усі рівняння реакцій.

3. Яка властивість гідроксидів катіонів III групи дозволило виділити їх в окрему аналітичну групу? За допомогою якого реактиву можна відрізнити йони Zn^{2+} від йонів Al^{3+} (рівняння реакції)?

4. Які катіони входять до IV аналітичної групи? Який груповий реактив для визначення катіонів цієї групи? Яким специфічним реактивом і в якому середовищі можна визначити наявність йонів Fe^{2+} у воді (рівняння реакції)?

5. Які катіони входять до V аналітичної групи? Наведіть приклад діє групового реагенту на йони Cu^{2+} .

1.2 Робота в лабораторії

Якісні реакції на катіони першої аналітичної групи (Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+})

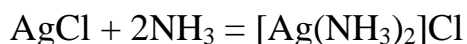
Груповим реагентом на катіони першої аналітичної групи є 2М розчин HCl , який з кожним катіоном утворює білий осад відповідного хлориду.

Дослід 1. Якісні реакції на катіони Ag^+ , Pb^{2+}

1. Дія групового реактиву – 2М розчин HCl .

Хід виконання. У дві пробірки налити по 2–3 мл розчинів аргентум нітрату і плюмбум(II) нітрату. До кожної пробірки додайте по 3–5 крапель

2М розчину хлоридної кислоти до утворення білих осадів аргентум хлориду і плюмбум(II) хлориду. Розлийте кожний осад у дві чисті пробірки. Дослідіть відношення утворених осадів до гарячої води, насиченого розчину амоніаку і надлишку хлоридної кислоти. Переконайтеся, що осад аргентум хлориду не розчиняється в розчині кислоти але розчиняється в концентрованому розчині амоніаку NH_3 :



Переконайтеся, що осад плюмбум(II) хлориду не розчиняється в розчинах кислот, але розчиняється в гарячій воді. Ця властивість осаду PbCl_2 використовується для його відокремлення від осадів AgCl і Hg_2Cl_2 .

2. Дія реактиву KI.

Хід виконання. В дві пробірки налити по 1 мл розчину аргентум нітрату і плюмбум(II) нітрату. Далі:

– до пробірки з розчином аргентум нітрату додайте краплями розчин калій йодиду до утворення аморфного жовтого осаду;

– до пробірки з розчином плюмбум(II) нітрату додайте 5–10 крапель розчину калій йодиду. До отриманого розчину додайте 0,5 мл води і 4–5 крапель розведеної оцтової кислоти ($\text{pH} = 3\text{--}5$), нагрівайте 2 хвилини, а потім різко охолодити під холодною водою до появи золотих краплинок (реакція «золотої дощу»).

Примітка. Реактив KI не можна брати в надлишку, щоб уникнути розчинення осаду PbI_2 внаслідок утворення комплексного йона PbI_4^{2-} . Реакція є специфічною на наявність йону Pb^{2+} .

3. Дія реактиву K_2CrO_4 .

Хід виконання. Хромат йони CrO_4^{2-} утворюють з катйонами Ag^+ осад цегляного кольору. Реакцію потрібно проводити в нейтральному або слабко лужному середовищі. В пробірку налити 3–5 крапель розчину AgNO_3 , додайте 3–5 крапель дистильованої води і 2–3 краплі розчину K_2CrO_4 . Зафіксуйте утворення осаду. Переконайтеся, що цей осад розчиняється в нітратній кислоті та в розчині амоніаку.

Хромат йони CrO_4^{2-} утворюють з катйонами Pb^{2+} осад жовтого кольору.

В пробірку налити 1 мл розчину плюмбум(II) нітрату, додайте 0,5 мл розчину калій хромату до утворення жовтого осаду. Переконайтеся, що осад не розчиняється в розчинах кислот, гарячій воді, але розчиняється в розчині лугу.

Занотуйте всі спостереження. Напишіть рівняння всіх реакцій досліду 1 (а, б, в) у молекулярному та йонному вигляді.

Якісні реакції на катіони другої аналітичної групи (Ba^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+})

Груповим реагентом на катіони другої аналітичної групи є 1М розчин сульфатної кислоти, який з кожним катіоном утворює білий осад відповідного сульфату. Ці осади не розчинні в кислотах і лугах.

Дослід 2. Якісні реакції на катіони (Ba^{2+} , Ca^{2+})

1. Дія групового реактиву – 1М розчин H_2SO_4 .

Хід виконання. У дві пробірки налити по 2 мл розчинів барій хлориду і кальцій хлориду, додайте в кожен пробірку по 1 мл 1 М розчину сульфатної кислоти, перемішайте. Переконайтеся, що осад Кальцій сульфату не випав. Це пов'язане з порівняно високою розчинністю кальцій сульфату у воді, тому йон Ca^{2+} розведеним розчином сульфатної кислоти повністю осадити не можливо. Для повного осаджування йона Ca^{2+} процес осаджування потрібно проводити або в присутності етанолу, або під дією концентрованої сульфатної кислоти. Тобто в пробірку з розчином кальцій хлориду слід додати або 0,5 мл етанолу, а потім 1 мл розведеного розчину сульфатної кислоти або 1 мл концентрованого розчину сульфатної кислоти (обережно!). Кожен з осадів барій сульфату і кальцій сульфату розділити на дві частини. Дослідити розчинність сульфатів барію і кальцію в кислотах та лугах.

2. Дія реактиву K_2CrO_4 .

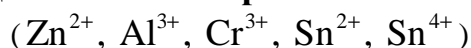
Хід виконання. У дві пробірки налити по 1 мл розчинів барій хлориду і кальцій хлориду, додайте краплями розчин калій хромату. Зафіксуйте утворення жовтого осаду хромату барію і відсутність осаду в пробірці з розчином CaCl_2 . До пробірки з осадом барій хромату додайте оцтову кислоту.

3. Мікрокристалічна реакція.

На предметне скло нанесіть 3 краплі розчину кальцій хлориду, а поряд краплю сульфатної кислоти, з'єднайте їх скляною паличкою і трохи підсушіть над полум'ям пальника. Далі під мікроскопом зафіксуйте форму утворених кристалів. Це дуже характерна реакція, в результаті якої утворюються кристали гіпсу $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, які мають вигляд голок. Ця реакція може бути використана для виявлення йонів кальцію в присутності йонів (солей) барію.

Напишіть рівняння всіх реакцій дослідів 2 в молекулярному та йонному вигляді.

Якісні реакції на катіони третьої аналітичної групи



Груповим реагентом є надлишок 3М розчин NaOH або 0,5М розчин KOH , при взаємодії з якими катіони третьої групи утворюють нерозчинні гідроксиди, які проявляють амфотерні властивості.

Дослід 3. Якісні реакції на катіони Zn^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+}

1. Дія групового реагенту 3М розчину NaOH

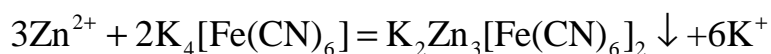
Хід виконання:

– у три пробірки вміщують по 2 мл солей алюміній сульфату, цинк сульфату та хром(III) сульфату, додають до кожної пробірки по 3–5 крапель 3 М розчину NaOH . Фіксують забарвлення і характер кожного осаду;

– далі кожен з трьох утворених осадів розливають у дві пробірки і досліджують розчинність усіх осадів у кислоті (HCl) і надлишку луга.

2. Дія калій гексаціаноферату (III) – $K_4[Fe(CN)_6]$. Це специфічна реакція на йони Zn^{2+} в результаті якої утворюється білий осад калій-цинк гексаціаноферату(II).

Хід виконання. До 1–2 мл розчину цинк сульфату додають такий же об'єм реактиву $K_4[Fe(CN)_6]$, перемішують і нагрівають до кипіння:



Ця реакція специфічна, вона дає можливість відрізнити йони Zn^{2+} від йонів Al^{3+} , причому йони Cr^{3+} не впливають на перебіг реакції. Спостерігають утворення осаду. Досліджують розчинність осаду в хлоридній кислоті.

Напишіть рівняння всіх реакцій досліду 3 в молекулярному та йонному вигляді.

Якісні реакції на катіони четвертої аналітичної групи



Груповими реагентами є 3М розчин NaOH або 0,5М розчин KOH, які осаджують катіони V аналітичної групи у вигляді гідроксидів, які нерозчинні у воді і надлишку реагенту, але добре розчинні в кислотах.

Дослід 4. Якісна реакція на катіони Fe^{2+}

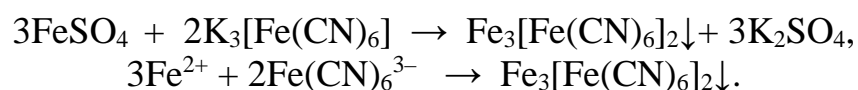
1. Дія групового реагенту NaOH

Хід виконання. В пробірку налити 2–3 мл розчину ферум(II) сульфату й краплями додайте 3М розчин натрій гідроксиду. Спочатку утворюється білий осад ферум(II) гідроксиду, який згодом під дією кисню повітря стає спочатку синьо-зеленим, а потім червоно-бурим в результаті утворення ферум(II) гідроксиду.

2. Дія реагенту $K_3[Fe(CN)_6]$ – калій гексаціаноферату(III)

Це специфічний реагент на йони Fe^{2+} . Реакція відбувається в кислому середовищі для попередження гідролізу солі.

Хід виконання. В пробірку налити 2–3 мл розчину ферум(II) сульфату й додайте 1 мл розчину хлоридної кислоти та декілька крапель розчину калій гексаціаноферату(III). В результаті утворюється синій осад, який має назву «турнбулева синь»:



Напишіть рівняння всіх реакцій обсліду 4 в молекулярному та йонному вигляді.

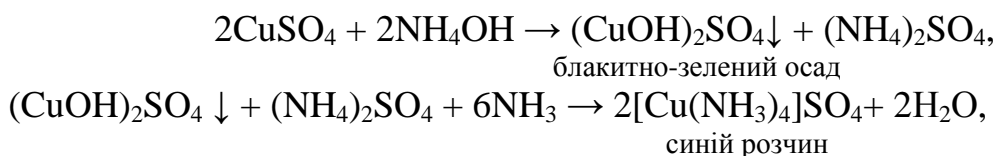
Якісні реакції на катіони п'ятої аналітичної групи (Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Cd^{2+} , Hg^{2+})

Груповим реагентом є концентрований розчин амоніаку, який осаджує катіони V аналітичної групи у вигляді гідроксидів, які розчинні у надлишку реагенту.

Дослід 5. Якісна реакція на катіони Cu^{2+}

1. Дія групового реагенту – розчин амоніаку.

Хід виконання. В пробірку налити 1–2 мл розчину купрум(II) сульфату й краплями додайте розчин амоніаку. Спочатку утворюється голубий осад основної солі купрум(II) гідроксосульфату $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$. Потім до отриманого осаду додають надлишок розчину амоніаку до повного розчинення осаду і зміни забарвлення на синє в наслідок утворення комплексної сполуки $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$:



Напишіть рівняння всіх реакцій дослід 5 в молекулярному та йонному вигляді.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 2

ЯКІСНІ РЕАКЦІЇ НА АНІОНИ

(Кислотно-основна класифікація аніонів за аналітичними групами
наведена в табл. 2)

Мета роботи: засвоїти класифікацію аніонів, вивчити характерні реакції аніонів різних аналітичних груп та умови їх проведення. Опанувати хід аналізу відкриття аніонів кожної аналітичної групи.

2.1 Самостійна підготовка

Виконати вправи

1. Який аніон першої групи утворює з катіоном барію сіль, яка не розчинна в кислотах ?

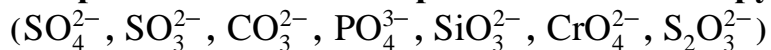
2. Чому недоцільно розчиняти солі барію аніонів першої групи в сульфатній кислоті?

3. При дії на розчин, що містить один з аніонів другої аналітичної групи, реактиву AgNO_3 утворюється жовтий осад. Який аніон був у розчині?

4. Якими реакціями можна одночасно виявити галогенід-йони Cl^- , Br^- , I^- за їх одночасної присутності?

5. Напишіть реакцію виявлення карбонат-йону, в результаті якої має місце виділення вуглекислого газу.

Якісні реакції на аніони першої аналітичної групи



Груповим реактивом є барій хлорид BaCl_2 у нейтральному середовищі або слабо лужному розчині. В результаті реакції утворюються відповідні солі барію, які важко розчиняються у воді, але розчиняються в розбавлених кислотах, за винятком BaSO_4 .

Дослід 1. Якісна реакція на сульфат-аніони

Хід визначення. В пробірку налити розчин калій сульфату й додайте краплями розчин барій хлориду. Утворюється білий осад барій сульфату. Після відстоювання злийте рідину з осаду й додайте до осаду, що залишився) 2–3 краплини розчину хлоридної кислоти. Переконайтеся, що білий осад BaSO_4 в ній не розчиняється.

Напишіть рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Дослід 2. Якісна реакція на карбонат-аніони

Хід визначення. В пробірку до розчину натрій карбонату додайте краплями розчин барій хлориду. Утворюється білий осад барій карбонату. Подійте на осад хлоридною кислотою (2–3 краплини). Спостерігають виділення газу CO_2 і розчинення осаду.

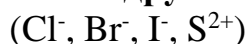
Напишіть рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Дослід 3. Якісна реакція на фосфат-аніони

Хід визначення. Дослід проводять аналогічно двом попереднім: додають краплями розчин барій хлориду до розчину натрій фосфату. Спостерігають утворення білого осаду барій фосфату. Переконайтеся, що осад легко розчиняється в хлоридній, нітратній, оцтовій кислотах (окрім сульфатної кислоти). Потім в окрему пробірку до розчину натрій фосфату додають краплями розчин аргентум нітрату. Спостерігають утворення жовтого осаду. Рідину над осадом зливають, осад ділять на дві частини: до однієї частини додають розчин амоніаку, до іншої – розчин нітратної кислоти. Спостерігають розчинення жовтого осаду.

Напишіть рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Якісні реакції на аніони другої аналітичної групи



Груповим реагентом є розчин аргентум нітрат AgNO_3 . При взаємодії цього реактиву з аніонами другої групи утворюються осадки різного кольору.

Дослід 4. Якісні реакції на хлорид-аніони (Cl^- , Br^- , I^-)

Хід визначення. У три чисті пробірки послідовно вміщують розчини натрій хлориду, калій броміду і калій йодиду. До кожної пробірки додають краплями розчин аргентум нітрату. Спостерігають утворення білого сироподібного осаду AgCl , світло-жовтого осаду AgBr і жовтого осаду AgI .

Напишіть рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

Якісні реакції на аніони третьої аналітичної групи (NO_2^- , NO_3^- , CH_3COO^-)

Групового реагенту для цієї групи аніонів немає.

