

Міністерство освіти і науки України  
Національний університет водного господарства та  
природокористування

Навчально-науковий інститут агроекології і землеустрою  
Кафедра хімії та фізики

**05-06-157М**

## **МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ**

до лабораторних та самостійних робіт  
з навчальної дисципліни «**Гідрохімія водойм**»  
для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня  
за освітньо-професійною програмою «Водні біоресурси та  
аквакультура» спеціальності 207 «Водні біоресурси та  
аквакультура» денної та заочної форми навчання

Рекомендовано  
науково-методичною радою  
з якості ННІАЗ  
Протокол № 8 від 31.12.2024 р.

Рівне – 2024

Методичні вказівки до лабораторних та самостійних робіт з навчальної дисципліни «Гідрохімія водойм» для здобувачів вищої освіти першого (бакалаврського) рівня за освітньо-професійною програмою «Водні біоресурси та аквакультура» спеціальності 207 «Водні біоресурси та аквакультура» денної та заочної форми навчання. [Електронне видання] / Мисіна О. І. – Рівне : НУВГП, 2024. – 67 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  
207 «Водні біоресурси та аквакультура»

Петрук А. М.

Попередня версія МВ: 05-06-76М

© О. І. Мисіна, 2024

© НУВГП, 2024

## ЗМІСТ

	Стор.
<b>ПЕРЕДМОВА</b> .....	4
<b>Лабораторна робота №1.</b> Класи неорганічних сполук. Властивості оксидів, основ, амфотерних гідроксидів, кислот та солей .....	6
Завдання для самостійної роботи.....	16
<b>Лабораторна робота №2.</b> Реакції у водних розчинах електролітів .....	18
Завдання для самостійної роботи.....	21
<b>Лабораторна робота №3.</b> Визначення активної реакції води (рН).....	21
Завдання для самостійної роботи.....	26
<b>Лабораторна робота №4.</b> Гідроліз солей.....	27
Завдання для самостійної роботи.....	29
<b>Лабораторна робота № 5.</b> Якісне дослідження природної води.....	29
Завдання для самостійної роботи.....	41
<b>Лабораторна робота №6.</b> Визначення хлоридів у воді.....	42
Завдання для самостійної роботи.....	44
<b>Лабораторна робота №7.</b> Визначення сульфат-йонів у воді.....	44
Завдання для самостійної роботи.....	46
<b>Лабораторна робота №8.</b> Фотоколориметричне визначення феруму(III).....	47
Завдання для самостійної роботи.....	50
<b>Лабораторна робота №9.</b> Визначення загальної лужності і карбонатної твердості води.....	50
Завдання для самостійної роботи.....	53
<b>Лабораторна робота №10.</b> Визначення кислотності води.....	54
Завдання для самостійної роботи.....	56
<b>Лабораторна робота №11.</b> Визначення вільної та зв'язаної карбонатної кислотності.....	56
Завдання для самостійної роботи.....	59
<b>Лабораторна робота №12.</b> Визначення загальної кальцієвої та магнієвої твердості води комплексонометричним методом.....	59
Завдання для самостійної роботи.....	65
<b>ЛІТЕРАТУРА</b> .....	67

## ПЕРЕДМОВА

Навчальна дисципліна «Гідрохімія водойм» входить до обов'язкової бази, що є основою фахової підготовки висококваліфікованих фахівців в галузі аграрні науки та продовольства зі спеціальності 207 «Водні біоресурси та аквакультура», здатних вирішувати комплексні завдання з організації і технології виробництва та вирощування водних біоресурсів та аквакультури. Навчальна дисципліна «Гідрохімія водойм» забезпечує формування фундаменту знань та вивчення основних понять та законів хімії, будови молекул води, водневого зв'язку, поширення хімічних елементів у природі, їх розчинність у воді та їх біологічне значення, основні закони хімічних перетворень, окисно-відновні процеси та процеси комплексоутворення у водних розчинах.

