

Міністерство освіти і науки України
Національний університет водного господарства та
природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології та землеустрою
Кафедра хімії та фізики

05-06-149М

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни
«Основи геохімії та гідрохімії» для здобувачів вищої освіти
першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною
програмою «Геологія» спеціальності 103 «Науки про Землю»
всіх форм навчання

Рекомендовано
науково-методичною радою
з якості ННІ ЕАВГ
Протокол № 6 від 28.01.2025 р.

Рівне – 2025

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з навчальної дисципліни «Основи геохімії та гідрохімії» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Геологія» спеціальності 103 «Науки про Землю» всіх форм навчання. [Електронне видання] / Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2025. – 31 с.

Укладач: Мисіна О. І., старша викладачка кафедри хімії та фізики.

Відповідальний за випуск: Мороз М. В., доктор хім. наук, професор, завідувач кафедри хімії та фізики.

Керівник групи забезпечення
спеціальності 103 «Науки про Землю»

Мельничук В. Г.

© О. І. Мисіна, 2025

© НУВГП, 2025

ЗМІСТ

Стор.

ПЕРЕДМОВА	4
Лабораторна робота 1. Дослідження властивостей основних класів неорганічних сполук мінералів	5
Лабораторна робота 2. Визначення складу мінералів за допомогою хімічних реакцій	8
Лабораторна робота 3. Визначення кислотності ґрунтових і водних розчинів. Гідроліз солей	11
Лабораторна робота 4. Визначення рухомих форм Cu^{2+} фотоколориметричним методом.....	14
Лабораторна робота 5. Визначення рухомих форм Феруму тіоціанатним методом.....	16
Лабораторна робота 6. Хімічний склад природних вод та ґрунтових розчинів.....	20
Лабораторна робота 7. Кількісні визначення вмісту розчинених речовин у воді	25
Лабораторна робота 8. Визначення загальної лужності і карбонатної твердості води.....	28
ЛІТЕРАТУРА	31

ПЕРЕДМОВА

Навчальна дисципліна «Основи геохімії та гідрохімії» належить до переліку обов'язкових освітніх компонентів, що вивчається здобувачами вищої освіти першого (бакалаврського) рівня спеціальності 103 «Науки про Землю». Дана дисципліна забезпечує професійний розвиток бакалавра та спрямована на формування у здобувачів компетентностей щодо здатності використовувати геохімічну та гідрохімічну інформацію та спеціальні знання в теоретичних та практичних цілях, розв'язувати практичні проблеми в процесі професійної діяльності або навчання. Навчальна дисципліна сприяє формуванню практичних умінь і навичок використання сучасних хімічних та фізико-хімічних методів при дослідженні та аналізі гірських порід та мінералів, основних гідрохімічних показників.

Методичні вказівки призначені для самостійної підготовки до лабораторних занять. Здобувачі повинні виконати лабораторні роботи по вивченню складу та властивостей основних класів неорганічних сполук мінералів, навчитися визначати основні гідрохімічні показники природних вод та ґрунтових розчинів, проводити кількісні розрахунки та визначення вмісту розчинених речовин у воді. Студенти повинні навчитися працювати з хімічними реактивами та сучасним лабораторним обладнанням. Перед початком роботи проводиться вступне заняття з техніки безпеки в хімічній лабораторії. Як допуск до виконання лабораторної роботи проводиться перевірка теоретичних знань та методики експерименту. Лабораторна робота з відповідним оформленням в зошиті подається у вигляді звіту для захисту. Здобувачі вищої освіти всіх форм навчання мають доступ до навчально-методичного забезпечення навчальної дисципліни «Основи геохімії та гідрохімії» на навчальній платформі Moodle (режим доступу: <https://exam.nuwm.edu.ua/course/view.php?id=1962>).

Лабораторна робота 1.

ДОСЛІДЖЕННЯ ВЛАСТИВОСТЕЙ ОСНОВНИХ КЛАСІВ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК МІНЕРАЛІВ

Мінерали – це природні хімічні сполуки, що мають чітко визначений хімічний склад, сукупність морфологічних ознак та фізичних властивостей. Утворюються мінерали внаслідок фізико-хімічних процесів у земній корі або на її поверхні. Переважна більшість природних мінералів мають кристалічну будову і є твердими речовинами. Це гіпс, галіт, кальцит, кварц, лід, корунд, топаз, алмаз тощо. Значно рідше зустрічаються природні мінерали аморфної (склоподібної) будови – опал, бітуми, смола. Деякі мінерали бувають рідкими (вода, ртуть, нафта) або газоподібними (вуглекислий газ, сірководень). У гірських породах переважають тверді мінерали.

Хімічний склад мінералів різноманітний. За хімічним складом природні мінерали поділяють на 10 класів:

1. Силікати – польові шпати, слюди, піроксени та інші. До них відносять нефелін $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$, ортоклаз $\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$, альбіт $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$, олівін $(\text{Mg,Fe})_2(\text{SiO}_4)$.
2. Карбонати – солі карбонатної кислоти. Це кальцит CaCO_3 , доломіт $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$, сидерит FeCO_3 .
3. Оксиди – сполуки елементів з Оксигеном. Це кварц SiO_2 , корунд Al_2O_3 , гематит Fe_2O_3 , магнетит Fe_3O_4 , цинкіт ZnO , тенорит CuO .
4. Гідроксиди – сполуки елементів з гідроксидною групою OH . Це опал $\text{SiO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, лімоніт $\text{FeO}(\text{OH}) \cdot n\text{H}_2\text{O}$.
5. Сульфіди – сполуки елементів із Сульфуром. Це пірит FeS_2 , сфалерит ZnS , галеніт PbS , кіновар HgS .
6. Сульфати – солі сульфатної кислоти. Це гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ангідрит CaSO_4 , барит BaSO_4 .
7. Галоїди – солі гідроген галогенідних кислот. Це галіт NaCl , сильвін KCl , флюорит CaF_2 , сильвініт $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$.
8. Фосфати – солі ортофосфатної кислоти. Це апатит $\text{Ca}_5(\text{Cl,F,OH})[\text{PO}_4]_3$, фосфорит $\text{Ca}_5(\text{F,OH})_2[\text{PO}_4]_3$.

9. Вольфрамати – солі вольфрамової кислоти, зустрічаються вкрай рідко. Це вольфраміт $(\text{Fe}, \text{Mn})\text{WO}_4$.
10. Самородні елементи – прості речовини мінерали. Це алмаз С, сірка S, золото Au, срібло Ag.