Дослід 5. Якісна реакція на нітрат-йони

Хід визначення. В пробірку наливають 1 мл 1% розчину калій нітрату, додають 6 крапель 1% розчину дифеніламіну в концентрованій сульфатній кислоті. Після чого фіксують колір забарвлення розчину (він повинен стати яскраво синім). Напишіть рівняння реакції в молекулярному та йонному вигляді.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 3

ЕКСПЕРИМЕНТАЛЬНА КОНТРОЛЬНА ЗАДАЧА – ЯКІСНИЙ АНАЛІЗ РОЗЧИНУ СОЛІ

Якісний аналіз неорганічних речовин базується на виявленні в розчинах катіонів та аніонів цих речовин за допомогою характерних якісних реакцій. В якісному аналізі аналітичні реакції поділяють на *групові* – це реакції, що перебігають під дією групового реактиву, і мають подібний зовнішній ефект з декількома йонами, та *специфічні* – реакції, що дають можливість виявити даний йон у присутності інших йонів. За допомогою групових реакцій ту або іншу аналітичну групу катіонів (аніонів) можна виділити з розчину осадженням.

Алгоритм виконання експериментально контрольної задачі

1. Студент одержує у лаборанта розчин невідомої солі

Мета експериментальної контрольної задачі: визначити, розчин якої солі знаходиться в пробірці.

2. Визначення наявності певного катіону

В таблиці 3 наведено перелік катіонів, які можуть бути присутніми в сполуці, що аналізують.

Таблиця 3 – Список катіонів, які можуть бути присутніми в речовині, що аналізують

Аналітична група	Катіони	Груповий реактив	Продукт	Зовнішній ефект
Перша	Ag^+ , Pb^{2+}	2М розчин HCl	Хлориди	Осад білого кольору, нерозчинний в розчинах кислот
Друга	Ba^{2+} , Ca^{2+}	1М розчин H_2SO_4 (в присутності $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	Сульфати	Осад білого кольору, нерозчинний в розчинах кислот та лугів
Третя	Al^{3+} , Zn^{2+}	3М розчин NaOH (надлишок)	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$, $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	Розчин у присутності надлишку NaOH
Четверта	Fe^{2+}	3М розчин NaOH (надлишок)	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Осад, нерозчинний у присутності надлишку NaOH

Аналіз на катіони виконують відповідно до наступної схеми (рис. 1).

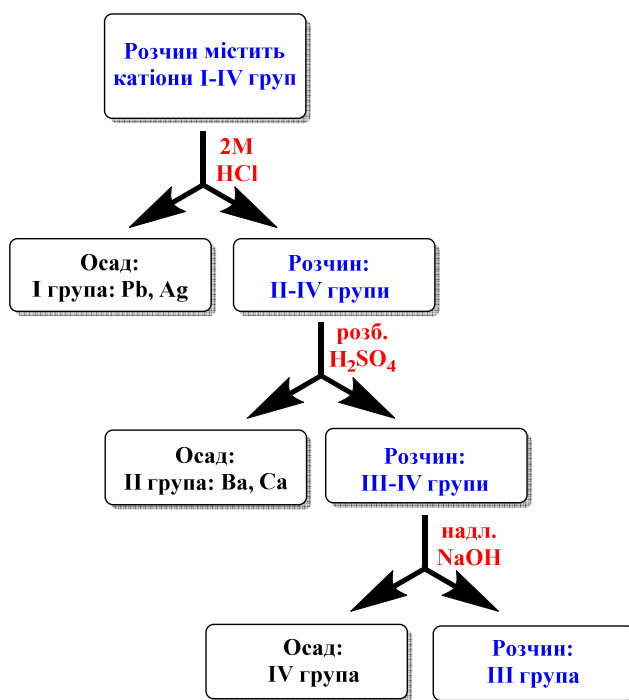


Рисунок 1 – Схема виконання аналізу на катіони

Для цього:

– відбирають в окрему пробірку 5 крапель виданого розчину, додають краплями 2М розчин HCl , в разі утворення осаду роблять висновок про наявність катіонів I групи. Проводять специфічні реакції для ідентифікації окремих катіонів;

– у разі негативного результату на катіони I групи відбирають 5 крапель аналізованого розчину і додають розчин H_2SO_4 , роблять висновок про наявність катіонів II групи і в разі наявності – специфічні реакції катіонів;

– у разі негативного результату у попередніх експериментах до 5 крапель вихідного розчину додають невелику кількість розчину $NaOH$, у разі утворення осаду перевіряють, чи здатний осад розчинитись у надлишку $NaOH$ – у цьому випадку вважають наявними катіони III групи, якщо осад не розчинився – наявні катіони IV групи. Роблять відповідні специфічні реакції на катіони. Результати експерименту заносять до таблиці 4:

Таблиця 4 – Результати визначення катіонів

Перша аналіт. гр.		Друга аналіт. гр.		Третя аналіт. гр.		Четверта аналіт. гр.
Ag^+	Pb^{2+}	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}

3. Визначення наявності певного аніону

В таблиці 5 наведено список аніонів, які можуть бути присутніми в речовині, що аналізують.

Таблиця 5 – Список аніонів, які можуть бути присутніми в аналізованій речовині

Аналітична група	Аніони	Груповий реактив	Продукт	Зовнішній ефект
Перша	SO_4^{2-}	$BaCl_2$ в нейтральному, або слабо-лужному середовищі	Солі Барію	Осад білого кольору
Друга	Cl^- , I^-	$AgNO_3$ в присутності HNO_3	Солі Аргентуму	Осад: $AgCl$ – білий, AgI – світло-жовтий
Третя	NO_3^-	Відсутній	–	–

Аналіз на аніони виконують наступним чином:

– відбирають в окрему пробірку 5 крапель виданого розчину, додають краплями розчин $BaCl_2$. За наявністю осаду встановлюють присутність сульфат-аніонів;

– у разі негативного результату у попередньому експерименті до 5 крапель вихідного розчину додають розчин $AgNO_3$. За наявністю осаду встановлюють присутність йонів Cl^- (білий осад) I^- (світло-жовтий осад).

– у разі негативного результату у попередніх експериментах на годинникове скло наливають 2–3 краплі досліджуваного розчину, додають 6 крапель 1 %-ного розчину дифеніламіну в концентрованій сульфатній кислоті. У разі яскраво-синього забарвлення роблять висновок про присутність нітрат-аніонів.

Результати експерименту заносять до таблиці 6:

Таблиця 6 –Результати визначення наявності аніонів

Перша аналітична група	Друга аналітична гр.		Третя аналітична група
SO_4^{2-}	Cl^-	I^-	NO_3^-

4. Оформлення протоколу.

КІЛЬКІСНИЙ АНАЛІЗ

Кількісний аналіз полягає у визначенні *кількісного* вмісту окремих складових частин складної речовини, або суміші речовин. До основних методів кількісного аналізу відносяться:

1) *титриметричний (об'ємний) метод*, в якому кількість досліджуваної речовини визначається шляхом точного вимірювання об'ємів реагуючих речовин;

2) *гравіметричний (ваговий) метод*, який ґрунтується на точному вимірюванні маси речовини, що визначається, або її складових частин, що виділяються в чистому стані або у вигляді відповідних сполук точно відомого постійного складу.

В лабораторних роботах 4–7 будуть використовуватися прийоми і методики титриметричного методу аналізу.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 4

МЕТОД НЕЙТРАЛІЗАЦІЇ. ПРИГОТУВАННЯ І СТАНДАРТИЗАЦІЯ РОБОЧИХ РОЗЧИНІВ

4.1 Самостійна підготовка

Питання і задачі

1. У чому суть методу нейтралізації, яка реакція лежить у його основі?
2. Які речовини можна визначити методом нейтралізації і чому? Наведіть приклади.
3. Які робочі розчини використовують у методі нейтралізації? Якої концентрації їх готують і чому?
4. Які речовини використовують як вихідні, які вимоги до них ставляться?
5. Які індикатори використовують у методі нейтралізації? Що таке інтервал переходу й показник титрування індикатора?
6. На чому ґрунтується вибір індикатора, яке значення при цьому має стрибок рН на кривій титрування?

7. Скільки мілілітрів 37 %-ого розчину HCl (густиною 1,19 г/см³) потрібно взяти, щоб приготувати 200 мл 0,1N розчину HCl?

8. Скільки мілілітрів 2N розчину NaOH потрібно взяти, щоб приготувати 500 мл 0,1N розчину NaOH?

9. Скільки грамів Na₂B₄O₇·10H₂O необхідно взяти для приготування 500 мл 0,1N розчину. Для чого використовують цей розчин? Напишіть рівняння реакції.

10. На титрування 20 мл 0,1N розчину NaOH пішло 25 мл розчину HCl. Визначити молярну та нормальну концентрації розчину HCl, кількість грамів HCl, що міститься в 1 л цього розчину.

4.2 Робота в лабораторії

Посуд і реактиви

1. Хлоридна кислота HCl (конц.).
2. Хлоридна кислота (фіксанал).
3. Натрій тетраборат Na₂B₄O₇·10H₂O (бура).
4. Натрій гідроксид NaOH (ч.д.а.).
5. Індикатори: метиловий жовтогарячий і фенолфталеїн – 0,1 %-ого розчину.
6. Бюретка місткістю 25 мл.
7. Колби мірні (250, 500, 1000 мл).
8. Конічна колба місткістю 250 мл.
9. Піпетки місткістю 10, 20 мл.

4.3 Приготування і стандартизація робочих розчинів

В якості робочих розчинів у методі нейтралізації використовують: розчини кислот (найчастіше 0,1 М або 0,05 М розчин HCl) і розчини лугів (найчастіше 0,1 М або 0,05 М розчин NaOH).

Приготування і стандартизація 0,1 М розчину HCl

1. Приготування 0,1 М розчину HCl з фіксаналу

Фіксанали (стандарт – титри) – це запаяні в скляні ампули точно зважені маси твердих або точно відміряні об'єми рідких речовин, необхідні для приготування виключно 1 л розчину певної концентрації (наприклад, 0,1 М або 0,05 М тощо). Щоб приготувати 0,1 М розчин HCl з фіксаналу, ампулу старанно вимивають і витирають. У мірну колбу на 1 л вставляють лійку з вкладеним у неї бойком таким чином, щоб довгий кінець його ввійшов у трубку лійки, а короткий (гострий) був направлений догори. Дно вимитої ампули пробивають гострим кінцем бойка в лійці. Другим бойком пробивають верхню

поверхню ампули і сильним струменем води повністю вимивають вміст ампули в колбу. Потім ретельно перемішують отриманий розчин і доводять його дистильованою водою до мітки 1 л. Отриманий розчин переливають у чисту склянку і наносять на неї маркування (концентрація, дата).

2. Приготування ~ 0,1 М розчину HCl з наявної кислоти

У випадку відсутності фіксаналу, приймаючи до уваги леткість і токсичність хлоридної кислоти, її розчин готують наступним чином:

1) розраховують, яка кількість грамів HCl повинна міститися в 1 л 0,1 М розчину: $m(\text{HCl}) = C(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) \cdot V_p = 0,1 \cdot 36,46 \cdot 1 = 3,645$ г;

2) оскільки чистої хлоридної кислоти не існує, то для подальших розрахунків визначають густину наявної хлоридної кислоти. Її виміряють ареометром, для чого останній занурюють у циліндр з кислотою, а потім за таблицею (див. «Довідник хіміка») знаходять її відсоткову концентрацію за знайденою густиною кислоти;

3) розраховують, у якій кількості кислоти, що є в лабораторії, міститься потрібне число грамів чистої HCl;

4) оскільки зважувати кислоту незручно, то перераховують її масу на об'єм V , виходячи із співвідношення $V = m/\rho$, (де m – маса кислоти, г; ρ – густина кислоти, г/см³);

5) відміряють знайдений об'єм кислоти циліндром або піпеткою, розводять дистильованою водою до 1 л у мірній колбі і ретельно перемішують отриманий розчин. Розчин переливають у чисту склянку, наносять маркування (концентрація, дата).

3. Стандартизація приготованого ~ 0,1 М розчину HCl

Стандартизацію розчину HCl проводять за первинним розчином бури ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), який був приготовлений з фіксаналу. Концентрація цього розчину: $C(1/2 \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль/л. В основі стандартизації лежить наступна реакція:



Молярну концентрацію хлоридної кислоти встановлюється титруванням розчину бури з метиловим жовтогарячим 0,1М розчином хлоридної кислоти.

Хід визначення

1. Приготований розчин хлоридної кислоти наливають через лійку в ретельно вимиту бюретку, яку перед тим ополіскують невеликими порціями розчину (для виведення залишків води) вище нульової позначки. Заповнюють розчином носик бюретки, витиснувши з нього повітряні бульбашки. Потім знімають лійку і встановлюють нижній край меніска розчину хлоридної кислоти на нульовій позначці.

2. Виконуючи всі правила, переносять піпеткою, яку двічі ополіскують розчином бури, в чисту конічну колбу 10 або 20 мл розчину бури, не видуваючи останню краплю з піпетки, а знімаючи її дотиком кінця піпетки до внутрішньої

стілки колби для титрування, додають 2–3 краплини метилового жовтогарячого, після чого колбу підставляють під бюретку таким чином, щоб кінець бюретки ввійшов у колбу на 1–2 см, і починають титрування, поклавши заздалегідь під колбу білий аркуш паперу. Титрування проводять, підтримуючи колбу правою рукою, а лівою, відкриваючи кран бюретки, обережно невеликими порціями доливають хлоридну кислоту, при цьому вміст колби безперервно перемішують плавними обертальними рухами.

Титрування вважають закінченим у той момент, коли забарвлення індикатора в розчині перейде (від додавання однієї краплі хлоридної кислоти) з жовтого в жовтогаряче (рН = 4).

Під час титрування зручно користуватися «свідком». Для цього в окрему колбу відміряють циліндром 50 мл дистильованої води, додають 1–2 краплини, метилового жовтогарячого, а з бюретки – 1 краплину розчину хлоридної кислоти. Розчин повинен мати помітне жовтогаряче забарвлення. При користуванні «свідком» титрування закінчують, коли розчин прийме колір «свідка». Визначають за бюреткою (з точністю до сотих мілілітра) об'єм розчину кислоти, витраченої на титрування і занотовують дані в журнал.