Мета навчальної дисципліни – формування теоретичних знань, умінь та практичних навичок щодо сучасних підходів та методів хіміко-екологічних досліджень природних вод в їх природному і порушеному станах; ознайомлення студентів зі складом природних вод, аналізами їх хімічного складу, чинниками, що впливають на формування хімічного складу, класифікацією природних вод, вимогами до їх складу для рибоводних ставків.

Навчання здобувачів вищої освіти складається з лекційних, лабораторних занять та самостійної роботи. В процесі виконання лабораторної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання, навчитися працювати з лабораторним посудом та приладами. Це вимагає осмислення теоретичного матеріалу, з якими пов'язані досліди, тому студент повинен вивчити теоретичний матеріал з теми лабораторної роботи та виконати завдання до самостійної роботи. Самостійна робота здобувача проводиться у вільний від аудиторних занять час та передбачає: засвоєння лекційного матеріалу за допомогою конспекту та запропонованої літератури; підготовку до лабораторних занять та поточних модульних контролів. Здобувачі вищої освіти всіх форм навчання мають доступ до навчально-методичного забезпечення

курсу «Гідрохімія водойм» на навчальній платформі Moodle.

В процесі виконання самостійної роботи студенти повинні закріпити теоретичні знання з даного розділу програми, навчитися виконувати контрольні завдання.

### **Загальні питання організації та проведення лабораторних робіт**

Свідоме виконання лабораторних робіт є можливим тільки за умови попередньої підготовки, тому перед лабораторним заняттям студент повинен вдома вивчити теоретичний вступ до роботи та порядок її виконання.

Всі роботи в лабораторії виконують бригадами, які складаються з 2-х студентів. Результати дослідів слід записувати в зошит з полями для зауважень викладача. Необхідно зазначити умови проведення дослідів та явищ, які спостерігаються. Хімічні реакції треба виражати відповідними рівняннями.

Якщо при розрахунках, пов'язаних з обробкою експериментальних даних, вводяться величини атомних мас, то їх слід брати з двома знаками після коми. Перед проведенням наступного досліді необхідно записати в зошит результати попереднього. Після проведення кожної лабораторної роботи робочий зошит має бути представлений викладачу на підпис.

Розпочати виконання лабораторної роботи можна тільки з дозволу викладача. Реактиви слід брати в кількостях, які вказані в інструкції. Склянки з реактивами потрібно закривати корками і ставити на місце. Надлишок взятого реактиву не можна виливати назад в склянку. Використані реактиви слід виливати в раковину. Усі роботи з шкідливими речовинами треба проводити тільки під тягою. Концентровані кислоти і луги не можна приносити на свої робочі місця. Випадково вилиті кислоти або луги необхідно швидко змити інтенсивним струменем води з водопровідного крана. Потім слід звернутися до чергового лаборанта та за його вказівкою прибрати своє робоче місце. Гарячі прилади та посуд можна ставити тільки на спеціальні підставки, а не на відкритий стіл. Про витік горючого газу слід негайно повідомити чергового лаборанта або викладача.

В усіх нещасних випадках треба звертатися до викладача!

# ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 1.

## КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК. ВЛАСТИВОСТІ ОКСИДІВ, ОСНОВ, АМФОТЕРНИХ ГІДРОКСИДІВ, КИСЛОТ ТА СОЛЕЙ

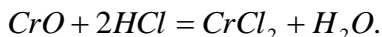
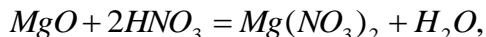
### Теоретична частина

**Оксидами** називаються сполуки елементів з Оксигеном, в яких він має ступінь окиснення -2.

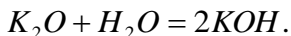
За хімічними властивостями оксиди поділяють на **несолетворні** і **солетворні**. Оксиди, які не утворюють гідратних сполук і солей, називаються **несолетворними** ( $N_2O$ ,  $NO$ ,  $CO$ ,  $SiO$ ).

Оксиди, які під час хімічних реакцій утворюють солі, є **солетворними**. За хімічними властивостями вони поділяються на **основні**, **кислотні** та **амфотерні**.