Експериментальна частина

I. Властивості тенориту та негашеного вапна як основних оксидів

1) Взаємодія мінералів з водою.

Налити у дві пробірки дистильованої води (3-5 мл), додати по 2-3 краплини фенолфталеїну. Розтерти невеликі шматочки тенориту CuO та негашеного вапна CaO у порошок. Додати в одну пробірку з водою порошок тенориту, у другу – негашеного вапна. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

2) Взаємодія мінералів з кислотами.

У дві пробірки налити сульфатної кислоти (3-5 мл). В одну пробірку додати порошок тенориту, в іншу – негашеного вапна. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

Зробити висновок про хімічний характер тенориту і негашеного вапна.

II. Властивості цинкіту як амфотерного оксиду

1) Взаємодія цинкіту з водою.

У пробірку з дистильованою водою додати 2-3 краплини фенолфталеїну і невелику кількість порошку цинкіту ZnO .

2) Взаємодія цинкіту з кислотою.

У пробірку з хлоридною кислотою додати невелику кількість порошку цинкіту ZnO .

3) Взаємодія цинкіту з лугом.

У пробірку з концентрованим розчином натрій гідроксиду додати невелику кількість порошку цинкіту ZnO .

До всіх дослідів записати спостереження і скласти відповідні рівняння реакції. Зробити висновок про хімічний характер цинкіту.

III. Добування і властивості вуглекислого газу як кислотного оксиду

У пробірку внести шматочок мінералу кальциту, налити 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закрити газовідвідною трубкою і дослідити властивості отриманого оксиду. Попередньо встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води і додати 5-7 крапель індикатору метилоранжу, в іншу – налити вапняної води. Отриманий вуглекислий газ барботувати у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

IV. Добування і властивості ферум(III) гідроксиду як основної складової мінералу лімоніту ($\text{FeO}(\text{OH}) \cdot n\text{H}_2\text{O}$)

В пробірку налити 1-2 мл розчину ферум(III) хлориду і додати розведеного розчину натрій гідроксиду до утворення осаду. Утворений осад розділити на 3 пробірки. В першу налити розчину хлоридної кислоти, в другу – концентрованого розчину натрій гідроксиду, а третю пробірку нагріти. Записати спостереження у всіх пробірках та рівняння відповідних реакцій.

V. Добування і властивості купрум(II) гідроксид сульфату як основної складової мінералу лангіту ($\text{Cu}_4(\text{SO}_4)(\text{OH})_6 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину купрум(II) сульфату, додати 1-2 краплі розбавленого розчину натрій гідроксиду. Відмітити колір одержаного осаду основної солі, написати рівняння реакції.

2. Вміст пробірки розділити на три частини. До однієї пробірки додати надлишок лугу. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в відповідний гідроксид.

3. До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти до розчинення осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

4. Вміст пробірок з осадами основної солі і гідроксиду довести до кипіння. Де і чому змінюється забарвлення? Написати рівняння відповідної реакції.

Запитання для самоконтролю знань

1. Наведіть хімічні реакції, які характеризують основні властивості мінералу тенориту.

2. Наведіть хімічні реакції, які характеризують амфотерні властивості мінералу корунду.

3. Наведіть хімічні реакції, які характеризують кислотні властивості мінералу кварцу.

4. Які основні класи неорганічних сполук ви вивчали в контексті мінералів?

5. Наведіть формули мінералів малахіту та гіпсу. До яких класів неорганічних сполук вони належать?

Лабораторна робота 2. ВИЗНАЧЕННЯ СКЛАДУ МІНЕРАЛІВ ЗА ДОПОМОГОЮ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Визначення хімічного складу природніх мінералів є одним з фундаментальних методів у мінералогії та геохімії. Воно дозволяє ідентифікувати мінерали, вивчати їхні властивості та розкривати геологічні процеси, які їх сформували. Хімічні реакції є одним з найдавніших і найдоступніших методів такого аналізу. Метод ґрунтується на взаємодії мінералів з різними хімічними реагентами, а саме: кислотами, лугами, окисниками, відновниками. В результаті цих реакцій спостерігаються характерні зміни: виділення газів, утворення осадів, зміна забарвлення тощо. За характером цих змін можна зробити висновки про наявність у мінералі певних хімічних елементів або груп.

Основні реакції та їх застосування при визначенні хімічного складу мінералів.

1. Реакції з кислотами:
 - Карбонати: виділяється вуглекислий газ.
 - Сульфіди: виділяється сірководень (характерний запах тухлих яєць).
2. Реакції з лугами:
 - Алюмосилікати: при сплавленні з лугами утворюються розчинні силікати.
 - Оксиди алюмінію: розчиняються в концентрованих розчинах лугів з утворенням алюмінатів.
3. Реакції з окисниками:
 - Сульфіди: окиснюються до сульфатів.
 - Галогеніди: виділяються галогени (хлор, бром, йод).
4. Реакції з відновниками:
 - Оксиди металів: Відновлюються до металів.

Експериментальна частина

Виконуючи дослідження слід дотримуватись такої послідовності проведення аналізу мінералів:

1. Підготовка зразка: мінерал подрібнюють до порошку.
2. Проведення реакції: порошок мінералу поміщають у пробірку і додають відповідний реагент.
3. Спостереження за змінами: фіксують зміни, що відбуваються: виділення газу, утворення осаду, зміна забарвлення тощо.
4. Висновок: на основі спостережень роблять висновки про наявність певних елементів у мінералі.

I. Взаємодія мінералів з кислотами

1) Виявлення карбонатів

У пробірку внести невелику кількість подрібненого кальциту і долити розчин хлоридної кислоти. Отриманий газ пропустити крізь розчин вапняної води. Помутніння розчину свідчить про наявність карбонатів у мінералі. Записати спостереження та відповідні реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

2) Виявлення сульфідів

До пробірок з вмістом мінералів піриту і сфалециту долити хлоридну кислоту. Записати спостереження і за запахом встановити газ, що виділяється. Написати відповідні реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах.

II. Взаємодія мінералів з лугами

1) До пробірки з вмістом мінералу корунду долити концентрований розчин натрій гідроксиду. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

2) До пробірки з вмістом мінералу корунду долити розчин сульфатної кислоти до повного розчинення мінералу. Потім долити розчин луку до утворення осаду і наступного його розчинення. Написати відповідні реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах, що підтверджують амфотерний характер мінералу.