Титрування повторюють кілька разів до отримання не менше, ніж трьох результатів, що відрізняються не більше, як на 0,1 мл, причому кожного разу рівень розчину в бюретці треба встановлювати на нуль, а при відліку стежити за тим, щоб око було на рівні меніску. Отримані результати занотовують у вигляді таблиці:

Номер досліду	Об'єм (мл) розчину бури, взятого на титрування	Концентрація бури, моль/л	Об'єм (мл) розчину НСІ, витраченого на титрування	Концентрація НСІ, моль/л
1				
2				
3				

Знаходять середнє значення об'ємів хлоридної кислоти, витрачених на титрування, враховуючи тільки результати, що сходяться, і визначають її концентрацію із співвідношення:

$$C(1/2\text{бури}) \cdot V(\text{бури}) = C(\text{НСІ}) \cdot V(\text{НСІ}),$$

де $C(1/2\text{бури})$ – молярна концентрація еквівалента бури, моль/л;

$C(\text{НСІ})$ – молярна концентрація хлоридної кислоти, моль/л;

$V(\text{бури})$ і $V(\text{НСІ})$ – об'єми відповідних розчинів, мл.

Отже остаточно

$$C(\text{НСІ}) = \frac{C(1/2\text{бури}) \cdot V(\text{бури})}{V(\text{НСІ})}, \text{ моль/л.}$$

Приготування і стандартизація ~ 0,1 М робочого розчину NaOH

У методі нейтралізації в якості розчинів лугів використовують зазвичай 0,1 М розчин натрій гідроксиду. Оскільки NaOH енергійно реагує з CO₂ повітря, утворюючи на поверхні реактиву карбонати, та є гігроскопічним, то його розчин готують швидко, за приблизною наважкою.

1. Приготування ~ 0,1 М розчину NaOH за наважкою

Для приготування 1 л 0,1 М розчину натрій гідроксиду наважка NaOH повинна бути 4 г ($m(\text{NaOH}) = 0,1 \cdot 40 \cdot 1 = 4$ г), але замість розрахованих 4 г NaOH беруть 5–6 г. Наважку зважують швидко на технічних вагах у закритому бюксі. Після чого висипають її в склянку і ополіскують 2–3 рази малими порціями води. Промитий натрій гідроксид вміщують у калібровану на 1 л колбу, доливають невелику кількість води, а коли реактив повністю розчиниться, дають розчину охолонути і доводять об'єм розчину дистильованою водою до позначки. Ретельно перемішують і переливають у чисту склянку. Наносять маркування (концентрація, дата).

Приготування робочого ~0,1 М розчину NaOH методом розведення із 1 М розчину NaOH

1 М розчин NaOH готують заздалегідь, виходячи з того, що для приготування, наприклад, 1 л цього розчину потрібна наважка:

$$m(\text{NaOH}) = C_n \cdot M \cdot V = 1 \cdot 40 \cdot 1 = 40 \text{ г.}$$

Наважку беруть більшу (до 50 г), швидко зважуючи її на технічних вагах, вміщують її в склянку, швидко ополіскують 2–3 рази малими порціями води. Промитий натрій гідроксид вміщують у калібровану на 1 л колбу і готують розчин. Спочатку слід долити невелику кількість води, а коли реактив розчиниться, дають розчинові охолонути і доводять об'єм розчину до позначки 1 л.

Отриманий ~ 1М розчин NaOH є вихідним для подальшої роботи студентів.

Кожен студент отримує індивідуальне завдання на приготування певного об'єму (V_1) ~ 0,1 М розчину NaOH з 1 М розчину NaOH, виходячи з того, що в наявності є мірні колби місткістю 100, 110, 200, 220, 250 і 500 мл.

Для приготування необхідного розчину слід розрахувати об'єм 1 М розчину NaOH (V_2), який потрібно взяти для приготування певного об'єму 0,1 М розчину NaOH (V_1). Наприклад, для приготування 100 мл 0,1 М розчину NaOH об'єм 1М розчину NaOH розраховують із співвідношення:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2,$$

де C_1 – молярна концентрація розчину, який потрібно приготувати;

C_2 – молярна концентрація розчину, з якого готують;

V_1 – об'єм розчину, який потрібно приготувати, мл;

V_2 – об'єм розчину, з якого готують, мл.

Отже об'єм 1М розчину NaOH, який потрібно взяти для приготування 100 мл 0,1М розчину розраховують як:

$$V_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_2} = \frac{0,1 \cdot 100}{1} = 10 \text{ мл}$$

Для приготування 100 мл 0,1 М розчину NaOH піпеткою набирають 10 мл 1 М розчину NaOH і переносять його в чисту мірну колбу місткістю 100 мл, дистильованою водою доводять об'єм розчину до 100 мл, ретельно перемішують.

Стандартизація приготованого ~ 0,1 М розчину NaOH

Стандартизацію розчину NaOH виконують за відстандартизованим робочим розчином HCl або за 0,1 М розчином HCl, який приготували з фіксаналу. Для титрування сильної кислоти натрій гідроксидом можна вибрати будь-який індикатор, рН якого найближче підходить до рН = 7 (точка еквівалентності). У випадку титрування сильних кислот лугами (або навпаки) можна використовувати і метиловий жовтогарячий, і фенолфталеїн.

Хід визначення. До колби на 200–250 мл піпеткою вміщують 10–20 мл 0,1 М розчину HCl, додають 3–4 краплини **метилового жовтогарячого** і швидко титрують з бюретки розчином NaOH до переходу кольору від червоного через жовтогарячий до жовтого від однієї краплини NaOH (рН = 4,4). З **фенолфталеїном** розчин HCl титрують від безкольорового до слабо рожевого забарвлення (рН = 9), яке не зникає протягом 30 сек. Чи є різниця в результатах титрування і чому? Пояснить, чому при титруванні сильних кислот лугами (або навпаки) можна використовувати і метиловий жовтогарячий і фенолфталеїн? Титрування повторюють не менше ніж 3 рази; різниця у вимірюванні об'єму не повинна перевищувати 0,1 мл. Отримані результати занотовують до журналу у вигляді таблиці:

Номер Досліді	Об'єм (мл) розчину HCl, взятого на титрування	Концентрація HCl, моль/л	Об'єм (мл) розчину NaOH, витраченого на титрування	Концентрація NaOH, моль/л
1				
2				
3				

Розрахунок молярної концентрації лугу $C(\text{NaOH})$ виконують за формулою:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})},$$

де $C(\text{HCl})$ – молярна концентрація хлоридної кислоти в розчині, моль/л;

$V(\text{HCl})$ – об'єм розчину хлоридної кислоти, який взяли для титрування, мл;

$V(\text{NaOH})$ – об'єм розчину лугу, який пішов на титрування, мл.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 5

ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ ФОРМ КАРБОНАТНОЇ КИСЛОТИ

Мета роботи: ознайомити з методом вивчення вмісту форм карбонатної кислоти.

5.1 Самостійна підготовка

Питання і задачі

1. Що називають вільною, напівзв'язаною та зв'язаною карбонатною кислотою?
2. Що таке рівноважна карбонатна кислота, як змінюється її наявність при підвищенні карбонатної твердості води і зростанні концентрації йонів Ca^{2+} ?
3. Яка карбонатна кислота називається агресивною? Поясніть дію агресивної карбонатної кислоти на бетон і корозію металевих труб.
4. Методика визначення вільної карбонатної кислоти, карбонат-і-гідрокарбонат-йонів.
5. Обчислення агресивної CO_2 за даними аналізу.
6. рН води дорівнює 10. Які форми карбонатної кислоти можна визначити за цими даними?
7. На титрування 100 мл води в присутності метилоранжу витрачено 5,6 мл 0,1н. розчину NaOH , а на титрування 100 мл води в присутності фенолфталеїну – 1,5 мл 0,1 н. розчину HCl . Розрахуйте вміст форм карбонатної кислоти, які можна визначити за цими даними.
8. Визначити у воді концентрацію HCO_3^- – йона коли відомо, що рН = 9, концентрація CO_3^{2-} – йона = 6 моль/л. Константа дисоціації вуглекислоти за другим ступенем $K_2 = 4,69 \cdot 10^{-11}$, $t = 25^\circ \text{C}$.

5.2 Робота в лабораторії

Посуд і реактиви

1. 0,1 М розчин NaOH ; 0,1 М розчин HCl .
2. Індикатори: 0,1 % розчини фенолфталеїну та метилоранжу (метиловий жовтогарячий).
3. Бюретка місткістю 25 мл.
4. Конічна колба місткістю 250 мл.
5. Піпетка місткістю 100 мл.

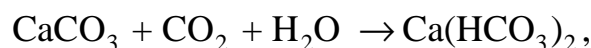
5.3 Аналітичне визначення форм карбонатної кислоти

Карбонатна кислота (вуглекислота) у воді може бути присутня в трьох формах: вільної (CO_2), напівзв'язаної (HCO_3^-) і зв'язаної (CO_3^{2-}).

Діоксид вуглецю CO_2 , під час розчинення у воді, частково вступає з нею у взаємодію з утворенням карбонатної кислоти. Окремо визначити вміст

діоксиду вуглецю і карбонатної кислоти у воді важко, тому сумарну концентрацію цих компонентів приймають за концентрацію **вільної вуглекислоти**. Так як тільки близько 1 % розчиненого діоксиду вуглецю утворює карбонатну кислоту, розрахунок вмісту вільної вуглекислоти ведуть на діоксид вуглецю CO_2 . Концентрація вільної вуглекислоти кислоти в поверхневих водах може досягати 10–30 мг/л.

Напівзв'язаною формою вуглекислоти у воді є **гідрокарбонат-йони** HCO_3^- , які утворюються в процесі дисоціації вуглекислоти за 1-й ступенем: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$, а також у результаті розчинення карбонатних порід під дією карбонатної кислоти:



Гідрокарбонат-йони – найпоширеніша форма вуглекислоти в природних водах (до 400 мг/л). Вони зумовлюють лужність і карбонатну твердість води.

При дисоціації вуглекислоти за другим ступенем утворюються карбонат-йони: $\text{HCO}_3^- \Leftrightarrow 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ (**зв'язана форма** вуглекислоти). Вони містяться тільки в лужних водах (при $\text{pH} > 9$) у присутності йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} . Вміст CO_3^{2-} у природних водах невеликий внаслідок малої розчинності карбонату кальцію.

Одночасно всі три форми вуглекислоти у воді існувати не можуть. Кожна з форм існує в певному інтервалі pH . З іншого боку, саме наявність тієї чи іншої форми вуглекислоти зумовлює те чи інше pH води. На рисунку 2 наведена залежність відсоткового вмісту форм вуглекислоти від pH води.

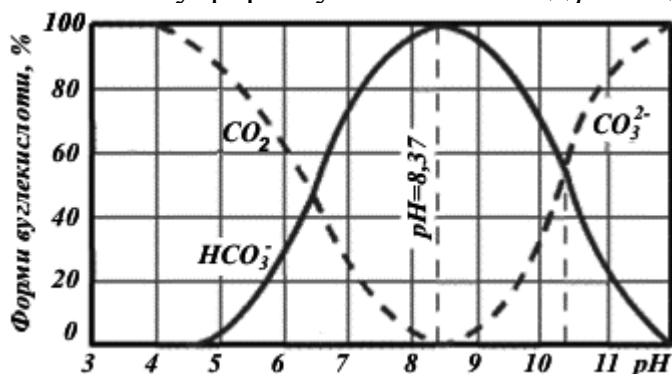


Рисунок 2 – Залежність відсоткового вмісту форм вуглекислоти від pH води

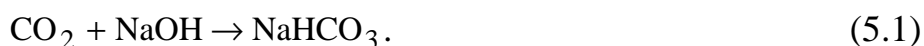
З рисунку 2 випливає, що:

- якщо $\text{pH} \leq 4,4$ у воді присутня тільки вільна вуглекислота.
- в інтервалі pH від 4,4 до 8,37 у рівновазі знаходяться дві форми вуглекислоти – CO_2 та йони HCO_3^- , причому концентрація останніх зростає з підвищенням pH і досягає максимального значення при pH 8,37.

- в інтервалі pH від 8,37 до 12 у рівновазі знаходяться йони HCO_3^- і CO_3^{2-} ; при $\text{pH} > 12$ – тільки йони CO_3^{2-} .

Дослід 1. Визначення вмісту вільної вуглекислоти CO₂ (4,4 < рН < 9)

Вільна вугільна кислота за рН більше 4,4 зумовлює загальну кислотність природних питних вод (рис. 2). Тому визначення вмісту вільної CO₂ проводять титруванням проби води 0,1 М розчином лугу NaOH у присутності фенолфталеїну (рТ = 9) від безбарвного до слабо рожевого кольору. При цьому CO₂ переходить у гідрокарбонат-йон:



Методика визначення. Піпеткою відміряти 100 мл досліджуваної води, додати 3–4 краплини фенолфталеїну і титрувати 0,1 М розчином NaOH (розчин лугу додавати краплями). При цьому кожен раз закривати колбу гумовим корком і перемішувати вміст колби плавним похитуванням до появи слабого рожевого забарвлення розчину, яке не повинно зникати протягом 2–3 хв.

Розрахунок концентрації вільної вуглекислоти (ммоль/л) виконують за формулою

$$X(\text{CO}_2) = K_{\text{заг}} = \frac{C(\text{NaOH} \cdot V(\text{NaOH} \cdot 1000)}{V(\text{H}_2\text{O})}. \quad (5.2)$$

Вміст вільної вуглекислоти (мг/л) розраховують як

$$Y(\text{CO}_2) = X(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2), \quad (5.3)$$

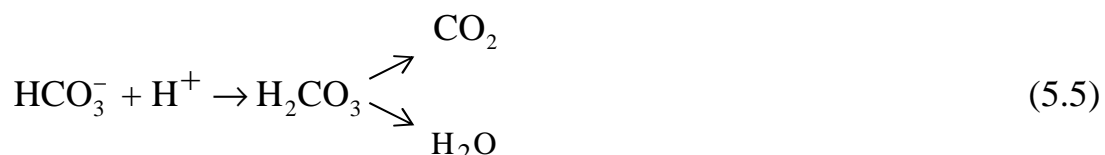
де $M(\text{CO}_2)$ – молярна маса CO₂, що дорівнює 44 г/моль (фактор еквівалентності CO₂, згідно з рівнянням (5.1), дорівнює 1).

Якщо рН води менше за 4,4, то концентрацію вільної вуглекислоти слід розраховувати як

$$X(\text{CO}_2) = K_{\text{заг}} - K_{\text{в}} - K_{\text{гум}}, \text{ ммоль/л.} \quad (5.4)$$

Дослід 2. Визначення вмісту гідрокарбонат-йонів HCO₃⁻ (напівзв'язаної вуглекислоти) – інтервал рН 4 < рН < 9

В інтервалі рН від 4 до 9 гідрокарбонат-йони (HCO₃⁻), унаслідок гідролізу, зумовлюють загальну лужність води (див. рис. 2). Тому їх вміст визначають титруванням проби води 0,1 М розчином HCl у присутності метилового жовтогарячого. При цьому має місце перебіг реакції:



У кінці титрування реакція середовища, як можна бачити з рівняння, повинна бути слабо кислою, тому за індикатор беруть метиловий жовтогарячий.