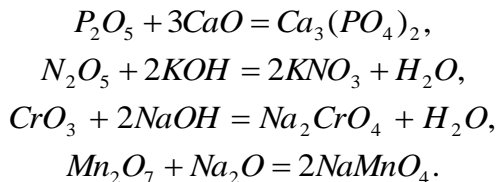
**Основними** називають оксиди, гідрати яких є основами. До основних належать оксиди активних металів – лужних ( $Li$ ,  $Na$ ,  $K$ ,  $Rb$ ,  $Cs$ ), лужноземельних ( $Ca$ ,  $Sr$ ,  $Ba$ ,  $Ra$ ), Магнію, Лантану, а також перехідних металів ( $Mn$ ,  $Cr$ ,  $Ni$ ,  $Fe$ ,  $Cu$ ) в нижчих ступенях окиснення (+1, +2). Основні оксиди реагують з кислотними оксидами та їх гідратами (кислотами) з утворенням солей:



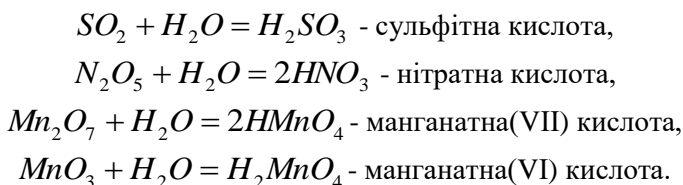
Оксиди лужних і лужноземельних металів розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – розчинні у воді основи (луги):



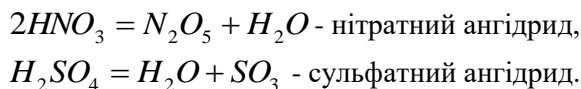
**Кислотними оксидами** або **ангідридами** називають оксиди, гідрати яких є кислотами. До них належать оксиди неметалів ( $CO_2$ ,  $B_2O_3$ ,  $N_2O_5$ ,  $P_2O_5$ ,  $SO_3$ ,  $SO_2$ ,  $N_2O_3$ ), а також оксиди перехідних металів у вищому (+6, +7) ступені окиснення ( $CrO_3$ ,  $MnO_3$ ,  $Mn_2O_7$ ). Кислотні оксиди реагують з основними оксидами і їх гідратами (основами) з утворенням солей:



Майже всі кислотні оксиди, окрім  $SiO_2$  і деяких інших розчиняються у воді, утворюючи при цьому їх гідрати – кислоти:

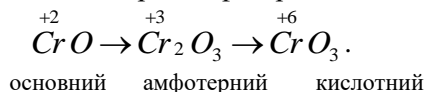


**Ангїдрїдами кислот** називають кислотні оксиди, які одержані шляхом дегїдратації (вїдбирання води) вїд вїдповїдних оксигеновмісних кислот:

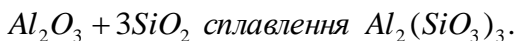
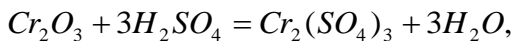


**Амфотерними оксїдами** називають оксиди, які мають слабко вираженї і кислотні і основні властивостї, тобто здатні реагувати і з сильними кислотами і з сильними основами (лугами) з утворенням солей. До них належать оксиди деяких малоактивних металїв головних пїдгруп ( $BeO$ ,  $Al_2O_3$ ), а також оксиди багатьох перехїдних металїв у промїжному ступенї окиснення ( $ZnO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $MnO_2$ ,  $SnO_2$ ,  $Fe_2O_3$ ,  $TiO_2$ ).