III. Реакції мінералів з окисниками

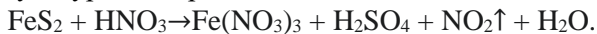
1) Виявлення галогенідів

До пробірки з вмістом розчину калій йодиду долити 1-2 мл розчину сульфатної кислоти та 1-2 мл розчину калій перманганату. Спостерігати знебарвлення розчину та утворення йоду. Підібрати коефіцієнти методом електронного балансу та урівняти рівняння:



2) Виявлення сульфідів

До пробірки з вмістом мінералу піриту долити розчин концентрованої нітратної кислоти. Спостерігати виділення бурого газу. Підібрати коефіцієнти методом електронного балансу та урівняти рівняння:



Запитання для самоконтролю знань

1. Поясніть основні хімічні реакції при виявленні мінералів класу карбонатів. Написати рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах взаємодії мінералу сидериту з нітратною кислотою.

2. Поясніть основні хімічні реакції при виявленні мінералів класу сульфатів. Написати рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах взаємодії мінералу глауберової солі з барій хлоридом.

3. Поясніть основні хімічні реакції при виявленні мінералів класу сульфідів. Написати рівняння реакції у молекулярній та йонно-молекулярній формах взаємодії мінералу цинкової обманки з нітратною кислотою.

4. Поясніть основні хімічні реакції при виявленні мінералів класу оксидів. Написати рівняння реакції відновлення мінералу гематиту воднем.

5. Поясніть основні хімічні реакції при виявленні мінералів класу галоїдів. Написати рівняння реакції окисно-відновної реакції взаємодії мінералу мідного блиску з розведеною нітратною кислотою.

Лабораторна робота 3. ВИЗНАЧЕННЯ КИСЛОТНОСТІ ҐРУНТОВИХ І ВОДНИХ РОЗЧИНІВ. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

У складі природної води та ґрунтових розчинів йони Гідрогену займають особливе місце. Абсолютний вміст їх є незначний. Але значення йонів Гідрогену у природних водах та ґрунтових розчинах є надзвичайно велике. Воно обумовлене тим, що йони Гідрогену, що утворились при дисоціації у водних розчинах багатьох кислот та їх похідних, зв'язані з ними в єдину систему.

Концентрацією йонів Гідрогену у ґрунтових та водних розчинах кількісно характеризує активна реакція або кислотність чи лужність. Активна реакція або кислотність чи лужність ґрунтових та водних розчинів визначається концентрацією (активністю) йонів Гідрогену (H^+) і гідроксильних (OH^-) йонів і вимірюється показником рН – від'ємним логарифмом концентрації (активності) йонів Гідрогену: $pH = -\lg[H^+]$, а $pOH = -\lg[OH^-]$, $pH + pOH = 14$.

Значення рН ґрунтових розчинів змінюється від 2,5 (кислі сульфатні ґрунти) до 8-9 і вище (карбонатні і засолені ґрунти), у солонцях содових солончаках рН досягає 10-11.

За величиною рН природні води поділяють на 7 груп:

Води природні	рН
Сильнокислі	< 3
Кислі	3 – 5
Слабокислі	5 – 6,5
Нейтральні	6,5 – 7,5
Слабколужні	7,5 – 8,5
Лужні	8,5 – 9,5
Сильнолужні	> 9,5

Для експериментального визначення рН розчинів користуються кислотно-основними індикаторами, універсальними індикаторами та спеціальними приладами рН-метрами.

На величину рН істотне значення мають розчинені солі у ґрунтах та природніх водах, які зазнають гідролізу. Гідроліз солі – це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, в результаті якої утворюється слабкий електроліт і при цьому змінюється рН середовища.

Експериментальна частина

І. Визначення рН стандартних розчинів

1) Визначення рН розчинів за допомогою універсального індикаторного паперу.

За допомогою універсального індикаторного паперу визначити рН таких розчинів:

- 0,1М хлоридної кислоти;
- 0,1М розчину натрій гідроксиду;
- 0,1М розчину етанової (оцтової) кислоти;
- 0,1М розчину амоній гідроксиду.

2) Визначення рН розчинів за допомогою рН-метра

За допомогою рН-метра визначити значення рН для вказаних розчинів.

Результати вимірювань занести у таблицю.

Електроліт	C_m	$pH_{\text{інд}}$	$pH_{\text{метр}}$	$pH_{\text{розрах}}$	Формула
HCl					
NaOH					
CH ₃ COOH					
NH ₄ OH					

II. Визначення pH ґрунтових розчинів

Приготувати водні витяжки різних ґрунтів і виміряти значення pH за допомогою універсального індикатора та pH-метра. Результати вимірювань записати у табличній формі.

III. Визначення pH зразків води

Виміряти значення pH різних зразків води за допомогою універсального індикатора та pH-метра. Результати вимірювань записати у табличній формі.

IV. Визначення pH розчинів солей

Приготувати водні розчини таких солей: алюміній сульфату, амоній хлориду, натрій хлориду. Виміряти значення pH різних зразків води за допомогою універсального індикатора та pH-метра. Записати йонно-молекулярні рівняння гідролізу солей, які гідролізувались.

Запитання для самоконтролю знань

1. А) Концентрація йонів H^+ в ґрунтовому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Визначити pH та pOH такого розчину.

Б) pH ґрунтового розчину 8. Яка концентрація йонів H^+ та OH^- в такому розчині.

В) Що таке гідроліз солей?

2. А) Концентрація йонів OH^- в ґрунтовому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-8}$ моль/л. Чому дорівнює pH та pOH такого ґрунтового розчину.

Б) рОН ґрунтового розчину 11. Яка концентрація йонів H^+ та OH^- .

В) Як впливає гідроліз солей на кислотність ґрунтових та водних розчинів?

3. А) Концентрація йонів H^+ в ґрунтовому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Чому дорівнює рН та рОН такого ґрунтового розчину.

Б) рН ґрунтового розчину 8. Яка концентрація йонів H^+ та OH^- .

В) Які фактори можуть впливати на кислотність ґрунтових вод?

4. А) Концентрація йонів OH^- в ґрунтовому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Чому дорівнює рН та рОН такого ґрунтового розчину.

Б) рН ґрунту дорівнює 5. Яка концентрація йонів H^+ та OH^- в цьому ґрунтовому розчині.

В) Які індикатори використовують для визначення рН ґрунтових та водних розчинів?

5. А) Концентрація йонів H^+ в ґрунтовому розчині дорівнює $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Визначити рН та рОН такого розчину.