Методика визначення. В конічну колбу піпеткою відміряти 100 мл досліджуваної води, додати 3–4 краплини метилового жовтогарячого і титрувати 0,1 М розчином HCl від жовтого до жовтогарячого забарвлення індикатора (рН = 4).

Розрахунок концентрації йонів HCO_3^- (ммоль/л) проводять за формулою

$$X(\text{HCO}_3^-) = L_{\text{заг.}} = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \quad (5.6)$$

Вміст йонів HCO_3^- (мг/л) розраховують як

$$Y(\text{HCO}_3^-) = X(\text{HCO}_3^-) \cdot M(\text{HCO}_3^-), \quad (5.7)$$

де $M(\text{HCO}_3^-)$ – молярна маса HCO_3^- – йонів, що дорівнює 61 г/моль (фактор еквівалентності йонів HCO_3^- , згідно з рівнянням (5.5), дорівнює 1).

Визначення карбонат-йонів CO_3^{2-} і гідрокарбонат-йонів HCO_3^- у воді за спільної їх присутності (рН > 8,4)

Дослід 3. Визначення вмісту йонів CO_3^{2-}

При рН більше за 8,4 карбонат – йони внаслідок гідролізу зумовлюють вільну лужність води. Тому їх вміст визначають титруванням проби води 0,1 М розчином HCl у присутності фенолфталеїну від рожевого до слабо рожевого забарвлення, яке зникає від однієї краплини розчину HCl. При цьому має місце перебіг реакції:



Методика визначення. В конічну колбу місткістю 250 мл відміряти піпеткою 100 мл досліджуваної води, додати 3–4 краплини фенолфталеїну і титрувати 0,1 М розчином HCl до зникнення рожевого забарвлення (V_1).

Розрахунок концентрації йонів CO_3^{2-} (ммоль/л) виконують за формулою

$$X(\text{CO}_3^{2-}) = L_{\text{е}} = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V_1 \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \quad (5.9)$$

де V_1 – об'єм 0,1 М розчину HCl, що пішов на титрування у присутності фенолфталеїну, мл;

Вміст йонів CO_3^{2-} (мг/л) розраховують як

$$Y(\text{CO}_3^{2-}) = X(\text{CO}_3^{2-}) \cdot M(\text{CO}_3^{2-}), \quad (5.10)$$

де – молярна маса йонів CO_3^{2-} , що дорівнює 60 г/моль (фактор еквівалентності йонів CO_3^{2-} , згідно з рівнянням (5.8), дорівнює 1).

Розчин не виливають, а діють так, як описано нижче.

Дослід 4. Визначення вмісту йонів HCO_3^-

Методика визначення. До відтитрованої з фенолфталеїном проби води (див. дослід 1) додати 3–4 краплини метилового жовтогарячого і титрувати 0,1 М розчином HCl до появи жовтогарячого забарвлення (V_2). При цьому гідрокарбонат – йони (і наявні раніше, і ті, що утворилися при титруванні CO_3^{2-} – йонів) перетворюються у вільну вуглекислоту (див. рівняння 5.5).

Розрахунок концентрації йонів HCO_3^- (ммоль/л) виконують за формулою:

$$X(\text{HCO}_3^-) = \frac{(V_2 - V_1) \cdot C(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \quad (5.11)$$

де V_2 – об'єм HCl , що пішов на титрування з метиловим жовтогарячим, мл;

V_1 – об'єм HCl , що пішов на титрування проби води з фенолфталеїном, мл.

Вміст йонів HCO_3^{2-} (мг/л) розраховують за формулою (5.7).

Розрахунок агресивної вуглекислоти

Визначення агресивної вуглекислоти виконують, користуючись даними таблиці 7. Введемо позначення: нехай S – це сума вільної і напівзв'язаної вуглекислоти ($C_{\text{CO}_2} + C_{\text{HCO}_3^-}$), мг/л; q – сума напівзв'язаної і агресивної вуглекислоти, мг/л.

Складемо знайдені кількості вільної і напівзв'язаної вуглекислоти (останню знаходять множенням ммоль/л HCO_3^- на 22). Отриману суму знаходять у графі « S », а в графі « q » – суму напівзв'язаної і агресивної вуглекислоти. Кількість агресивної вуглекислоти знаходять, відніманням вмісту напівзв'язаної кислоти від числа в графі « q ».

Приклад. Вміст йону $\text{HCO}_3^- = 4,55$ ммоль/л і вільної вуглекислоти $\text{CO}_2 = 60$ мг/л, тоді вміст напівзв'язаної вуглекислоти буде $4,55 \times 22 = 100$ мг/л, сума вільної і напівзв'язаної вуглекислоти буде $100 + 60 = 160$ мг/л. Знаходимо число 160 в графі « S » і відповідне йому число в графі « q » – 118,1. Цифра 118,1 є сумою напівзв'язаної і агресивної вуглекислоти.

Віднімаючи вміст напівзв'язаної вуглекислоти від суми напівзв'язаної та агресивної вуглекислоти, знаходимо кількість агресивної вуглекислоти:

$$\text{CO}_2 = 118,1 - 100 = 18,1 \text{ (мг/л)}.$$

Таблиця 7 – Обчислення агресивної CO_2

S	Q	S	Q	S	Q	S	Q	S	Q
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	1	45	43,0	89	77,3	133	104,3	177	126,2
2	2	46	43,9	90	78,0	134,8	104,8	178	126,6

Продовження таблиці 7

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
3	3	47	44,7	91	78,7	135	105,4	179	127,0
4	4	48	45,6	92	79,3	136	105,9	180	127,5
5	5	49	46,5	93	80,0	137	106,5	181	127,9
6	6	50	47,3	94	80,8	138	106,9	182	128,4
7	7	51	47,8	95	81,4	139	107,5	183	128,6
8	8	52	48,4	96	82,1	140	108,1	184	129,2
9	9	53	49,0	97	82,7	141	108,6	185	129,7
10	10	54	50,7	98	83,3	142	109,1	186	130,2
11	11	55	51,5	99	84,0	143	109,6	187	130,6
12	12	56	52,4	100	84,6	144	110,2	188	131,0
13	13	57	53,2	101	85,3	145	110,7	189	131,4
14	13,9	58	54,0	102	85,9	146	111,2	190	131,9
15	14,9	59	54,8	103	86,5	147	111,7	191	132,3
16	15,9	60	55,7	104	87,2	148	112,2	192	132,7
17	16,9	61	56,5	105	87,7	149	112,5	193	133,2
18	17,8	62	57,2	106	88,4	150	113,2	194	133,7
19	18,8	63	58,1	107	89,1	151	113,7	195	134,0
20	19,7	64	58,8	108	89,7	152	114,3	196	134,4
21	20,8	65	59,6	109	90,4	153	114,7	197	134,8
22	21,7	66	60,4	110	90,9	154	115,3	198	135,2
23	22,7	67	61,2	111	91,6	155	115,8	199	135,7
24	23,7	68	62,0	112	92,2	156	116,3	200	136,0
25	24,6	69	62,8	113	92,8	157	116,	210	141,6
26	25,6	70	63,5	114	93,4	158	117,3	220	145,6
27	26,5	71	64,3	115	94,0	159	117,6	230	149,8
28	27,5	72	65,0	116	94,6	160	118,1	240	153,8
29	28,4	73	65,8	117	95,1	161	118,6	250	161,2
31	30,3	75	67,3	119	96,3	163	119,6	260	164,9
32	31,2	76	68,0	120	97,0	164	120,1	270	168,5
33	32,2	77	68,8	121	97,6	165	120,6	280	171,9
34	33,1	78	69,5	122	98,1	166	121,0	290	175,3
35	34,0	79	70,3	123	98,6	167	121,5	300	178,8
36	34,9	80	71,0	124	99,2	168	122,0	310	182,1
37	35,9	81	72,7	125	99,8	169	122,5	330	185,0
38	36,8	82	72,4	126	100,4	170	123,0	340	188,3
39	37,7	83	73,1	127	100,9	171	123,4	350	191,3
40	38,6	84	73,8	128	101,5	172	123,9	360	194,2
41	39,5	85	74,5	129	102,1	173	124,3	370	197,3
42	40,3	86	75,2	130	102,6	174	124,7	380	199,9
43	41,2	87	76,9	131	103,2	175	125,2	390	202,8
44	42,1	88	76,5	132	103,7	176	125,6	400	205,7

ЛАБОРАТОРНА РАБОТА 6

ВИЗНАЧЕННЯ КАРБОНАТНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

Мета роботи: опанування методики визначення карбонатної твердості води.

6.1 Самостійна підготовка

Питання і задачі

1. Що таке карбонатна твердість води, в яких одиницях вона вимірюється?
2. Наявністю яких сполук у воді зумовлена карбонатна твердість води?
3. Як визначають карбонатну твердість? Дати обґрунтування вибору індикатора при визначенні карбонатної твердості.
4. Скласти рівняння реакції:
 - а) розклад гідрокарбонатів кальцію і магнію;
 - б) гідроліз гідрокарбонатів кальцію і магнію;
 - в) взаємодія гідрокарбонату кальцію з хлоридною кислотою та гідроксидом кальцію.
5. Твердість води, що містить кальцій гідрокарбонат, дорівнює 3 ммоль-екв/л. Скільки грамів гідрокарбонату кальцію міститься в 1 м³ цієї води?
6. На титрування 100 мл води в присутності метилоранжу витрачено 5 мл 0,1 Н розчину НСІ. Після кип'ятіння цієї води протягом години на титрування 100 мл води витрачено 1,5 мл 0,1 Н розчину НСІ. Визначити усувну та неусувну карбонатну твердість води.
7. У 100 л води розчинено 24,6 г кальцій гідрокарбонату, 12,9 г магній сульфату і 8,6 г кальцій хлориду. Розрахуйте всі види твердості води. Чи придатна вода для питних цілей?
8. Твердість води, у якій розчинений тільки кальцій гідрокарбонат, дорівнює 5 ммоль/л. Який об'єм 0,1н розчину НСІ потрібен для реакції з кальцій гідрокарбонатом, що міститься в 200 мл цієї води?

Загальні відомості

Карбонатна твердість природної води зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію і магнію, які зумовлюють також лужність води.

Методом нейтралізації (прямим титруванням) неможливо визначити вміст йонів кальцію і магнію, які зумовлюють твердість води, але цілком можливо визначити вміст гідрокарбонат-йонів HCO_3^- , які еквівалентно зв'язані з йонами кальцію і магнію, тобто $n(1/2(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+})) = n(\text{HCO}_3^-)$.

Таким чином, не прямим, а *замісним титруванням* йонів HCO_3^- можна визначити карбонатну твердість води.

Карбонатна твердість води (ммоль/л), залежно від величини рН води, може бути розрахована як:

$$\text{за умови } \text{pH} > 9 \quad T_{\text{к}} = X(\text{HCO}_3^-) = L_{\text{заг.}} - L_{\text{в}}; \quad (6.1)$$

$$\text{за умови } \text{pH} < 9 \quad T_{\text{к}} = X(\text{HCO}_3^-) = L_{\text{заг.}}, \text{ оскільки } L_{\text{в}} = 0. \quad (6.2)$$

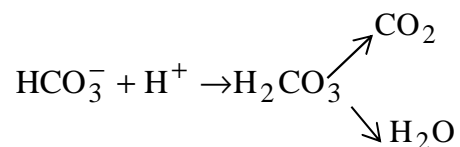
6.2 Робота в лабораторії

Посуд і реактиви

1. Колби для титрування місткістю 250 мл.
2. Піпетки місткістю 100 мл.
3. Бюретки місткістю 25 мл.
4. Робочий розчин; 0,1н. НСІ.
5. Індикатор метилоранж (метиловий жовтогарячий).

Дослід 1. Визначення карбонатної твердості води за умови рН < 9

У конічну колбу місткістю 250 мл піпеткою вмістити 100 мл досліджуваної води. Додати 2–3 краплини метилового жовтогарячого. Титрувати пробу води 0,1Н робочим розчином НСІ до переходу забарвлення від жовтого до жовтогарячого (V_1). При цьому має місце реакція:



Титрування повторити кілька разів, вибрати три результати, що збігаються, і визначити середній об'єм 0,1Н розчину НСІ. Карбонатну твердість ($T_{\text{к}}$) розраховують за формулою

$$T_{\text{к}} = X(\text{HCO}_3^-) = L_{\text{заг.}} = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V_1(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ ммоль-екв/л} \quad (6.3)$$

де $C(\text{HCl})$ – нормальна концентрація робочого розчину НСІ, моль/л;

$V_1(\text{HCl})$ – об'єм робочого розчину соляної кислоти, мл;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм проби води, мл.

Дослід 2. Визначення карбонатної твердості води за умови рН > 9

а) до 100 мл проби води додають 2–3 краплини розчину фенолфталеїну і титрують 0,1Н розчином НСІ до знебарвлення (V_1);

б) до 100 мл проби води додають 2–3 краплини метилового жовтогарячого і титрують 0,1Н розчином НСІ від жовтого до жовтогарячого кольору (V_2).

Твердість карбонатну (T_K) обчислюють за формулою:

$$T_K = \frac{(V_2 - V_1) \cdot C(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \text{ ммоль-екв/л} \quad (6.4)$$

де V_2 – об'єм 0,1Н розчину НСІ, який пішов на титрування у присутності метилового жовтогарячого, мл;

V_1 – об'єм 0,1Н розчину НСІ, який пішов на титрування у присутності фенолфталеїну, мл;

$C(\text{HCl})$ – нормальна концентрація розчину НСІ, моль/л;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм проби води, взятий для аналізу, мл.

Дослід 3. Визначення усувної та неусувної твердості води

Карбонатна твердість називається *тимчасовою* тому, що вона майже повністю може бути усунена кип'ятінням:



Тимчасову твердість поділяють на **усувну** і **неусувну**.

Визначення неусувної карбонатної твердості (T_H) проводять, як описано у досліді 1 або 2 (залежно від рН води), після кип'ятіння досліджуваної води протягом 30 хвилин. Обчислення T_H ведуть за формулою (6.3 або 6.4).

Усувна карбонатна твердість води (T_y) розраховується як

$$T_y = T_K - T_H, \text{ ммоль-екв/л.} \quad (6.5)$$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 7

ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ, ВМІСТУ ЙОНІВ КАЛЬЦІЮ І МАГНІЮ

Мета роботи: опанування трилонометричним методом аналізу для визначення загальної твердості води, та вмісту йонів кальцію і магнію.

7.1 Самостійна підготовка

Питання і задачі

1. Присутністю яких солей зумовлена загальна, тимчасова й постійна твердість води?

2. Які методи існують для визначення загальної твердості води? Як визначають постійну твердість?

3. Які індикатори використовують у комплексонометричному методі визначення йонів кальцію та магнію у воді? На чому засновано їх використання?