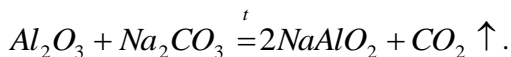
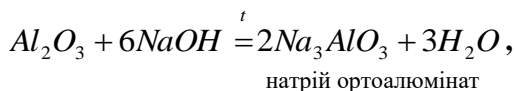
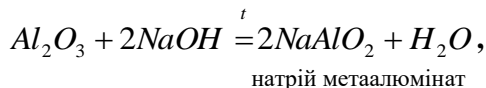
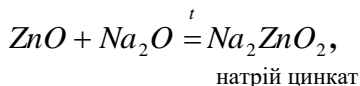
У перехїдних металїв із змїнною валентнїстю з пїдвищенням ступеня окиснення хїмїчний характер оксидїв змїнюється вїд основного через амфотерний до кислотного:



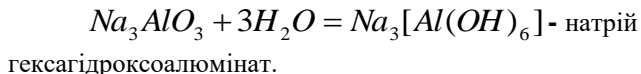
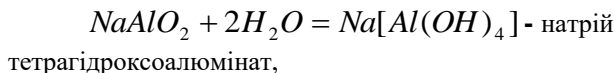
Амфотерні оксиди реагують з кислотними оксїдами та кислотами, проявляючи слабко вираженї основні властивостї, з утворенням солей:



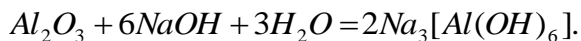
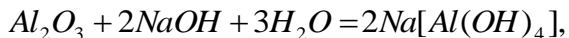
Проявляючи слабо виражені кислотні властивості, амфотерні оксиди реагують з оксидами, гідроксидами або карбонатами лужних та лужноземельних металів з утворенням солей. Ці реакції відбуваються під час сплавлення:



Одержані солі приєднують воду за звичайних умов, утворюючи комплексні солі:

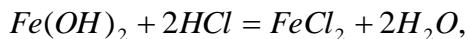


При безпосередній взаємодії амфотерних оксидів з концентрованими розчинами лугів утворюються комплексні солі:

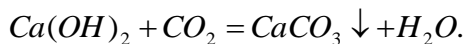


**Основами** називають сполуки, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних залишків та гідроксид-аніони  $OH^-$ .

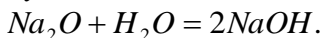
Найважливіша хімічна властивість основ – здатність реагувати з кислотами та кислотними оксидами (ангідридами) з утворенням солей:



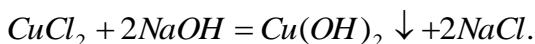
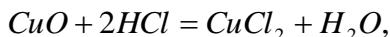




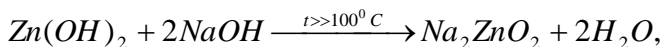
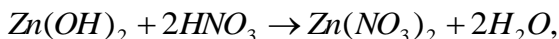
Основи є продуктами гідратації основних оксидів. **Розчинні у воді основи (луги)** утворюються в результаті прямої гідратації розчинних у воді основних оксидів:



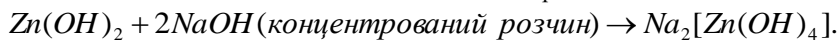
Нерозчинні у воді основи утворюються в результаті непрямої гідратації основних оксидів:



**Амфотерні гідроксиди** – це продукти непрямої гідратації амфотерних оксидів. Як і амфотерні оксиди, вони реагують як з кислотами, так і з лугами з утворенням солей. При взаємодії з кислотами вони поведуть себе як слабкі основи, а при взаємодії з лугами – як слабкі кислоти:



натрій цинкат

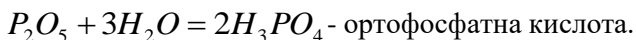
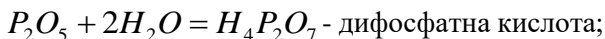
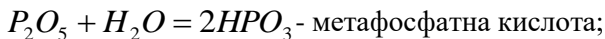