Б) рОН ґрунтового розчину 10. Яка концентрація йонів H^+ та OH^- .

В) Навести приклади солей, які гідролізують.

Лабораторна робота 4. ВИЗНАЧЕННЯ РУХОМИХ ФОРМ Cu^{2+} ФОТОКОЛОРИМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Стан ґрунту характеризується його хімічними властивостями, кількісною мірою яких є різні показники. Одним з таких показників є рухомість хімічних елементів та їх форм. При надходженні значних кількостей хімічних елементів в ґрунт небезпечним є збільшення вмісту їх рухомих форм, які можуть переходити з ґрунту в підземні та природні води, в рослини, що загрожує природному функціонуванню біогеоценозів. За

високими значеннями показників рухомості елементів та їх форм роблять висновок про хімічне забруднення ґрунтів.

Купрум знаходиться в ґрунтах у вигляді таких мінеральних форм Cu^{2+} , CuOH^+ , CuHCO_3^+ , CuCO_3 . Найбільший вміст обмінних і легкорозчинних форм Купруму міститься в буроземах (27%) та дерново-карбонатних ґрунтах. Найменший вміст рухомих форм Cu^{2+} (0,5%) характерний для чорноземів звичайних. Для визначення рухомих форм Cu^{2+} використовують фотоколориметричний метод аналізу.

Фотоколориметрія – це метод кількісного аналізу, заснований на вимірюванні інтенсивності поглинання світла забарвленим розчином. Інтенсивність поглинання прямо пропорційна концентрації речовини в розчині і кількісно характеризується оптичною густиною розчину D (закон Бугера-Ламберта-Бера). При аналізах концентрацію досліджуваного розчину найчастіше визначають за калібрувальним графіком. Для побудови калібрувального графіку готують серію еталонних розчинів і вимірюють їх оптичні густини.

Експериментальна частина

Методика виконання роботи

Стандартний розчин Cu^{2+} готують розчиненням точної наважки 1,9647 г $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в мірній колбі ємністю 1000 мл з додаванням 5 мл концентрованої сульфатної кислоти.

1. Роботу починають з побудови калібрувального графіка. В мірні колби на 100 мл наливають 2,0; 4,0; 6,0; 8,0; 10,0 мл стандартного розчину CuSO_4 .

2. Розчини в кожній колбі нейтралізують розчином амоніаку до появи слабкої каламуті і потім додають по 30 мл надлишку розчину амоніаку, доводять водою до мітки і перемішують. При цьому отримують серію розчинів з вмістом 0,02; 0,04; 0,06; 0,08 та 0,1 мг Cu^{2+} в 1 л розчину.

3. Замірюють оптичну густину отриманих розчинів в кюветі з товщиною шару $l = 5$ см з синім світлофільтром ($\lambda = 430$ нм). Як розчин порівняння використовують дистильовану воду.

4. За результатами вимірювань будують графік залежності оптичної густини від концентрації Cu^{2+} (в мг/100 мл).

5. Досліджуваний розчин наливають в мірну колбу на 100 мл, додають 30 мл розчину амоніаку, доводять до мітки. Ретельно перемішують та вимірюють оптичну густину.

6. За калібрувальним графіком знаходять концентрацію рухомих форм Cu^{2+} в досліджуваному розчині.

Вміст Cu^{2+} в мг/л визначають за формулою:

$$C_{(\text{Cu}^{2+})} = \frac{C_{\text{X}(\text{Cu}^{2+})} \times 100}{V},$$

де $C_{\text{X}(\text{Cu}^{2+})}$ - концентрація Cu^{2+} , визначена за графіком, V – об'єм проби взятої для аналізу.

Запитання для самоконтролю знань

1. Що таке рухомість хімічних елементів і яке її значення?
2. У вигляді яких рухомих форм знаходиться Купрум у ґрунтах?
3. Що таке фотоколориметрія і на якому принципі вона заснована? Який закон лежить в основі фотоколориметричного аналізу?
4. Що таке калібрувальний графік і для чого він використовується?
5. Які хімічні реагенти найчастіше використовують для комплексоутворення з йонами Cu^{2+} в фотоколориметрії?

Лабораторна робота 5. ВИЗНАЧЕННЯ РУХОМИХ ФОРМ ФЕРУМУ(III) ТІОЦІАНАТНИМ МЕТОДОМ

Рухомі форми металів – це ті, які можуть легко переходити з твердої фази в рідку і навпаки, беручи участь у біогеохімічних циклах. Ферум(III) є одним з найпоширеніших металів у природі і відіграє важливу роль у багатьох біогеохімічних процесах. Йони Fe^{2+} та Fe^{3+} постійно присутні в

поверхневих і підземних водах. Високий вміст Феруму в поверхневих водах вказує на забруднення їх шахтними або промисловими стічними водами. При водопостачанні для питних і водогосподарських потреб високий вміст Феруму у воді спричиняє технічні ускладнення. Гранично допустима концентрація Феруму у питній воді не може перевищувати 0,3 мг/л. Підвищений вміст Феруму у воді надає їй бурого забарвлення і залізистого присмаку.

Вміст Феруму у воді визначають колориметричним методом на основі реакції йонів Fe^{3+} з калій або амоній роданідом. Тіоціанатний метод базується на утворенні інтенсивно забарвленої комплексної сполуки між йонами Fe^{3+} та тіоціанат-йоном (SCN^-). При цьому відбувається реакція $Fe^{3+} + 3SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_3$, в результаті якої утворюється яскраво-червоний ферум(III) роданід. Інтенсивність забарвлення його пропорційна концентрації йону Fe^{3+} .

Для визначення вмісту Fe^{2+} його окиснюють до Fe^{3+} .

Цим методом можна визначити 0,05-4,0 мг Феруму в 1 л води з точністю $\pm 0,05$ мг/л. Інтенсивність забарвлення вимірюють на фотоелектроколориметрі.

Фотоколориметричний аналіз ґрунтується на здатності забарвлених розчинів поглинати світло у видимій області спектру (400-700 нм). Інтенсивність поглинання світла пропорційна інтенсивності забарвлення і кількісно характеризується оптичною густиною розчину D .

Відповідно до закону Бугера-Ламберта-Бера оптична густина розчину забарвленої сполуки при однаковій товщині шару прямо пропорційна концентрації розчину.