4. В якому середовищі проводиться комплексометричне визначення загальної твердості води, чим це пояснюється? Поясніть дію аміачної буферної суміші.

5. Які йони заважають визначенню загальної твердості води комплексометричним методом? Як ліквідувати їх вплив?

6. В 1 м^3 води міститься 55,5 г кальцій хлориду, 324 г кальцій гідрокарбонату й 120 г магній сульфату. Розрахуйте усі види твердості води. Чи придатна вона для питних цілей?

7. Розрахувати, скільки грамів трилону Б треба взяти для приготування 2 л 0,01Н розчину ($M = 372,2 \text{ г/моль}$).

8. На титрування 100 мл проби води в присутності *exch* пішло 16 мл 0,05 Н розчину трилону, а на титрування 50 мл проби води в присутності мурексиду – 6 мл 0,05 Н розчину трилону. Розрахуйте усі види твердості води (ммоль-екв/л) та вміст катионів кальцію та магнію (мг/л). Чи придатна вода для питних цілей?

7.2 Робота в лабораторії

Посуд і реактиви

1. Колби конічні для титрування місткістю 250 мл.
2. Піпетки місткістю 100 мл, 50 мл, 25 мл.
3. Бюретки для титрування місткістю 25 мл.
4. Циліндри місткістю 2, 5мл.
5. Амонійна буферна суміш ($\text{pH} = 9,2$) – 20 г амоній хлориду марки х.ч. розвести в 100 мл дистильованої води і перемішати з 100 мл 20 %-ного розчину NH_4OH , довести дистильованою водою до 1 л.
6. 10 %-вий розчин NaOH .
7. Робочий 0,05 Н розчин трилону Б.
8. Індикатор еріохром чорний (змішують і розтирають у ступці 0,25 г кристалічного індикатору з 50 г сухого NaCl).
9. Індикатор мурексид (змішують і розтирають у ступці 0,5 г мурексиду і 100 г NaCl).

7.3 Визначення загальної твердості води

Відповідно до **ГОСТ 4151-72** загальна твердість питних, підземних, поверхневих вод визначається комплексометричним методом. Цей метод ґрунтується на утворенні безбарвних комплексних сполук йонів кальцію та магнію з трилоном Б у лужному середовищі ($\text{pH} \sim 10$) в присутності індикатора еріохрому чорного. Визначення проводять титруванням проби води 0,05 Н розчином трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$) в присутності еріохрому чорного від червоно-вишневого до синього забарвлення. Визначенню загальної твердості води заважають йони міді, цинку, мангану і високий вміст карбонатів і гідрокарбонатів. Похибка при титруванні 100 мл води складає $0,05 \text{ моль/м}^3$ ($0,05 \text{ ммоль/дм}^3$).

Методика визначення загальної твердості води

1. У конічну колбу місткістю 200–250 мл піпеткою відміряють такий об'єм води, щоб на його титрування йшло не більше 10 мл 0,05Н розчину трилону Б ($f_{екв} = 1/2$), і доводять дистильованою водою до 100 мл. Рекомендований об'єм досліджуваної води і концентрація трилону Б, залежно від очікуваної твердості, наведені в таблиці 8.

Таблиця 8 – Рекомендований об'єм досліджуваної води і концентрації трилону Б залежно від припущеної твердості

Очікувана твердість води, ммоль/л	Об'єм проби води для аналізу, мл	Концентрація розчину трилону Б ($f_{екв} = 1/2$), моль/л
0,005–5,0	50	0,05
5,0–10,0	25	0,05
10,0–20,0	10	0,05

2. Для створення і утримання рН ~ 10 до проби води *циліндром* додають 5 мл амонійного буферного розчину ($\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$). *рН отриманого розчину обов'язково контролюють за допомогою універсального індикаторного паперу.*

3. Додають 10–15 мг сухої суміші кристалів індикатора еріохрому чорного з хлоридом натрію. Розчин забарвлюється в червоно-вишневий колір, унаслідок утворення маломіцних комплексних сполук йонів кальцію і магнію з хромогеном чорним.

4. Пробу води титрують 0,05 Н робочим розчином трилону Б ($f_{екв} = 1/2$) при енергійному збовтуванні до переходу вишнево-червоного забарвлення в синє. «Свідком» може бути перетитрована проба, оскільки при додаванні надлишкової кількості трилону Б забарвлення більше не змінюється.

Загальну твердість води $T_{заг.}$ (ммоль/л) розраховують за формулою:

$$T_{заг.} = \frac{C(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot V(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})},$$

де $C(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ – молярна концентрація еквівалента трилону Б у розчині, моль/л;

$V(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y} \cdot 2\text{H}_2\text{O})$ – об'єм розчину трилону Б, який витрачено на титрування, мл;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм проби води, взятої для титрування, мл.

Під час визначенні загальної твердості природних вод іноді виникають деякі проблеми:

– нечітка зміна забарвлення в точці еквівалентності. Це вказує на присутність міді та цинку. Для усунення впливу цих речовин до проби води додають 1–2 мл розчину сульфід натрію (3,7 г $\text{Na}_2\text{S} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчиняють у 100 мл дистильованої води) і знову проводять дослідження;

– після додавання до проби води буферного розчину та індикатора проба води поступово знебарвлюється або стає мишастого кольору. Це свідчить про наявність у воді мангану. Для усунення його впливу на результати визначення загальної твердості води перед внесенням усіх реактивів до проби води необхідно додати п'ять крапель 1 %-ого розчину солянокислого гідроксиламіну $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$ (1 г $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$ розчиняють у дистильованій воді та доводять об'єм до 100 мл). Після цього додають усі реактиви і проводять визначення;

– титрування набуває затяжного характеру з нестійким і нечітким забарвленням. Це свідчить про високу лужність води. Її вплив усувають додаванням до проби води (до внесення всіх реактивів) 0,1 М розчину HCl у кількості, необхідній для повної нейтралізації лужності води, з подальшим кип'ятінням води протягом 5 хвилин. Після цього додають усі реагенти і виконують визначення.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 величина загальної твердості води нормується двічі:

– **як фізико-хімічний показник:** загальна твердість повинна бути ≤ 7 ммоль-екв/л;

– **як показник фізіологічної повноцінності води:** загальна твердість води має бути в межах 1,5–7 ммоль-екв/л.

7.4 Визначення вмісту йонів кальцію у воді

Метод визначення вмісту йонів кальцію ґрунтується на утворенні комплексонату кальцію при взаємодії йонів кальцію з трилоном Б у присутності мурексиду як індикатора. Визначення проводять у сильно лужному середовищі (рН ~ 12–13). Це потрібно з двох причин. По-перше, для того, щоб йони Mg^{2+} випали в осад у вигляді $\text{Mg}(\text{OH})_2$, а по-друге, саме за такого рН можна використовувати індикатор мурексид, який з йонами кальцію утворює комплексні сполуки, забарвлені в рожевий колір, тоді як його індивідуальне забарвлення – бузкове.

Методика визначення вмісту йонів кальцію

1. У конічну колбу місткістю 250 мл, виходячи з очікуваної кальцієвої твердості води, відміряють певний об'єм досліджуваної води (див. табл. 9), розбавляють його (при необхідності) до 100 мл дистильованою водою.

2. До проби води циліндром додають 2 мл 10 %-ого розчину NaOH (для створення рН 12–13). *рН отриманого розчину обов'язково контролюють індикаторним папером!*

3. Додають 10–15 мг суміші мурексиду з NaCl (на кінці шпателя). Після розчинення індикатора розчин забарвлюється в рожевий колір, внаслідок утворення комплексних сполук йонів кальцію з мурексидом.

Таблиця 9 – Рекомендований об'єм досліджуваної води і концентрація трилону Б залежно від концентрації йонів кальцію у воді

Концентрація йонів кальцію, ммоль-екв/л	Об'єм проби води, мл	Концентрація трилону Б ($f_{екв}=1/2$), моль/л
0,5–2,5	100	0,05
2,5–5,0	50	0,05
5,0–10,0	25	0,05

4. Пробу води титрують 0,05Н розчином трилону Б ($f_{екв} = 1/2$) при енергійному збовтуванні до появи бузкового забарвлення. Титрування проводять у присутності «свідка» – перетитрованої проби.

Твердість кальцієву $T(1/2Ca^{2+})$ розраховують за формулою:

$$T(1/2Ca^{2+}) = \frac{C(1/2Na_2H_2Y \cdot 2H_2O) \cdot V(1/2Na_2H_2Y \cdot 2H_2O) \cdot 1000}{V(H_2O)}, \text{ ммоль/л.}$$

Вміст йонів кальцію (мг/л) розраховують як

$$Y(Ca^{2+}) = T(1/2Ca^{2+}) \cdot M(1/2Ca^{2+}) = T(1/2Ca^{2+}) \cdot 20,04,$$

де $M(1/2Ca^{2+})$ – молярна маса еквіваленту кальцію ($f_{екв} = 1/2$), що дорівнює 20,04 г/моль.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 вміст йонів кальцію для питної води повинен бути в межах 25–75 мг/л (показник фізіологічної повноцінності питної води).

Визначенню кальцію заважають йони заліза, мангану, міді, цинку, свинцю, які також здатні утворювати забарвлені комплексні сполуки з мурексидом. Але для природних незабруднених вод цей вплив незначний і ним можна знехтувати. Чутливість методу 0,4–0,6 мг/л, похибка визначення – 1 %.

7.5 Визначення магнієвої твердості води

Знаючи загальну і кальцієву твердості води, магнієву твердість можна розраховувати як їх різницю

$$T(1/2Mg^{2+}) = T_{заг.} - T(1/2Ca^{2+}), \text{ ммоль/л}$$

або в мг/л

$$Y(Mg^{2+}) = T(1/2Mg^{2+}) \cdot M(1/2Mg^{2+}),$$

де $M(1/2Mg^{2+})$ – молярна маса еквівалента йонів магнію ($f_{екв} = 1/2$), яка дорівнює 12,15 г/моль.

Слід зазначити, що вищенаведені розрахунки припустимі лише для природних незабруднених вод. Для стічних вод необхідно проводити пряме визначення магнію.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 вміст йонів магнію для питної води повинен бути в межах 10–50 мг/л (показник фізіологічної повноцінності питної води).

МЕТОДИ КОЛОЇДНОЇ ХІМІЇ У ВИРІШЕННІ ЕКОЛОГІЧНИХ ПРОБЛЕМ

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 8

ОТРИМАННЯ ГІДРОФОБНИХ КОЛОЇДНИХ СИСТЕМ

Мета роботи: ознайомлення з методами отримання дисперсних систем і вивчення деяких їх властивостей.

8.1 Самостійна підготовка

Питання і задачі

1. Назвіть дві основні ознаки колоїдного стану речовини.
2. Які способи класифікації і отримання дисперсних систем вам відомі?
3. Запишіть формули міцел золів, що утворюються за хімічною реакцією $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$, у надлишку кожного з компонентів.
4. При отриманні золю CdS змішали 5 см^3 $0,03\text{н.}$ розчину CdCl_2 з 30 см^3 $0,01\text{н.}$ розчину H_2S . Напишіть формулу міцели отриманого золю та вкажіть заряд колоїдної частинки.
5. Який об'єм $0,01\text{н.}$ розчину KBr треба додати до 10 см^3 $0,25\text{н.}$ розчину AgNO_3 , щоб колоїдні частинки золю AgBr мали позитивний заряд? Напишіть формулу міцели цього золю.

8.2 Теоретична частина

Специфічні особливості дисперсних систем

Дисперсність і гетерогенність – дві основні ознаки колоїдного стану речовини. Слово «дисперсний» означає роздроблений. Дисперсність визначається розміром і геометрією тіла. Кількісною мірою роздробленості дисперсної системи є лінійний розмір частинок « a ». Для сферичних частинок – це діаметр d , а для частинок, що мають форму куба – ребро куба ℓ . Дисперсність – величина, що обернена до « a »:

$$D = \frac{1}{a} (\text{м}^{-1}).$$

Такою самою характеристикою може бути питома поверхня S_n , тобто міжфазна поверхня, яка припадає на одиницю об'єму чи одиницю маси дисперсної фази:

$$S_n = \frac{S}{V} (\text{м}^{-1}); \quad S_n = \frac{S}{m} \left(\frac{\text{м}^2}{\text{кг}} \right).$$

Усі три характеристики роздрібненості (a , D , S) пов'язані між собою: чим менше розмір частинок, тим вище дисперсність або питома поверхня і навпаки.

До колоїдних об'єктів відносяться частинки, розмір яких лежить у межах 10^{-7} – 10^{-9} м (100–1 нм).

Отже роздрібнене тіло утворює дисперсну фазу, а безперервне середовище, у якому розподілена дисперсна фаза, називається дисперсійним середовищем.

Для колоїдних розчинів характерними є:

1. Наявність «ефекта Тіндаля», який можна спостерігати у вигляді світлого конуса на темному фоні (конус Тіндаля) при розгляданні дисперсної системи під певним кутом (зазвичай 90°) до напрямку проходження через неї сфокусованого пучка світла. Колоїдні розчини розсіюють світло, тобто опалесціують (опалесценція – явище розсіювання світла мутним середовищем, зумовлене його оптичною неоднорідністю).

2. Подібно до істинних розчинів колоїдні розчини проходять без змін через звичайні фільтри, однак на ультрафільтрах колоїдно розчинена речовина затримується.

3. Для колоїдних розчинів також характерні молекулярно-кінетичні властивості такі як броуновський рух, дифузія але протікають ці процеси повільно.

4. Для колоїдних систем характерні досить низькі значення колігативних властивостей, що залежать від числа розчинених частинок в об'ємі розчину або масі розчинника (зниження тиску пари розчинника над розчином, осмотичний тиск, зниження температури замерзання і підвищення температури кипіння розчину).

5. При електролізі колоїдних розчинів практично вся маса колоїдно розчиненої речовини збирається біля одного з електродів.

6. При тривалому стоянні колоїдні розчини зазвичай стійкі, але можуть осаджуватися під дією деяких факторів, особливо електролітів.

Класифікація дисперсних систем за різними ознаками

Дисперсні системи класифікують:

1. За ступенем дисперсності (або за розміром частинок дисперсної фази);
2. За агрегатним станом дисперсної фази і дисперсійного середовища;
3. За характером взаємодії між частинками дисперсної фази і дисперсійним середовищем;
4. За характером взаємодії між частинками дисперсної фази.