натрій тетрагідроксоцинкат

**Кислотами** називають речовини, які у водних розчинах дисоціюють на гідроген-катіони та аніони кислотних залишків.

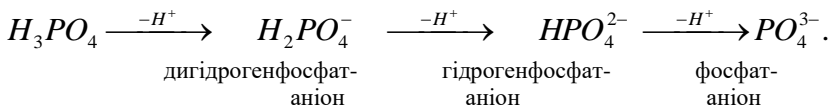
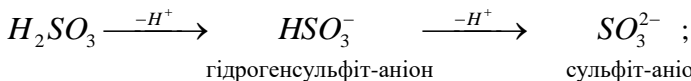
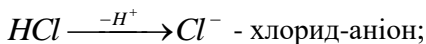
Кислоти поділяють на безоксигенні та оксигенні або оксигеновмісні. **Безоксигенними** кислотами є водні розчини сполук неметалів шостої та сьомої групи періодичної системи елементів з Гідрогеном:  $H_2S$ ,  $H_2Se$ ,  $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ , а також  $HCN$ ,  $HCNS$ . **Оксигеновмісні** кислоти є гідратами (продуктами гідратації) кислотних оксидів (ангідридів кислот):  $H_2SO_3$  – продукт гідратації  $SO_2$ ,  $H_2SO_4$  –  $SO_3$ ,  $H_2CrO_4$  –  $CrO_3$ ,  $HNO_3$  –  $N_2O_5$ ,  $H_3PO_4$  –  $P_2O_5$ .

Один і той же ангідрид (наприклад, фосфатний) може утворювати декілька кислот. Продукти мінімальної гідратації ангідридів називають мета-кислотами, а максимальної – орто-кислотами:



Число йонів гідрогену, які утворюються внаслідок дисоціації у водному розчині з однієї молекули кислоти, визначає **основність** кислоти. За основністю кислоти поділяють на одноосновні ( $HCl$ ,  $HBr$ ,  $HF$ ,  $HI$ ,  $HNO_3$ ), двоосновні ( $H_2SO_4$ ,  $H_2SiO_3$ ), триосновні ( $H_3PO_4$ ,  $H_3AsO_4$ ).

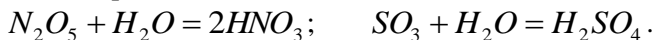
**Кислотними залишками** називають негативно заряджені йони, які утворюються в результаті відриву від молекули кислоти одного або кількох йонів гідрогену. Валентність кислотного залишку визначається числом йонів гідрогену, що відірвалися:



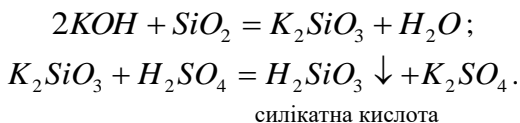
Кількість кислотних залишків відповідає кількості атомів Гідрогену у кислоті, тобто її основності.

Назви кислот складаються з назви елемента, характерного для кислотного залишку, вказуючи при необхідності ступінь окиснення та відповідного суфікса. Якщо оксигеновмісна кислота містить елемент у найвищому ступені окиснення, то його можна не вказувати (табл. 1).

Розчинні у воді кислоти отримують внаслідок прямої гідратації ангїдридів кислот:



Нерозчинні у воді кислоти можна одержати непрямую гідратацією їх нерозчинних у воді ангїдридів. Спочатку нерозчинний оксид переводять у розчинну сіль, а потім дією сильної кислоти добувають відповідну нерозчинну кислоту:

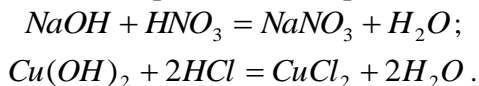


Таблиця 1

## Систематичні назви кислот та кислотних залишків

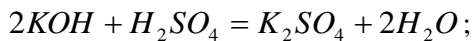
Формула кислоти	Систематична назва	Формула кислотного залишку	Назва кислотного залишку
$HCl$	Хлоридна	$Cl^-$	Хлорид
$HBr$	Бромідна	$Br^-$	Бромід
$HF$	Флуоридна	$F^-$	Флуорид
$HI$	Йодидна	$I^-$	Йодид
$HNO_3$	Нітратна	$NO_3^-$	Нітрат
$HNO_2$	Нітратна(III), нітритна	$NO_2^-$	Нітрит
$H_2CO_3$	Карбонатна	$CO_3^{2-}$	Карбонат
$H_2SO_4$	Сульфатна	$SO_4^{2-}$	Сульфат
$H_2SO_3$	Сульфатна(IV), сульфітна	$SO_3^{2-}$	Сульфит
$H_2S$	Сульфідна	$S^{2-}$	Сульфід
$H_2SiO_3$	Силікатна	$SiO_3^{2-}$	Силікат
$H_3PO_4$	Ортофосфатна, фосфатна	$PO_4^{3-}$	Ортофосфат, фосфат