Якщо виміряні оптична густина D_{ET} еталонного розчину з концентрацією C_{ET} і оптична густина D_X досліджуваного розчину, то

$$\frac{D_X}{D_{ET}} = \frac{C_X}{C_{ET}}; \quad C_X = C_{ET} \times \frac{D_X}{D_{ET}}.$$

При експериментальних дослідженнях концентрацію досліджуваного розчину визначають за калібрувальним

графіком. Для побудови калібрувального графіка готують серію еталонних розчинів і вимірюють їх оптичну густину.

Експериментальна частина

Методика виконання роботи

1. Приготування стандартних розчинів.

З стандартного розчину з вмістом йонів Fe^{3+} 0,01 мг/мл готують серію еталонних розчинів в мірних колбах на 50 мл. Стандартний розчин ($T(\text{Fe}^{3+}) = 0,01$ мг/мл) заливають у бюретку. В мірну колбу на 50 мл наливають 15-20 мл дистильованої води, додають мірною піпеткою 1 мл розбавленої (1:1) нітратної кислоти (для запобігання гідролізу солі Fe^{3+} і відновлення Fe^{3+} до Fe^{2+} надлишком роданід-йону), точно відмірюють з бюретки необхідний об'єм стандартного розчину і доводять дистильованою водою об'єм до 50 мл, розчин перемішують.

Перед вимірюванням оптичної густини розчин переливають у конічну колбу і мірною піпеткою додають 5,0 мл 10%-ного розчину амоній роданіду. Після цього вимірюють оптичну густину кожного розчину на фотоколориметрі при довжині хвилі 480 нм в кюветі з товщиною поглинаючого шару 30 мм.

Для кожного з еталонних розчинів необхідно обчислити: масу Fe^{3+} , мг; масову концентрацію $\rho(\text{Fe}^{3+})$, мг/л; молярну концентрацію $C_M(\text{Fe}^{3+})$, моль/л:

$$m(\text{Fe}^{3+}) = T(\text{Fe}^{3+}) \cdot V_{\text{СТ}},$$

де $V_{\text{СТ}}$ – об'єм стандартного розчину, мл;

$$\rho(\text{Fe}^{3+}) = \frac{m(\text{Fe}^{3+})}{V_k},$$

де V_k – об'єм колби, л;

$$C_M(\text{Fe}^{3+}) = \frac{m(\text{Fe}^{3+})}{M(\text{Fe}^{3+}) \cdot V_k}.$$

Результати обчислень подати в табличній формі за зразком:

№ еталонного розчину	1	2	3	4	5
V _{ст.}	2,0	4,0	6,0	8,0	10,0
m(Fe ³⁺), мг					
ρ(Fe ³⁺), мг/л					
C _м (Fe ³⁺), моль/л					
D					

2. Підготовка досліджуваного зразка ґрунту до аналізу.

Зразок ґрунту обробляють відповідним екстрагентом (наприклад, 1 М КСl) для переведення рухомих форм феруму в розчин. Отриманий розчин фільтрують. Переливають у мірну колбу на 50 мл. До фільтрату додають 1 мл нітратної кислоти, доводять до мітки. Переливають у конічну колбу і мірною піпеткою додають 5,0 мл 10%-ного розчину амоній роданіду. Вимірюють оптичну густину досліджуваного розчину при тій же довжині хвилі, що й для стандартних розчинів.

3. Побудова калібрувальної кривої.

Побудувати графік залежності оптичної густини від масової концентрації Fe³⁺, відкладаючи по осі абсцис масову концентрацію, а по осі ординат – відповідну оптичну густину.

4. Визначення концентрації Fe³⁺ в досліджуваному зразку.

За отриманим значенням оптичної густини досліджуваного розчину знаходять відповідну масову концентрацію Fe³⁺ на калібрувальній кривій та розраховують молярну концентрацію. Вимірювання оптичної густини повторити 3-4 рази і обчислити середнє значення.

Запитання для самоконтролю знань

1. Що таке рухомі форми металів і чому їх визначення важливе для оцінки якості ґрунтів та вод?

2. Який принцип дії тіоціанатного методу визначення феруму(III)? Яка реакція лежить в його основі?

3. Чому для визначення рухомих форм феруму(III) використовують саме тіоціанатний метод?

4. Які фактори можуть впливати на інтенсивність забарвлення комплексної сполуки Fe(III) з тіоціанатами? Як впливає кислотність середовища на утворення комплексної сполуки Fe(III) з тіоціанатами?

5. Які екологічні проблеми пов'язані з підвищеним вмістом рухомого заліза в ґрунтах і водах?

Лабораторна робота 6. ХІМІЧНИЙ СКЛАД ПРИРОДНИХ ВОД ТА ГРУНТОВИХ РОЗЧИНІВ

Води Світового океану, річок, озер, струмків, термальних джерел, підземні (ґрунтові) води, води опадів, води гірських льодовики і льоду Арктики і Антарктиди, а також атмосферна вода – все це включає гідросфера. Води річок, морів і атмосфери, руйнуючи, переносячи і перевідкладаючи матеріал перетворюють ландшафт і створюють нові форми рельєфу. Стікаючи під дією сил тяжіння, вода захоплює з собою нерозчинні мінеральні часточки, які стирають і розпушують гірські породи. Завдяки цьому в природних водах міститься більш ніж 70 хімічних елементів. В найбільшій кількості природні води містять такі катіони: Na^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Fe^{2+} ; та аніони: HCO_3^- , SO_4^{2-} , Cl^- , CO_3^{2-} . Вода містить також такі розчинені гази як кисень O_2 , азот N_2 , вуглекислий газ CO_2 , сірководень H_2S . Крім того природні води містять біогенні сполуки – сполуки, які необхідні для життєдіяльності живих організмів і такі, що утворюються в процесі обміну речовин. Це мінеральні і органічні сполуки Нітрогену, Фосфору, Силіцію.

До складу природних вод входять органічні речовини – гумусові сполуки, які утворюються при розкладі рослинних залишків, а також мікроорганізмів. В незначній кількості в водах містяться мікроелементи – елементи, які є в природних водах у дуже малих кількостях – Cu^{2+} , Ni^{2+} , Cr^{3+} , I^- , Br^- , Rb^+ , Cs^+ , Sr^{2+} .

Аналіз водної витяжки ґрунтів дає точну характеристику про ступінь засоленості ґрунтів і забруднення та необхідність промивки, а аналіз природних вод дає характеристику про можливість їх використання для зрошування, в господарських цілях.