Способи отримання дисперсних систем

Розміри частинок у дисперсних системах є проміжними між звичайними гетерогенними системами й істинними розчинами. Цим і визначаються два можливих метода отримання колоїдних розчинів: диспергуванням більш великих частинок або конденсацією окремих молекул істинного розчину. Метод конденсації полягає в укрупненні частинок у процесі агрегації молекул або йонів. Конденсація може відбуватися як фізичний процес, або як хімічний

процес. У обох цих випадках у гомогенному середовищі утворюється нова фаза, яка має колоїдну дисперсність. Спільною умовою утворення нової фази є стан пересичення розчину або пари. При виникненні місцевих пересичень у розчині утворюються агрегати із декількох молекул, які й стають зародками нової фази.

У випадку хімічної конденсації нова фаза виникає під час хімічної реакції, яка призводить до утворення нерозчинних у даному середовищі речовин. Це можуть бути реакції відновлення, окислення, обміну, гідролізу. При цьому колоїдний розчин може бути отриманий тільки за умови, що швидкість утворення зародків набагато більша швидкості їх росту.

Для різних хімічних реакцій, які використовують при отриманні золів, оптимальні умови утворення і росту зародків підбирають дослідним шляхом. Як правило, високодисперсні золі отримують внесенням до розведеного розчину одного з реактивів невеликої кількості концентрованого розчину іншого реактиву під час інтенсивного перемішування. За такою методикою утворені зародки твердої фази швидко зупиняють зростання через те, що кількість речовини в розбавленому розчині скоро вичерпується.

До методів отримання золів фізичною конденсацією належать заміна розчинника й конденсація парів.

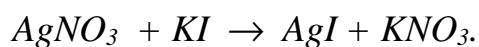
Метод заміни розчинника оснований на тому, що істинний розчин речовини (розчин натрій хлориду в абсолютному спирті) невеликими порціями додають до рідини (етеру), яка добре розчиняє розчинник істинного розчину (спирт), але в якій погано розчиняється речовина (натрій хлорид), що призводить до виділення її у вигляді високодисперсної фази (утворюється золь натрій хлориду в етері).

Диспергуванням називають тонке подрібнення твердих матеріалів або рідини й розподілення їх частинок у рідкому або газовому середовищі, внаслідок чого утворюються дисперсні системи: порошки, суспензії, емульсії, аерозолі.

Пептизація – це спосіб отримання колоїдного розчину зі свіжого (пухкого) осаду, який переводять у золь шляхом його обробки пептизатором: розчином електроліту, поверхнево-активної речовини або розчинником. Фактично пептизація – це не диспергування, а деагрегація частинок. Результатом пептизації має бути розрізнення частинок і розподілення їх по всьому об'єму дисперсійного середовища.

Міцела – це структурна колоїдна одиниця, тобто частинка дисперсної фази, обгорнута подвійним електричним шаром (ПЕШ).

Розглянемо будову міцели аргентум йодиду, якщо золь утворюється за реакцією:

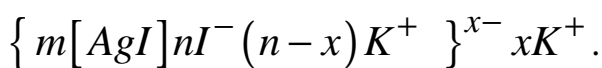


Основою колоїдної частинки є електронейтральний *агрегат*, що складається з декількох сотень або тисяч атомів, являє собою мікрористали

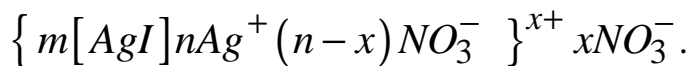
важкорозчинної сполуки (в нашому випадку m пар йонів Ag^+ і I^-). На рисунку 1 схематично зображено міцелу AgI .

Така система може існувати тільки в присутності стабілізатора, здатного підтримувати початковий ступінь дисперсності. Стабілізатором може бути електроліт, у якому міститься йон, здатний до вибіркової адсорбції на поверхні даної твердої фази (потенціалвизначаючий йон). Вибіркова адсорбція відбувається відповідно до *правила Панета – Фаянса*: адсорбуються йони, які входять до складу кристалічної ґратки (або ізоморфні їм). Отже для утворення золю аргентум йодиду стабілізатором може бути як $AgNO_3$, так і KI (або ізоморфні з ним KCl , KBr). Якщо реакція відбуватиметься в надлишку KI , то на поверхні агрегату будуть адсорбуватися йони I^- , їх кількість n . Йодид-іони є потенціалвизначальними (ПВІ), які визначають потенціал і заряд поверхні. Агрегат разом з ПВІ називається *ядром* колоїдної частинки. Під дією електростатичних сил до ядра притягується n йонів протилежного знаку – протийони, які компенсують заряд ядра. В даному випадку цю роль виконують йони K^+ . Частина протийонів ($n-x$), які найближче розташовані до ядра, перебувають у шарі рідини і створюють адсорбційний шар, або шар Штерна. На ці йони діють не тільки електростатичні, а й ван-дер-ваальсові сили ядра. Ядро разом з адсорбційним шаром протийонів називається *гранулою* (або колоїдною частинкою). Решта x протийонів, які нейтралізують заряд поверхні та які слабкіше зв'язані з ядром (тільки електростатичними силами), розташовуються під впливом теплового руху в рідкій фазі дифузно. Тому цей шар називається дифузним. Гранула разом з дифузною частиною ПЕШ і називається *міцелюю*. Числа m , n і x можуть змінюватися в широких межах, залежно від умов отримання і очистки золів. Зазвичай $m \gg n$. Міцели золів завжди електронейтральні.

Структуру міцели можна зобразити схематично або записати формулою:



Якщо золь AgI отриманий в умовах надлишку $AgNO_3$, то формулу міцели запишемо інакше:



←-----→ агрегат

←-----→ ядро

←-----→ частинка (гранула)

←-----→ міцела

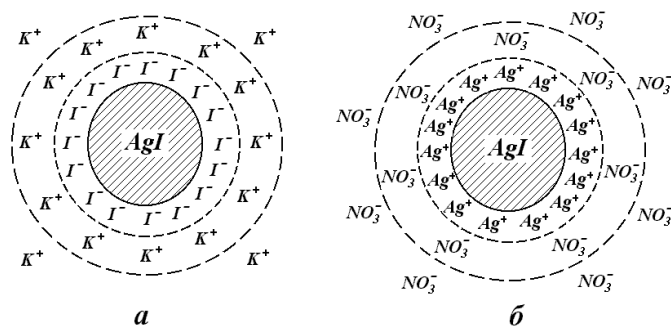


Рисунок 8.1 – Схема будови колоїдної міцели золю аргентум йодиду:
 а) при надлишку KI; б) при надлишку $AgNO_3$

Емульсії – це гетерогенні системи, що характеризуються межею розподілу рідина-рідина. Обидві рідини, що утворюють емульсію, мають бути нерозчинні або малорозчинні одна в одній і в системі має бути стабілізатор, який в цьому випадку називають емульгатором (розчинні ПАР і ВМС або нерозчинні порошкоподібні речовини, додавання яких до емульсій робить їх стійкими).

Емульсії поділяють на прямі і зворотні (обернені), тобто на емульсії типу «масло у воді» (м/в і «вода в маслі» (в/м). Іноді їх називають емульсіями «першого роду» і «другого роду». Оберненням фаз емульсії називають перехід емульсії прямого типу в емульсію оберненого типу і навпаки: (м/в → в/м).

Обернення фаз емульсій можна викликати, введенням іншого емульгатора, або зміною хімічної природи вже існуючого. Наприклад, якщо пряма емульсія, стабілізована натрій олеатом ($C_{17}H_{33}COONa$), руйнується, а потім переходить у емульсію оберненого типу при додаванні розчину $CaCl_2$ за схемою:



Типовий емульгатор для емульсії прямого типу ($C_{17}H_{33}COONa$) перетворюється в емульгатор для емульсій оберненого типу $(C_{17}H_{33}COO)_2Ca$.

Для визначення типу емульсії існує ряд спеціальних прийомів. Один з них – підфарбування органічної фази малорозчинним барвником, зовсім нерозчинним у воді. До таких барвників відноситься судан III, що має червоний колір. Розглядаючи під мікроскопом краплю рідини, можна в разі прямої емульсії побачити забарвлені крапельки органічної фази на безбарвному водному фоні (пряма емульсія типу м/в); у разі оберненої емульсії (типу в/м) картина буде протилежна. Іноді застосовують барвники, що практично не розчинюються у масляній фазі, але розчинні у воді (наприклад, кристалвіолет, метиленовий синій, метилоранж та ін.).

8.3 Експериментальна частина. Порядок виконання роботи

1. Приготувати гідрозолі методом хімічної конденсації:

а) отримання золю ферум(III) гідроксиду реакцією гідролізу;

б) отримання золів аргентум йодиду, купрум(II) гексацианоферату, берлінської лазурі реакцією обміну.

2. Приготувати гідрозоль каніфолі (або сірки) методом фізичної конденсації.

3. Визначити знак заряду колоїдних частинок.

4. Приготувати пряму і обернену емульсії та визначити тип емульсії.

1. Метод хімічної конденсації

Приготування золю ферум(III) гідроксиду.

До 100 мл дистильованої води, що кипить, додають кілька крапель насиченого розчину FeCl_3 . При цьому енергійно відбувається гідроліз йонів тривалентного заліза й утворюються молекули ферум(III) гідроксиду, що конденсуються в колоїдні частинки. Виникає золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$ вишнево-червоного кольору. Знак заряду колоїдних частинок визначають методом капілярного аналізу.

Приготування золю купрум(II) гексацианоферату

Приблизно 10–12 крапель 20 % розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ розбавляють до 100 мл дистильованою водою і додають 3–5 крапель розчину CuSO_4 при збовтуванні. Утворюється червоно-бурий золь $\text{Cu}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Приготування золю берлінської лазурі.

10–12 крапель 20 % розчину $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ розбавляють водою до 100 мл. До розбавленого розчину додають при збовтуванні краплю насиченого розчину FeCl_3 . Утворюється синій прозорий золь берлінської лазурі. Знак заряду колоїдних частинок визначають методом капілярного аналізу.

Приготування золю аргентум йодиду.

3 мл 0,1 М розчину KI розбавляють дистильованою водою до 10 мл. 5 мл 0,2 М розчину AgNO_3 в іншій колбі розбавляють до 40 мл. Повільно краплями додають розчин KI до розчину AgNO_3 і спостерігають утворення золю аргентум йодиду.

2. Метод фізичної конденсації

Приготування золю каніфолі (сірки) методом заміни розчинника

Спиртовий 5 % розчин каніфолі (сірки) повільно, краплями, вливають у воду, доки не з'явиться блакитна імла золю (опалесценція). При цьому звертають увагу на забарвлення в світлі, що проходить крізь розчин й відбитому світлі.

3. Визначення знаку заряду колоїдних частинок методом капілярного аналізу

Знак заряду колоїдних частинок (гранул) забарвлених золів можна визначити методом капілярного аналізу, використовуючи залежність їх адсорбції від знаку заряду поверхні адсорбенту.

Для кожного з одержаних золів необхідно визначити знак заряду колоїдних частинок. Для цього використовують метод капілярного аналізу, в

основі якого лежить залежність адсорбції золю від знаку заряду поверхні адсорбенту. В якості адсорбенту використовують фільтрувальний папір. При зануренні у воду целюлозні стінки капілярів паперу заряджаються негативно, вода підіймається по капілярам паперу. Якщо у воді знаходяться заряджені частинки, їх переміщення вгору разом з водою можливе, якщо вони не притягуються до стінок капілярів, тобто заряджені негативно. Якщо частинки заряджені позитивно, вони не переміщуються разом з водою, тому що адсорбуються на стінках капілярів. Таким чином, за рівнем підняття частинок золів порівняно з водою можна визначити знак заряду частинок.

Піпеткою наносять краплю золю на фільтрувальний папір і спостерігають за її поведінкою. Якщо забарвлена пляма переміщується разом з водою, колоїдні частинки мають негативний заряд. Якщо пляма залишається на місці, а розпливається тільки вода, колоїдні частинки заряджені позитивно.

Для усіх золів записати будову міцели.

4. Приготування емульсії

Приготування емульсії толуолу у воді.

У дві пробірки об'ємом 10–15 мл наливають 1/3 об'єму води, додають по 2 мл толуолу, забарвлених барвником суданIII (він не розчиняється у воді). В одну з пробірок додають 2 мл 2 % водного розчину натрій олеату, а в іншу – таку ж кількість води. Пробірки закривають пробками й енергійно збовтують, доки не одержують однорідну емульсію, після чого залишають їх на деякий час у штативі. Слідкують за швидкістю розшарування. Для встановлюють типу емульсії (масло у воді (м/в) або вода у маслі (в/м)) краплю забарвленої емульсії капають на предметне скло мікроскопа й визначають, що є забарвленим: крапельки емульсії чи довколишня рідина.

Обернення емульсії.

До 2–3 мл емульсії що містить емульгатор (натрій олеату) додають краплями 0,01 М розчин CaCl_2 або MgCl_2 , збовтують і знову визначають тип емульсії.

Оформлення роботи

1. Написати рівняння реакцій отримання гідрозолів.
2. Виходячи з даних капілярного аналізу, зробити висновок про знак заряду колоїдних частинок отриманих гідрозолів.
3. Записати будову міцел досліджених гідрозолів. Вказати агрегат, ядро, гранулу.

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 9

МОЛЕКУЛЯРНА АДСОРБЦІЯ З РОЗЧИНІВ. ДОСЛІДЖЕННЯ АДСОРБЦІЇ ОЦТОВОЇ КИСЛОТИ АКТИВОВАНИМ ВУГІЛЛЯМ

Мета роботи: дослідити процес адсорбції оцтової кислоти активованим вугіллям; побудувати графік ізотерми адсорбції; визначити графічним методом сталі рівнянь Фрейндліха й Ленгмюра і розрахувати питому поверхню адсорбенту.

9.1 Самостійна підготовка

Питання і задачі

1. Який процес називають адсорбцією і чому він відбувається самодовільно? Які фактори впливають на величину адсорбції?
2. За допомогою яких рівнянь можна описати адсорбційну рівновагу?
3. Які вимоги висувають до адсорбентів?
4. До 200 мл розчину оцтової кислоти певної концентрації при 295 К додали 5 г тальку. При титруванні 20 мл розчину кислоти до і після адсорбції витрачено 21,25 і 16,45 мл 0,1 М розчину NaOH відповідно. Розрахуйте величину адсорбції оцтової кислоти 1 г тальку.
5. Розрахувати адсорбцію ПАР при 275 К з водного розчину при концентрації 0,3 моль/л на межі з повітрям, якщо залежність поверхневого натягу від концентрації ПАР описується рівнянням

$$\sigma = 75,62 \cdot 10^{-3} - 16,7 \cdot 10^{-3} \cdot \ln(1 + 21,5 \cdot c).$$

9.2 Теоретична частина

Адсорбція на межі розподілу тверде тіло – рідина дуже поширена в різних галузях виробництва. Майже всі процеси очистки питних і стічних вод, проблеми створення зворотного водопостачання, а також очистка й поліпшення якості харчових продуктів пов'язані безпосередньо з процесами адсорбції розчинних речовин поверхнею твердого тіла.