Найважливіша хімічна властивість кислот – здатність реагувати з основами, в результаті чого утворюються сіль і вода. Така реакція називається **реакцією нейтралізації**:

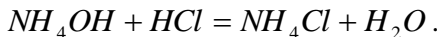


**Солями** називають складні речовини, які у водних розчинах дисоціюють на катіони основних та аніони кислотних залишків. Солі поділяють на середні, кислі та основні.

**Середні солі** – це продукти повної взаємної нейтралізації кислоти і основи:

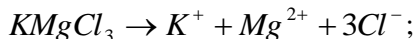


калій сульфат

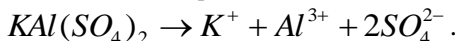


амоній хлорид

Середні солі бувають прості, подвійні, змішані, комплексні. Солі, які у водному розчині дисоціюють на два основних і один кислотний залишки, називають **подвійними**:



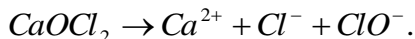
калій магній хлорид



алюміній калій сульфат

В назвах подвійних солей катіони перелічуються у алфавітному порядку.

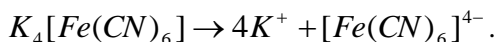
Солі, які у водному розчині дисоціюють на два кислотних і один основний залишки, називають **змішаними**:



кальцій гіпохлорид-хлорид

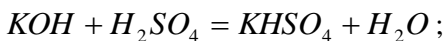
В назвах змішаних солей аніони перелічуються у алфавітному порядку.

Солі, які у водних розчинах дисоціюють на комплексні йони, називають **комплексними**:

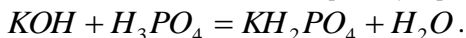


калій гексацианферат(II)

**Кислі солі** - продукти часткової нейтралізації багатоосновних кислот основами:

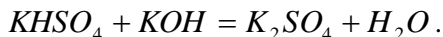


калій гідрогенсульфат

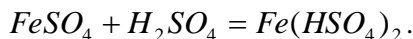


калій дигідрогенфосфат

При додаванні лугів кислі солі перетворюються на середні:

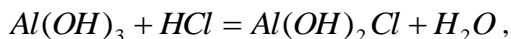


Кислі солі утворюються при додаванні кислоти до середньої солі:

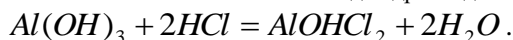


ферум(II) гідрогенсульфат

**Основні солі** – продукти часткової нейтралізації багато-кислотних основ кислотами:

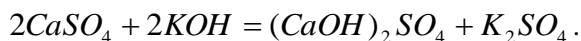
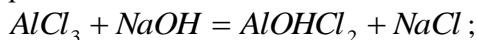


алюміній дигідроксид хлорид



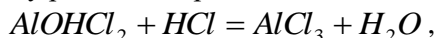
алюміній гідроксид хлорид

Основні солі утворюються при взаємодії лугу з надлишком середньої солі:

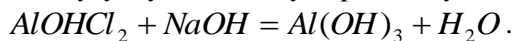


кальцій гідроксид сульфат

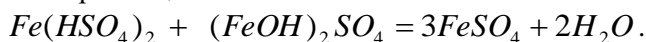
При додаванні кислоти малорозчинні основні солі перетворюються у розчинні середні солі:



а при додаванні лугу – у відповідну нерозчинну основу:



При змішуванні кислих та основних солей відбувається їх взаємна нейтралізація:



ферум(II)                      ферум(II)

гідрогенсульфат              гідроксид сульфат

## Експериментальна частина

### *1. Властивості основних оксидів.*

1. Вивчення властивостей купрум(II) оксиду та кальцій оксиду.

а) Взаємодія з водою.

У дві пробірки налити по 3-5 мл дистильованої води, додати 2-3 краплини фенолфталеїну, після чого в одну пробірку вносять невелику (на кінчику шпателя) кількість кальцій оксиду,

а в другу – купрум(II) оксиду. Записати спостереження та скласти відповідні рівняння реакції.