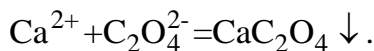
Експериментальна частина

I. Приготування водної витяжки ґрунту

Зважити на технічних терезах 100 г повітряно-сухого ґрунту, просіяного через сито в 1 мм, перенести його в колбу і долити 500 мл дистильованої води, яка не містить CO_2 . Закрити колбу корком, перемішувати витяжку протягом 3 хвилин і профільтрувати. Щоб фільтрат був прозорим, на фільтр перенести частину ґрунту. Якщо перші порції фільтрату каламутні, їх знову вилити на фільтр. Після закінчення фільтрування колбу закрити корком, щоб виключити можливість випаровування фільтрату і забруднення газами.

II. Визначення солей кальцію у водопровідній воді

Налити в пробірку 2-3 мл природної води, додати 1-2 мл розчину амоніаку і 1-2 мл розчину амоній оксалату $(NH_4)_2C_2O_4$. Суміш нагріти. За наявності білої каламуті або осаду, які утворилися, зробити висновок про присутність йонів кальцію у воді. Записати спостереження та відмітити кількість утвореної каламуті чи осаду: дуже мало, мало, багато. Хімічну реакцію можна представити таким скороченим йонно-молекулярним рівнянням:



Скласти повне рівняння хімічної реакції, що відповідає такому скороченому рівнянню.

III. Визначення солей магнію у водопровідній воді

1. Виявленню йонів Mg^{2+} у воді заважають йони Ca^{2+} , тому якщо у воді є йони Ca^{2+} , то виявляти катіони Mg^{2+} не можна. Спочатку слід осадити катіони Ca^{2+} у вигляді кальцій оксалату додаванням до води при нагріванні амоній оксалату до

утворення осаду. Осад відфільтрувати і у фільтраті визначити йони Mg^{2+} .

2. До фільтрату додати 5 мл розчину натрій гідроген-ортофосфату Na_2HPO_4 і 2-3 мл розчину амоніаку до $pH=9$. При наявності йона Mg^{2+} утворюється білий кристалічний осад магній амоній ортофосфату $MgNH_4PO_4$ згідно скороченого рівняння реакції:

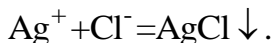


Скласти повне рівняння хімічної реакції, що відповідає такому скороченому рівнянню.

IV. Визначення хлоридів

1) у водопровідній воді

До 3-4 мл водопровідної води додати 1-2 мл нітратної кислоти, а потім аргентум нітрату. За наявності йонів аргентуму з'являється білий сирнистий осад аргентум хлориду або каламуть, якщо його кількість невелика. Реакцію можна представити рівнянням:



Скласти повне рівняння хімічної реакції, що відповідає такому скороченому рівнянню.

Перевірити утворений осад на розчинність у нітратній кислоті. До утвореного осаду долити невелику кількість нітратної кислоти. Аргентум хлорид в нітратній кислоті не розчиняється, а аргентум карбонат і сульфід, які можуть утворитися паралельно, розчиняються.

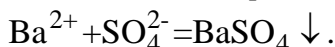
2) у водній витяжці

Налити в пробірку 5 мл ґрунтової водної витяжки і підкислити її 1-2 мл 10%-ного розчину сульфатної кислоти H_2SO_4 . Додати декілька крапель 5%-ного розчину аргентум нітрату $AgNO_3$. Про наявність хлорид-йонів роблять висновок за присутністю осаду або каламуті, які утворились. Відмічають кількість осаду: дуже мало, мало, багато, дуже багато.

V. Визначення сульфатів

1) у водопровідній воді

До 5 мл водопровідної води додати 1-2 мл розведеної хлоридної кислоти, а потім 3-4 мл розчину барій хлориду. Утворення білого кристалічного осаду барій сульфату або каламуті свідчать про наявність у воді сульфат-йонів (SO_4^{2-}). Реакцію можна представити таким скороченим рівнянням:



Скласти повне рівняння хімічної реакції, що відповідає такому скороченому рівнянню.

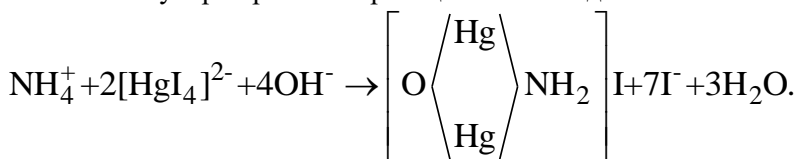
2) у ґрунтовій водній витяжці

Відібрати піпеткою 10 мл ґрунтової водної витяжки і перенести в пробірку. Додати 1 мл 10%-ного розчину BaCl_2 і прокип'ятити 1-2 хвилини. Якщо у ґрунтовій водній витяжці знаходяться сульфати, то випадає біла каламуть або осад BaSO_4 . Відмітити кількість осаду: дуже мало, мало, багато, дуже багато.

VI. Визначення йонів амонію NH_4^+

1) у водопровідній воді

До 3-4 мл водопровідної води додати 5-6 мл розчину реактиву Несслера ($\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$). За наявності йонів амонію утворюється червоно-бурий осад меркурій йодиду або жовто-помаранчове забарвлення (при незначних кількостях NH_4^+). Йонно-молекулярне рівняння реакції має вигляд:

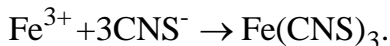


2) у ґрунтовій водній витяжці

Відібрати піпеткою 10 мл ґрунтової водної витяжки і перенести в пробірку. Додати надлишок реактиву Несслера. Якщо у ґрунтовій водній витяжці знаходяться катіони амонію, то утворюється червоно-бурий осад меркурій йодиду або жовто-помаранчове забарвлення.

VII. Визначення у воді йонів Fe²⁺

До 2-3 мл природної води додати 1-2 мл концентрованої нітратної кислоти HNO₃, а потім стільки ж розчину амоній роданіду NH₄SCN. Червоне або рожеве (при наявності слідів Fe²⁺) забарвлення, зумовлене кольором молекул Fe(CNS)₃, свідчить про присутність йонів Fe²⁺. Концентровану нітратну кислоту додають для окиснення йонів Fe²⁺ в йони Fe³⁺. Реакцію можна представити таким скороченим рівнянням:



Скласти повне рівняння хімічної реакції, що відповідає такому скороченому рівнянню.