Адсорбція – це самочинний процес перерозподілу компонентів системи між поверхневим шаром і об'ємною фазою. Це процес концентрування або накопичення газуватої чи розчиненої речовини на межі розподілу фаз. Газ або розчинена речовина називається *адсорбтивом*, або *адсорбатом*, а рідина чи тверде тіло, що адсорбує їх – *адсорбентом*. Кількісно адсорбція може бути визначена за допомогою таких величин:

– адсорбція «*a*» – це кількість адсорбату в об'ємі адсорбційного шару, віднесена до одиниці маси адсорбенту, (моль/г);

– адсорбція «*α*» – це кількість адсорбованої речовини на одиниці поверхні адсорбенту, (моль/м²);

– адсорбція Гіббса « Γ » – це надлишок кількості моль адсорбату в об'ємі поверхневого шару площею 1 м^2 порівняно з його кількістю у тому самому об'ємі за умов, що біля міжфазної межі не відбувалося зміни концентрації (моль/ м^2).

Так як поверхня твердого адсорбенту пориста й величина площі поверхні, як правило, не відома, адсорбцію на твердих адсорбентах зазвичай відносять не до одиниці площі, а до одиниці маси адсорбенту (моль/г).

Кількісна залежність між величиною адсорбції Γ , концентрації розчину C і зменшенням поверхневого натягу виражається рівнянням Гіббса:

$$\Gamma = - \frac{c}{RT} \cdot \frac{d\sigma}{dc}$$

Величину $\frac{d\sigma}{dc}$ називають поверхневою активністю речовини, що адсорбується, яка характеризує здатність цієї речовини до адсорбції. Це рівняння використовують при вивченні адсорбції на межі рідина–газ і рідина–рідина, тому що в цих випадках поверхневий натяг можна визначити експериментально.

Графічну залежність величини адсорбції від рівноважної концентрації при сталій температурі називають ізотермою адсорбції (рис. 9.1).

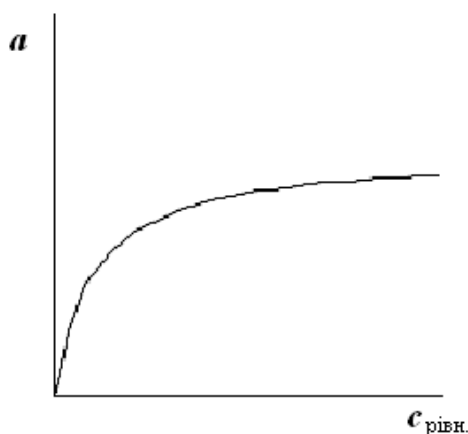


Рисунок 9.1 – Ізотерма моношарової адсорбції

Адсорбційна рівновага в системі твердий адсорбент – розчин можна охарактеризувати за допомогою емпіричного рівняння Фрейндліха

$$a = \frac{x}{m} = kc^{1/n},$$

де a – величина адсорбції (моль/г);

x – кількість адсорбованої речовини (моль);

m – маса адсорбенту (г);

c – рівноважна концентрація речовини у розчині (моль/л);

k і n – сталі величини.

З метою знаходження констант рівняння Фрейндліха (k і n), його приводять до вигляду прямої логарифмуванням:

$$\lg a = \lg k + \frac{1}{n} \lg c.$$

Графік, побудований в координатах $\lg a = f(\lg c)$, є прямою лінією, яка відтинає на ординаті відрізок $\lg k$, а тангенс кута нахилу прямої дає величину $\frac{1}{n}$ (рис. 9.2).

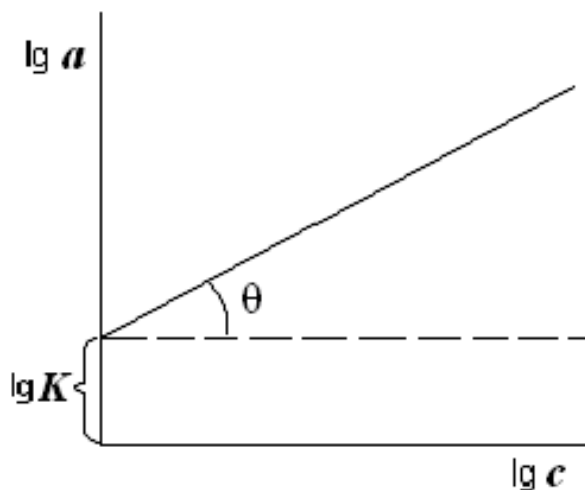


Рисунок 9.2 – Ізотерма адсорбції Фрейндліха в лінійних координатах

Залежність адсорбції від концентрації (в тому числі й для твердої поверхні розділу) в широкій області концентрацій можна виразити за допомогою рівняння Ленгмюра:

$$a = a_{\infty} \frac{Kc}{1 + Kc},$$

де a_{∞} – гранична адсорбція (величина адсорбції при повному насиченні моношару);

K – константа адсорбційної рівноваги.

Для графічного визначення сталих a_{∞} і K рівняння приводять до вигляду прямої:

$$\frac{c}{a} = \frac{1}{a_{\infty} K} + \frac{1}{a_{\infty}} c.$$

Графік будують у координатах $\frac{c}{a} = f(c)$ (рис. 9.3).

Відрізок, який пряма відтинає на осі ординат, дорівнює: $\frac{1}{a_{\infty} K}$, $\text{tg} \varphi = \frac{1}{a_{\infty}}$.

Якщо таким чином розрахувати з експериментальних даних величину a_{∞} , то можна визначити питому поверхню адсорбенту, згідно з рівнянням:

$$S_n = a_{\infty} N_A S_0,$$

де S_n – питома поверхня адсорбента ($\text{м}^2/\text{г}$);

a_{∞} – гранична адсорбція (моль/г);

N_A – число Авогадро ($6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$);

S_0 – площа поперечного перетину молекули адсорбтиву (м^2).

Для більшості карбонових кислот $S_0 = 25 \cdot 10^{-20} \text{м}^2$.

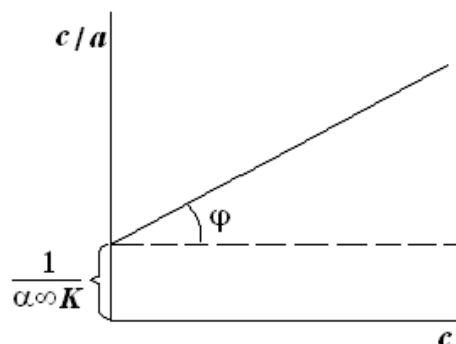


Рисунок 9.3 – Ізотерна адсорбції Ленгмюра в лінійних координатах

9.3 Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Приготування розчинів оцтової кислоти й наважок вугілля.
2. Титрування вихідних розчинів.
3. Проведення адсорбції.
4. Фільтрування розчинів.
5. Визначення концентрації розчинів після адсорбції (титрування).
6. Розрахунки, побудова графіків.

На технічних терезах беруть 5 наважок адсорбенту (активованого вугілля) по 2г. З вихідного розчину ПАР (розчин оцтової кислоти) концентрацією 0,5 моль/л методом розведення у 2, 4, 8, 16 разів готують 4 розчина в мірних колбах на 100 мл. Усього робочих розчинів п'ять: 1 – 0,50 моль/л; 2 – 0,25 моль/л; 3 – 0,125 моль/л; 4 – 0,0625 моль/л; 5 – 0,03125 моль/л.

Піпеткою відбирають по 50 мл кожного розчину і вносять відібрані проби до пронумерованих сухих конічних колб. У кожний конус додають по 2 г активованого вугілля. Колби закривають корками і збовтують протягом 30 хвилин.

Другу частину вихідного розчину (50 мл) використовують для титрування з метою визначення точної концентрації. Титрування проводять розчином луку з концентрацією 0,1 і 0,01 моль/л. Титрують у присутності фенолфталеїну. Через 30 хвилин розчини фільтрують (перші порції фільтрату відкидають) крізь паперовий фільтр. Концентрацію одержаних після адсорбції розчинів

визначають титруванням лугом. Титрування кожного розчину проводять 3 рази і беруть середнє значення об'єму лугу. Одержані дані заносять до таблиці 9.1.

Таблиця 9.1 – Результати дослідження

Номер Колби	Об'єм розчину NaOH, який використали на титрування 10 мл кислоти		Концентрація кислоти, моль/л		Адсорбція кислоти a , ммоль/г	$\lg c$	$\lg a$	c/a
	До адсорбції	Після Адсорбції	c_0 до адсорбції	c після адсорбції				

Кількість адсорбованої кислоти розраховують за формулою

$$a = \frac{c_0 - c}{m} \cdot V,$$

де a – величина адсорбції, ммоль/г;

c_0 – вихідна концентрація розчину кислоти (до адсорбції), моль/л;

c – рівноважна концентрація розчину кислоти (після адсорбції), моль/л;

V – об'єм розчину кислоти, мл;

m – маса адсорбента, г.

За одержаними даними будують графіки залежності $a = f(c)$, $\lg(a) = f(\lg c)$ і визначають сталі рівняння Фрейндліха. Величину граничної адсорбції a_∞ визначають за графіком $c/a = f(c)$ і розраховують значення питомої поверхні адсорбенту $S_{\text{пит}} = a_\infty N_A S_0$.

Так як a_∞ одержали в ммоль/г, то необхідно використовувати

$$N_A = 6.02 \cdot 10^{26} \text{ ммоль}^{-1}.$$

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 10

ІОНООБМІННА АДСОРБЦІЯ. ВИЗНАЧЕННЯ ОБМІННОЇ ЄМНОСТІ ІОНІТУ. ПОМ'ЯКШЕННЯ І ДЕМІНЕРАЛІЗАЦІЯ ВОДИ ЗА ДОПОМОГОЮ ІОННОГО ОБМІНУ

Мета роботи: визначення статичної ємності катіоніту; знесолення води із застосуванням іонітів і контроль методом електропровідності; пом'якшення води з подальшим визначенням загальної твердості.

10.1 Самостійна робота

Питання і задачі

1. Який процес називають іонообмінною адсорбцією?
2. Які сполуки називають іонітами? Як їх класифікують?
3. Які параметри характеризують сорбційну здатність іонітів?
4. Схематично напишіть реакції, які відбуваються в процесі знесолення і пом'якшення води із використанням іонітів.

5. Розрахуйте масу катіоніту КУ-2, що необхідна для пом'якшення 2 м³ води, яка містить 5,6·10⁻³ моль/м³ солей твердості. Повна обмінна ємність катіоніту дорівнює 3,8 моль/кг.

Теоретична частина

Іонообмінна адсорбція дуже поширена в природі, а також у різних галузях промисловості. Іоніти пом'якшують воду. Їх застосовують для уловлювання кольорових металів з промивних вод цехів гальванічного покриття, для очищення стічних вод від фенолу, хрому, нікелю і ін. Іоніти використовують в біології і фармакології для розділення і очищення вітамінів. У медицині за допомогою іонітів отримують кров, що не згущується. Обмінна адсорбція широко застосовується в харчовій промисловості (іонообмінне очищення соку в цукровій промисловості). У молочній промисловості йонний обмін використовується для зміни сольового складу молока (коров'яче молоко містить значно більше солей ніж жіноче). В даний час іонітне молоко у великих кількостях виробляється для дитячого харчування. Особливо велике застосування йонообмінні смоли знайшли у виробництві вина. З нього можна видалити зайву кількість йонів Fe³⁺, Cu²⁺, Ca²⁺, які викликають помутніння вина, знизити кислотність, добитися знебарвлення суслу вина. Особливо важливе значення має використання іонітів для очищення води в пивоварному виробництві.

Якщо на поверхні твердого тіла вже є адсорбовані йони або йони, що утворилися внаслідок часткової дисоціації поверхні, то в разі контакту цього сорбенту з електролітом завжди спостерігається йонообмінна адсорбція – процес обміну йонів між розчином і твердою фазою – адсорбентом. При цьому тверда фаза поглинає з розчину йони одного знаку (катіони або аніони) і замість них виділяє в розчин еквівалентну кількість інших йонів цього ж заряду. Такий обмінний йонний процес аналогічний реакціям йонного обміну в розчинах електролітів, але він відбувається на поверхні твердої фази. До обміну здатні тільки певні йони, тобто характерна вибірковість адсорбції.

Речовини, які виявляють здатність до йонного обміну і використовуються для адсорбції йонів, одержали назву *йонообмінників* або *йонітів*. Вони мають структуру у вигляді каркаса, який «зшитий» ковалентними зв'язками. Каркас (матриця) має позитивний або негативний заряд, який скомпенсований протийонами, що знаходяться в адсорбційному й дифузному шарах ПЕШ.

За знаком заряду йонів, якими обмінюються йоніти й розчини електролітів, їх класифікують на катіоніти, аніоніти й амфоліти (можуть обмінюватися залежно від умов, як катіонами, так і аніонами).

Широке розповсюдження одержали синтетичні йоніти (йонообмінні смоли). Йонообмінні смоли – це тверді, нерозчинні, зшиті полімери, які обмежено набухають у розчинах електролітів і здатні до електролітичної дисоціації. Каркас йонообмінних смол являє собою тримірну сітку вуглеводневих ланцюгів, на які закріплені йоногенні групи

($-\text{SO}_3\text{H}$, $-\text{COOH}$, NR_3^+ , $-\text{NH}_2$). Заряд, який несуть йоногенні групи урівноважується зарядом рухомих іонів протилежного знаку (протийони).

Системи з фіксованими йонами й рухомими протийонами називають обмінним комплексом.

Основними властивостями йонітів, які визначають їх якість як сорбентів, є: ємність, кислотно-основні властивості, селективність, набухання, хімічна стійкість, механічна міцність.

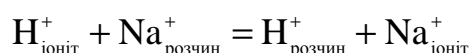
Під ємністю розуміють здатність йоніту обмінювати протийони. Ємність визначається числом йоногенних груп у йоніті і тому теоретично є сталою величиною. Але на практиці ємність йоніту залежить від умов проведення адсорбції, а також від властивостей і розмірів адсорбованих іонів.

Розрізняють статичну обмінну ємність (СОЄ), або її ще називають повною обмінною ємністю (ПОЄ) і динамічну обмінну ємність (ДОЄ), або робочу обмінну ємність (РОЄ).

Статична обмінна ємність (СОЄ) – повна ємність, яка характеризується загальним числом йоногенних груп у міліеквівалентах на одиницю маси сухої сировини, або на одиницю об'єму набухлого йоніту.

Динамічна обмінна ємність (ДОЄ), або робоча обмінна ємність, стосується тільки тієї частини йоногенних груп, яку використовують у технологічних умовах, наприклад, у йонообмінній колонці під час відносного руху йоніту й розчину. Вона залежить від швидкості руху, розмірів колонки та інших факторів і завжди менша за статичну обмінну ємність.