б) Взаємодія з кислотами.

Встановити в штативі 2 пробірки. В одну пробірку внести невелику кількість кальцій оксиду, в другу – купрум(II) оксиду. В обидві пробірки налити по 1-2 мл розчину хлоридної кислоти. Записати спостереження та рівняння реакцій.

### ***II. Добування і властивості кислотних оксидів.***

1. Добування карбон(IV) оксиду.

У пробірку вносять шматочок мармуру, наливають 1-2 мл концентрованого розчину хлоридної кислоти. Пробірку закривають газовідвідною трубкою і досліджують властивості отриманого оксиду. Записати спостереження та скласти відповідне рівняння реакції добування карбон(IV) оксиду.

2. Вивчення властивостей карбон(IV) оксиду.

Встановити у штативі 2 пробірки. В одну налити 3-5 мл дистильованої води, додати 5-7 крапель лакмусу, в іншу – вапняної води. Отриманий у попередньому досліді карбон(IV) оксид барботують у ці дві пробірки. Записати спостереження та відповідні рівняння реакції.

### ***III. Вивчення властивостей амфотерних оксидів.***

Встановити у штативі 3 пробірки, в які внести невеликі кількості цинк оксиду. В одну пробірку налити 3-5 мл дистильованої води і 3-5 крапель фенолфталеїну, в другу – 2-3 мл хлоридної кислоти, в третю – 2-3 мл концентрованого розчину лугу (натрій гідроксиду). Записати спостереження та відповідні рівняння реакцій.

Результати дослідів I, II, III звести у таблицю 2 і зробити висновки про хімічний характер досліджених оксидів.

Таблиця 2

Оксид	Рівняння реакцій з			Висновок про характер оксиду
	водою	кислотою	лугом	
<i>CuO</i>				
<i>CaO</i>				
<i>CO<sub>2</sub></i>				
<i>ZnO</i>				

#### ***IV. Добування та властивості амфотерних гідроксидів.***

В пробірку налити 2-3 мл розчину алюміній сульфату і краплинами додавати розведений розчин лугу до утворення осаду. Осад розділити на дві пробірки. До однієї пробірки додати рівний об'єм хлоридної кислоти, а до другої – стільки ж концентрованого розчину лугу. Записати спостереження та рівняння реакцій, зробити висновок про хімічний характер алюміній гідроксиду.

#### ***V. Добування середніх солей.***

1. В пробірку налити 1-2 мл розчину натрій гідроксиду, додати 2 краплі фенолфталеїну, потім додавати краплями хлоридну кислоту. Пояснити зміну забарвлення розчину. Написати рівняння реакції.

2. Налити в пробірку 1-2 мл розчину натрій фосфату і додати стільки ж розчину кальцій хлориду до утворення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції.

#### ***VI. Добування та властивості кислих солей.***

1. До вмісту пробірки з попереднього досліду (V) додавати краплинами фосфатну кислоту до розчинення осаду. Записати спостереження та рівняння реакції перетворення середньої солі в кислоту. Скільки кислих солей можна одержати?

#### ***VII. Добування та властивості основних солей.***

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.

До вмісту другої пробірки додати розчин сульфатної кислоти. Спостерігати зміну кольору осаду. Написати рівняння реакції перетворення основної солі в середню.

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

### Завдання для самостійної роботи

1. Для наведених нижче оксидів (табл. 3):

1) вказати тип оксиду, скласти формулу гідратної сполуки даного оксиду, назвати речовини;

2) написати можливі рівняння реакції взаємодії даного оксиду та його гідрату з: водою,  $P_2O_5$ ,  $CaO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $NaOH$ ,  $Zn(OH)_2$ .