VIII. Проба на окиснюваність води

До 5 мл водопровідної води додати стільки ж концентрованої сульфатної кислоти H₂SO₄, потім краплями додавати концентрований розчин калій перманганату KMnO₄. Якщо рідина тільки від однієї краплі розчину калій перманганату забарвиться у рожевий колір, який не зникає впродовж 1-2 хвилин, то вода не містить речовин, що окиснюються. Якщо декілька перших крапель розчину KMnO₄, знебарвлюються, то вода містить речовини, що окиснюються. Реакцію можна представити рівнянням:



Підібрати коефіцієнти методом електронного балансу, урівняти рівняння реакції, визначити окисник та відновник.

Запитання для самоконтролю знань

1. Які основні фактори впливають на хімічний склад природних вод?
2. Що таке мінералізація води і як вона характеризує її якість?
3. Які основні катіони та аніони зазвичай визначають у природних водах?
4. Як впливають геологічні умови на хімічний склад підземних вод?

5. Як змінюється хімічний склад води в процесі її очищення?

Лабораторна робота 7. КІЛЬКІСНІ ВИЗНАЧЕННЯ ВМІСТУ РОЗЧИНЕНИХ РЕЧОВИН У ВОДІ

Важливим етапом аналізу якості природної води є кількісні визначення в ній вмісту розчинених речовин, а саме хлоридів, сульфатів, нітратів, ортофосфатів, вільної і зв'язаної карбонатної кислоти, йонів Mg^{2+} , Ca^{2+} , які зумовлюють твердість води, йонів Fe^{2+} та Fe^{3+} . Сума всіх знайдених при аналізі мінеральних речовин і визначає мінералізацію води. Ці катіони та аніони можуть потрапляти у воду з різних джерел, таких як сільськогосподарські добрива, промислові стоки та природні мінерали. Їх надмірна концентрація може негативно впливати на здоров'я людини та екосистеми. Зокрема, результати аналізу та розрахунків на вміст хлоридів, сульфатів та нітратів використовуються для оцінки якості води, порівняння її з нормативними документами, контролю за її забрудненням та розробки заходів та контролю ефективності процесів очищення води.

Хлоридні йони присутні майже в усіх природних водоймах, вони не засвоюються рослинами та бактеріями, а виділяються у вільному стані організмами тварин. Концентрація хлорид-йонів змінюється від 0,1 мг/л в арктичних снігах до 150 мг/л солоних озерах, а у розсолах підземних вод їх вміст може досягати 1000 мг/л. Вміст хлоридів у питній воді не повинен перевищувати 250 мг/л (СанПіН України). Велика кількість хлоридів надає воді гірко-солоного смаку.

Сульфатні йони, як хлорид-йони, поширені в поверхневих природних водах. Вони належать до головних йонів (макрокомпонентів). Концентрація їх коливається від 0,2 мг/л до 100 мг/л. Сульфатні йони - біологічно нестійкі і при відсутності кисню (анаеробні умови) можуть бути відновлені до

сірководню. Згідно СанПіН України в питній воді вміст сульфатів не може перевищувати 250 мг/л.

Експериментальна частина

I. Визначення хлоридів у воді

Кількісне визначення хлорид-йонів засноване на утворенні важкорозчинного аргентум хлориду AgCl при титруванні розчинів, які містять йони Cl^- , розчином аргентум нітрату AgNO_3 в присутності індикатора калій хромат K_2CrO_4 . У точці еквівалентності надлишок йонів аргентуму утворює з K_2CrO_4 буро-червоний осад аргентум хромату Ag_2CrO_4 . Тому поява буро-червоного забарвлення розчину свідчить про кінець реакції. Рівняння реакції: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$.

Хід визначення хлоридів

1. Відібрати 50 мл досліджуваної води у конічну колбу на 250 мл.

2. Додати 1 мл 10% розчину індикатора калій хромату.

3. В бюретку залити стандартний 0,025M розчин аргентум нітрату і титрувати до появи буро-червоного забарвлення, що свідчить про завершення реакції.

4. Визначити об'єм розчину аргентум нітрату, який був витрачений на титрування. Титрування повторюють три рази.

5. Розрахунок вмісту хлорид-йонів проводять за формулою:

$$X(\text{Cl}^-) = \frac{V(\text{AgNO}_3) \cdot M(\text{Cl}^-) \cdot C_M(\text{AgNO}_3)}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 \text{ (мг/л)},$$

де V – об'єм розчину AgNO_3 , мл; C_M – молярна концентрація розчину AgNO_3 , моль/л; $M(\text{Cl}^-)$ – молярна маса хлорид-йона (35,5 г/моль); $V_{\text{H}_2\text{O}}$ - об'єм проби води, взятої для аналізу, мл.

Результати визначення вмісту йонів Cl^- занести у таблицю:

№ з.п.	V _{H₂O} , мл	V(AgNO ₃), мл	C _M (AgNO ₃), моль/л	M(Cl ⁻), г/моль	X(Cl ⁻), мг/л
1					
2					
3					
Сер.					

II. Визначення сульфатів у воді

Кількісне визначення сульфат-йонів засноване на утворенні важкорозчинного осаду барій сульфат при додаванні надлишку розчину барій хлориду до проби води, взятої для аналізу. За масою барій сульфату розраховують вміст сульфат-йонів у воді. Рівняння реакції: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$.

Хід визначення сульфатів

1. Відібрати 100 мл досліджуваної води у конічну колбу на 250 мл.

2. Додати надлишок розчину барій хлориду. Сульфати утворюють білий осад барій сульфату.

3. Відфільтрувати осад і промити його дистильованою водою.

4. Прожарити осад до постійної маси.

5. За масою отриманого осаду сульфату барію розрахувати вміст сульфатів у пробі.

Розрахунок вмісту сульфатів проводять за формулою:

$$X(SO_4^{2-}) = \frac{m(BaSO_4) \cdot M(SO_4^{2-})}{M(BaSO_4) \cdot V_{H_2O}}, \text{ г/л}$$

де $m(BaSO_4)$ – маса барій сульфату після прожарювання, г;

$M(BaSO_4)$ – молярна маса барій сульфату, г/моль;

$M(SO_4^{2-})$ – молярна маса сульфат-йона, г/моль; V_{H_2O} – об'єм проби води, взятої для аналізу, мл.

Запитання для самоконтролю знань

1. До якої категорії належать хлоридні та сульфатні йони в природних водах? Яке значення мають хлориди та сульфати у природних водах? Який їх вплив на якість води?
2. В яких водах переважають ці йони і яких концентрацій можуть досягати у різних водах? З якою метою проводять аналіз води на вміст хлоридів і сульфатів?
3. Який метод кількісного аналізу лежить в основі визначення хлоридів в природних водах?
4. Який метод кількісного аналізу лежить в основі визначення сульфатів в природних водах?
5. Як можна використовувати отримані дані про вміст хлоридів і сульфатів для оцінки якості води?