Усі методи визначення *СОЄ* зводяться до насичення йоніту яким-небудь йоном, потім витіснення його іншим йоном і аналізом першого в розчині. Наприклад, катіоніт зручно перевести в H^+ -форму (такий катіоніт здатний до обміну рухомих іонів H^+ , які знаходяться у матриці, на катіони розчину), а потім промити його розчином натрій хлориду. При цьому відбудеться обмін:



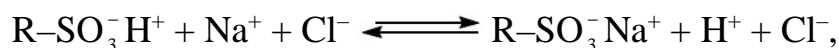
Отриманий кислий розчин титрують розчином лугу. Ємність, у цьому випадку, дорівнює відношенню кількості кислоти в розчині до маси йоніту.

10.2 Експериментальна частина

Порядок виконання роботи

1. Визначення статичної обмінної ємності (СОЄ) йоніта КУ-2.

У процесі контакту сульфокатіоніта в H^+ -формі з розчином NaCl перебігає реакція обміну іонів Гідрогену на йони Натрію:



де R – каркас йоніта;

$-\text{SO}_3^-\text{H}^+$ – йоногенна група;

H^+ – рухливий йон, здатний до іонного обміну.

Якщо витіснені йони Гідрогену залишаються у розчині, встановлюється рухлива рівновага. При їх зв'язуванні додаванням лугу, рівновагу буде зміщено і можна буде досягнути повного витіснення йонів Гідрогену, тобто визначити COE , яку виражають у мілімоль еквівалентів на 1 г сухого йоніту (ммоль/г).

На аналітичних терезах беруть дві наважки висушеного до постійної маси катіоніту по 0,4–0,6 г. Наважки поміщають у сухі колби і додають по 20 мл 10 % розчину NaCl. Розчини збовтують і титрують сильну кислоту, яка виділилася, розчином NaOH концентрації 0,1 моль/л у присутності метилоранжу до переходу рожевого забарвлення в жовтогаряче. Розчин витримують 5–10 хвилин і, якщо він знову став рожевим унаслідок виділення нових йонів H^+ , дотитровують розчином лугом. Статичну (або повну) обмінну ємність розраховують за формулою

$$COE = \frac{c_{\text{лугу}} \cdot V_{\text{лугу}}}{m} \text{ (ммоль/г)},$$

де $c_{\text{лугу}}$ – концентрація розчину лугу (моль/л);

$V_{\text{лугу}}$ – об'єм розчину лугу (мл);

m – маса йоніта (г).

2. Знесолення води

100 мл досліджуваної води пропускають послідовно через дві колонки заповнені йнітами. Спочатку через колонку заповнену катіонітом у H^+ - формі, а потім цей фільтрат – через колонку заповнену аніонітом в OH^- -формі.

Фільтрат збирають у ретельно вимиті сухі колби. Вимірюють солевміст вихідної і знесоленої води.

Результати заносять до таблиці 10.1.

Таблиця 10.1 – Експериментальні дані

Зразок	Електропровідність (або солевміст, мг/л)
вихідна вода	
знесолена вода	
дистильована вода	

3. Пом'якшення води

100 мл досліджуваної води пропускають через колонку з катіонітом у Na^+ -формі. Фільтрат збирають і визначають твердість вихідної і пом'якшеної води комплексонометричним методом. Порівнюють одержані результати.

Для визначення твердості до проби води об'ємом 50 мл додають 5 мл аміачного буферного розчину (аналізуємий розчин повинен мати $pH=10$), індикатор еріохром чорний Т і титрують розчином трилону Б (0,1 моль/л – вихідну воду і 0,01 моль/л – пом'якшену) до переходу винно-червоного кольору в синій.

Титрування повторюють три рази. Загальну твердість $T_{\text{заг.}}$ розраховують за формулою

$$T_{\text{заг.}} = \frac{c_{\text{T}} \cdot V_{\text{T}}}{V} \cdot 1000 \text{ (ммоль/л)},$$

де c_{T} – концентрація розчину трилону Б (моль/л);

V_{T} – об'єм розчину трилону Б (мл);

V – об'єм води (мл).

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА 11

КОАГУЛЯЦІЯ ЗОЛІВ

Мета роботи: визначення порога коагуляції золю ферум(III) гідроксиду, його залежності від заряду йона-коагулятора і вивчення захисної дії стабілізатора.

11.1 Самостійна робота

Питання і задачі

1. Які дисперсні системи називають ліофільними, а які – ліофобними?
2. Який процес називають коагуляцією? Вкажіть фактори, що впливають на коагуляцію.
3. Сформулюйте правила коагуляції.
4. Що таке поріг коагуляції?
5. На коагуляцію 5 мл гідрозолу ферум(III) гідроксиду пішло 5 мл розчину K_2SO_4 з концентрацією 0,001 моль/л. Визначити поріг коагуляції.

11.2 Теоретична частина

Дисперсні системи з рідким дисперсійним середовищем за характером взаємодії фаз поділяють на ліофільні й ліофобні. Ліофільні дисперсні системи утворюються самодовільно; для них зміна енергії Гіббса утворення негативна ($\Delta G < 0$), і вони є термодинамічно стійкими. Ліофобні дисперсні системи самодовільно не утворюються, для них $\Delta G > 0$, і вони є термодинамічно нестійкими.

Усі високодисперсні системи мають величезну питому площу поверхні розділу фаз і, таким чином, значну надлишкову поверхневу енергію ($G_s = \sigma \cdot S$). Однак, у ліофільних колоїдних системах велике значення питомої поверхні компенсується взаємодією з розчинником, який добре сольватує поверхню частинок дисперсної фази. Звідси й назва «ліофільний»: ліо (λύω) грецькою – середовище, розчинник, а філео (φιλέω) – любити. Міжфазний натяг на межі дисперсної фази й дисперсійного середовища в таких системах дуже низький – до 0,1 мДж/м² і навіть нижчий. У разі ж ліофобних колоїдних

систем фобос (φοβος) – боятися, ненавидіти) сольватація поверхні частинок розчинником слабка і не може компенсувати надлишкову поверхневу енергію. Тому частинки дисперсної фази можуть злипатися одна з одною в більш великі агрегати. Цей процес називають коагуляцією. При цьому питома площа поверхні, а разом з нею і надмірна вільна поверхнева енергія знижуються ($G_s = \sigma \cdot S$). До гідрофобних дисперсних систем відносять піни, емульсії типу «масло у воді», латекс, суспензії, гідрозолі. Останні вважаються «істинно-колоїдними» об'єктами, оскільки їх частинки мають дуже малі розміри ($\approx 1-100$ нм або $10^{-9}-10^{-7}$ м) і є невидимими в звичайні оптичні мікроскопи, вони проходять крізь звичайні фільтри.

Типовими прикладами гідрофобних колоїдів є золі металів, сульфідів, галогенідів, а також золі неметалів: Au, Ag, ZnS, As₂S₃, SiO₂, TiO₂, Al(OH)₃, Fe(OH)₃, S, Se та ін.

Сам факт термодинамічної нестійкості не дозволяє зробити висновок про швидкість руйнування дисперсної системи. Практика показує, що гідрозолі можуть бути стійкими впродовж великого часу.

Розрізняють два основних типу стійкості колоїдних систем: а) кінетичну (седиментаційну) – стійкість до осідання або сплиття; б) агрегативну – стійкість до злипання частинок колоїдної системи в більш великі агрегати.

Втрата агрегативної стійкості золів відбувається головним чином за рахунок коагуляції, яку можуть викликати нагрів, охолодження, електромагнітне опромінення, перемішування, ультразвук, електричний струм, концентрування або розбавлення розчинів. Особливо сильний вплив виявляють електроліти.

Коагуляцію золю викликають усі сильні електроліти, але лише при досягненні певної мінімальної концентрації коагулянту (або коагулятора), яка називається порогом коагуляції. Причому, до досягнення цієї концентрації коагуляція не спостерігається зовсім, а по досягненні порога носить «обвальний» характер, призводячи в більшості випадків до швидкого й повного руйнування колоїдної системи.

Поріг коагуляції γ прийнято виражати в мілімолях електроліту на 1 л скоагульованого золю (ммоль/л). Величину, що за своїм значенням зворотна до порогу коагуляції ($1/\gamma$) називають коагулюючою дією.

Ознаками коагуляції є помутніння розчину, випадіння осаду, зміна забарвлення (наприклад, коагуляція з перетворенням червоного гідрозолю золота в синій золь).

Правила коагуляції

1. Коагуляцію викликають будь-які електроліти, але з помітною швидкістю вона починається лише під час досягнення певної концентрації; мінімальна концентрація електроліту, при перевищенні якої спостерігається коагуляція, називається порогом коагуляції (γ), його виражають у ммоль/л або у моль/л.

2. Коагулююча дія властива тому йону електроліту, заряд якого протилежний заряду колоїдної частинки (гранули), причому його коагулююча дія тим сильніше, чим вищий його заряд; ця закономірність називається правилом Шульце – Гарді (правило значності).

3. У ряду органічних йонів коагулююча дія (γ^1) зростає з підвищенням адсорбційної здатності.

4. У ряду неорганічних йонів з однаковим зарядом коагулююча дія тим більша, чим більший радіус йона (йони з більшими радіусами слабкіше гідратовані).



Стійкість колоїдних систем до додавання електролітів забезпечується за допомогою стабілізаторів: добавок ПАР різних типів, у тому числі ВМС, і особливо – білків. Адсорбуючись на поверхні частинок твердої фази, стабілізатор утворює оболонку, що захищає частинки золю. Додавання захисної ВМС (наприклад, желатину) до коагулюючого золю може викликати зупинку процесу коагуляції.

11.3 Експериментальна частина

Мета роботи: визначення залежності порогу коагуляції від заряду йона-коагулятора й вивчення захисної дії стабілізатора.

Порядок виконання роботи

1. Отримання гідрозолю ферум(III) гідроксиду.
2. Визначити пороги коагуляції золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ електролітами.
3. Провести взаємну коагуляцію золів.
4. Визначити захисну дію високомолекулярних сполук (желатину) при коагуляції золю.

1. Отримання гідрозолю ферум(III) гідроксиду

100 мл дистильованої води наливають у колбу і нагрівають на електричній плитці до кипіння. Не знімаючи колби, вимикають плитку, після чого додають 5–6 крапель насиченого розчину FeCl_3 . Відбувається гідроліз йонів заліза(III), внаслідок чого утворюється бурий абсолютно прозорий колоїдний розчин ферум(III) гідроксиду. Одержаний золь охолоджують.

2. Визначення порога коагуляції золю ферум(III) гідроксиду

Поріг коагуляції визначають при додаванні до золю $\text{Fe}(\text{OH})_3$ розчинів солей $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, Na_2SO_4 , NaCl з концентрацією електроліту 0,001 моль/л, 0,01 моль/л, 4 моль/л відповідно. В пробірки наливають по 5 мл золю. Одну з них залишають як контрольну. До інших пробірок із відповідних бюреток додають краплями розчини солей, доки не з'явиться легке помутніння.

Після додавання кожних двох крапель пробірку збовтують. Відмічають кількість електроліту, яка спричинила помутніння розчину.

Поріг коагуляції розраховують за пороговим об'ємом електроліту (об'єм, який затрачено на коагуляцію) (ммоль/л):

$$c_{\text{к}} = \frac{c_{\text{ел.}} \cdot V_{\text{ел.}}}{V_{\text{з.}} + V_{\text{ел.}}},$$

де $c_{\text{ел}}$ – концентрація введеного електроліту, моль/л;

$V_{\text{ел.}}$ – мінімальний об'єм електроліту, який спричинив коагуляцію, мл;

$V_{\text{з.}}$ – об'єм золю, мл.

Також розраховують відношення порогів коагуляції при додаванні заданих електролітів. Указати, які йони використаних електролітів є коагулюючими, і що є причиною різних величин порогів коагуляції.

3. Взаємна коагуляція золів $Fe(OH)_3$ і $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$

Змішують приготовлені золі берлінської лазури й ферум(III) гідроксиду в співвідношеннях, наведених у таблиці 11.1.

Таблиця 11.1 – Експериментальні дані

Золі	Пробірки							
	1	2	3	4	5	6	7	8
$Fe(OH)_3$, мл	4,5	4	3,5	3	2,5	1,5	1	0,5
$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.	0,5	1	1,5	2	2,5	3,5	4	4,5
Ефект, який Ви спостерігали «+» або «-»				-				

Суміші золей залишають у штативі протягом 30–40 хв. Потім відмічають, які зміни відбулися в кожній пробірці: повна коагуляція, «+», часткова коагуляція, коагуляції немає «-». Там, де залишилися некоагульовані частинки, визначають знак їхнього заряду, для чого краплю золю наносять на фільтрувальний папір. При змочуванні водою волокна клітковини набувають негативного заряду. Якщо частинки золю заряджені позитивно, вони затримуються біля стінок капілярів, тому в центрі краплі утворюється забарвлене коло, а вода розтікається по периферії краплі. Якщо частинки золю заряджені негативно, вони рухаються разом з водою і утворюють забарвлене коло.

4. Визначення захисної дії ВМС (желатину) при коагуляції золю.

У дві пробірки наливають по 5 мл свіже виготовленого золю і 4 мл води. Потім в одну з пробірок додають 0,5 мл 0,25 % розчину желатину, а в іншу – 0,5 мл води.

Після перемішування в кожну пробірку додають із бюретки краплями 10 % розчин NaCl, доки не з'явиться слабе помутніння. Визначають і порівнюють порогові коагуляції золю без желатину і з желатином.

Виробничо-практичне видання

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ

до виконання лабораторних та практичних робіт
з навчальної дисципліни

«НЕОРГАНІЧНІ ЗАБРУДНЮВАЧІ ДОВКІЛЛЯ»

*(для здобувачів 1–3 курсів денної та заочної форм навчання
першого (бакалаврського) рівня вищої освіти за спеціальностями
101 – Екологія, 183 – Технології захисту навколишнього середовища)*

Укладачі: **ЗАЙЦЕВА** Інна Сергіївна,
МУРАЄВА Ольга Олексіївна,
ПАНАЙОТОВА Тетяна Дмитрівна

Відповідальний за випуск *Т. Д. Панайотова*

За авторською редакцією

Комп'ютерне верстання *І. В. Волосожарова*

План 2018, поз. 175 М.

Підп. до друку 19.04.2019. Формат 60 × 84/16.
Електронне видання. Ум. друк. арк. 3,2.

Видавець і виготовлювач:
Харківський національний університет
міського господарства імені О. М. Бекетова,
вул. Маршала Бажанова, 17, Харків, 61002.
Електронна адреса: office@kname.edu.ua
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи:
ДК № 5328 від 11.04.2017.