Лабораторна робота 8. ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ЛУЖНОСТІ І КАРБОНАТНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

Загальна лужність природної води характеризує загальну кількість аніонів слабких кислот (гідрогенкарбонатів, карбонатів, силікатів, гідроген-силікати, гідрогенсульфіди тощо), розчинних основ, здатних нейтралізувати кислоти.

Визначення загальної лужності проводиться нейтралізацією проби води сильною кислотою в присутності індикатора метилового оранжевого.

Якщо рН води більше 8,3, то визначають вільну лужність, яка зумовлена наявністю лугів і розчинних солей – карбонатів, силікатів, сульфідів. Визначення вільної лужності проводиться нейтралізацією проби води сильною кислотою в присутності індикатора фенолфталеїна. Якщо рН < 8,3, то вільна лужність дорівнює нулю.

Загальна лужність більшості природних вод обумовлена присутністю тільки гідрогенкарбонатів (йонів HCO_3^-), які у природних водах зв'язані з йонами Ca^{2+} і Mg^{2+} . Саме тому, коли

лужність за фенолфталеїном дорівнює нулю, можна вважати, що загальна лужність води дорівнює її карбонатній твердості.

Карбонатна твердість пов'язана з вмістом у воді гідрогенкарбонатів і карбонатів кальцію та магнію. Вона визначається кількістю ммоль-екв кислоти, необхідної для нейтралізації гідрогенкарбонатів і карбонатів, що містяться в 1 літрі води.

Експериментальна частина

1) Визначення загальної лужності

1. Відібрати 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл.

2. Додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Якщо розчин забарвиться в рожеве забарвлення, то це свідчить про наявність у воді гідроксид-іонів та карбонатів і гідрогенкарбонатів.

3. В бюретку залити стандартний 0,1н. розчин хлоридної кислоти і титрувати пробу води до знебарвлення індикатора. Записати об'єм кислоти $V_1(\text{HCl})$, що витратився на титрування.

4. Додати у ту ж пробу води 2-3 краплі розчину метилового оранжевого і продовжувати титрувати 0,1н. розчином хлоридної кислоти до переходу забарвлення з жовтого в рожеве. Записати загальний об'єм 0,1н. розчину хлоридної кислоти $V_2(\text{HCl})$, який витрачений на все титрування.

Титрування повторюють три рази.

2) Розрахунок загальної лужності

Розрахунок загальної лужності (L_3) води (ммоль-екв/л) проводять за формулою:

$$L_3 = \frac{V_2(\text{HCl}) \cdot C_{\text{H}}(\text{HCl})}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де $V_2(\text{HCl})$ – загальний об'єм розчину хлоридної кислоти, витрачений на титрування проби досліджуваної води, мл;

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм води, взятої для аналізу, мл; $C_{\text{H}}(\text{HCl})$ – молярна концентрація еквівалента розчину хлоридної кислоти.

3) Визначення карбонатної твердості води

Для розрахунку карбонатної твердості води спочатку визначають вільну лужність досліджуваної води за фенолфталеїном ($L_{\text{ф}}$), яку розраховують за формулою:

$$L_{\text{ф}} = \frac{V_1(\text{HCl}) \cdot C_{\text{H}}(\text{HCl})}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де $V_1(\text{HCl})$ – об'єм розчину хлоридної кислоти, витраченої на титрування за фенолфталеїном, мл; $V_{\text{H}_2\text{O}}$ – об'єм води, взятої для аналізу, мл; $C_{\text{H}}(\text{HCl})$ – молярна концентрація еквівалента розчину хлоридної кислоти.

Тоді карбонатна твердість води визначається різницею загальної і вільної лужностей: $T_{\text{КАРБ.}} = L_3 - L_{\text{ф}}$.

Якщо лужність за фенолфталеїном дорівнює нулю, то можна вважати, що загальна лужність води дорівнює її карбонатній твердості.

Результати визначення і розрахунків занести у таблицю:

№ з./п.	$V_{\text{H}_2\text{O}}$, мл	$C_{\text{H}}(\text{HCl})$, моль- екв./л	$V_1(\text{HCl})$, мл	$L_{\text{ф}}$, ммоль- екв./л	$V_2(\text{HCl})$, мл	L_3 , ммоль- екв./л	$T_{\text{КАРБ.}}$, ммоль- екв./л
1							
2							
3							
Сер.							

Запитання для самоконтролю знань

1. Що таке загальна лужність і карбонатна твердість води? Які іони визначають ці показники? Яке значення мають загальна лужність і карбонатна твердість для якості води?

2. Чим відрізняється загальна лужність від карбонатної твердості?

3. Як визначають загальну лужність? Які індикатори використовуються для визначення загальної лужності і карбонатної твердості? Чому саме ці індикатори?

4. З якою метою проводять аналіз води на загальну лужність і карбонатну твердість? Як можна використовувати отримані дані про загальну лужність і карбонатну твердість для оцінки якості води?

5. Що таке некарбонатна твердість? Як її визначають?

ЛІТЕРАТУРА:

Основна література:

1. Шнюков С. Є., Гожик А. П. Основи геохімії : навч. посіб. Київ : КНУ, 2011. 245с.

2. Хільчевський В.К., Осадчий В.І., Курило С.М. Основи гідрохімії : підручник. Київ: Ніка-Центр, 2012. 312с.

3. Горев Л. М., Пелешенко В. І., Хільчевський В. К. Гідрохімія України. К.: Вища школа, 1995. 308 с.

4. Манеківська І. Є., Яцков М.В. Лабораторний практикум „Гідрохімія водойм” : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2011. 93с. – URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2163>.

5. Назарук Г. І. Геохімія : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2011. 156 с.

6. Alexandre P. Practical Geochemistry /Springer, 2021. –124 р.

Допоміжна література:

7. Рудишин С. Д. Біогеохімія з основами екології : навч. посіб. Дніпро: Середняк Т. К., 2023. 320 с.

8. Марчук Г. П., Біло Т. А. Геохімія довкілля : навч. посіб. Херсон : ОЛДІ ПЛЮС, 2013. 242 с.

9. Білоніжка Петро. Геохімія біосфери : монографія. Львів : ЛНУ імені Івана Франка, 2018. 182 с. ISBN978-617-10-0477-1.