Таблиця 3

№ з./п.	Оксид	№	Оксид	№	Оксид	№	Оксид
1	$CO_2$	6	$Cr_2O_3$	11	$CuO$	16	$MgO$
2	$Na_2O$	7	$SO_3$	12	$P_2O_5$	17	$Mn_2O_7$
3	$BeO$	8	$CrO$	13	$K_2O$	18	$MnO_2$
4	$SO_2$	9	$N_2O_5$	14	$Al_2O_3$	19	$CrO_3$
5	$BaO$	10	$ZnO$	15	$SiO_2$	20	$FeO$

2. Складіть формули всіх можливих солей (середніх, кислих, основних), які утворюються при взаємодії речовин, наведених у таблиці 4:

Таблиця 4

№ варіанту	Речовини, що реагують	№ варіанту	Речовини, що реагують
1	2	3	4
1	$Fe(OH)_3$ та $H_2SO_4$	11	$KOH$ та $H_2SiO_3$
2	$Ca(OH)_2$ та $H_3PO_4$	12	$Mn(OH)_2$ та $H_2SO_4$
3	$Al(OH)_3$ та $H_2SO_4$	13	$Al(OH)_3$ та $H_3PO_4$
4	$Fe(OH)_2$ та $H_2SO_3$	14	$Cu(OH)_2$ та $H_2SO_4$
5	$Cr(OH)_3$ та $H_3PO_4$	15	$Cr(OH)_3$ та $HCl$
6	$Mg(OH)_2$ та $H_3PO_4$	16	$Ba(OH)_2$ та $H_2S$
7	$Zn(OH)_2$ та $H_2S$	17	$Ca(OH)_2$ та $H_2SiO_3$
8	$NaOH$ та $H_3PO_4$	18	$Fe(OH)_3$ та $H_2SO_3$
9	$Ca(OH)_2$ та $H_2SO_3$	19	$Zn(OH)_2$ та $H_2SO_4$
10	$Fe(OH)_3$ та $HNO_3$	20	$KOH$ та $H_3PO_4$



3. Складіть рівняння реакцій, за допомогою яких можна здійснити такі перетворення (табл. 5):

Таблиця 5

№ з./п.	Схема перетворення
1	2
1	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow$ $\rightarrow (Fe(OH)_2)_2SO_4 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
2	$Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow$ $\rightarrow (CaOH)_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2$
3	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow$ $\rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$
4	$ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow$ $\rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$
5	$Mg(OH)_2 \rightarrow (MgOH)_2SO_3 \rightarrow Mg(OH)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mg(HSO_3)_2 \rightarrow MgSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
6	$Cr_2(SO_4)_3 \rightarrow Cr(HSO_4)_3 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3$ $\downarrow$ $CrOHSO_4 \rightarrow Cr(OH)_3 \rightarrow NaCrO_2$
7	$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$ $\downarrow \quad \downarrow$ $CaHPO_4 \quad (CaOH)_3PO_4$
8	$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow Fe(HSO_4)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3, \rightarrow FeOHSO_4 \rightarrow FeSO_4$
9	$CoCl_2 \rightarrow CoOHCl \rightarrow Co(OH)_2 \rightarrow CoSO_4 \rightarrow Co(HSO_4)_2$
10	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuSO_4 \rightarrow Cu(HSO_4)_2$
11	$FeCl_3 \rightarrow FeOHCl_2 \rightarrow Fe(OH)_2Cl \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$
12	$MgSO_4 \rightarrow Mg(HSO_4)_2 \rightarrow MgSO_4 \rightarrow (MgOH)_2SO_4 \rightarrow Mg(OH)_2.$
13	$CuSO_4 \rightarrow (CuOH)_2SO_4 \rightarrow Cu(OH)_2$ $\downarrow$ $Cu(HSO_4)_2 \rightarrow CuSO_4$

14	$AlCl_3 \rightarrow AlOHCl_2 \rightarrow Al(OH)_2Cl \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(HSO_4)_3$
15	$ZnCl_2 \rightarrow ZnOHCl \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(HSO_4)_2$ $\downarrow$ $ZnCl_2$
16	$Mg_3(PO_4)_2 \rightarrow MgHPO_4$ $\downarrow \quad \downarrow$ $Mg(H_2PO_4)_2 \quad (MgOH)_3PO_4 \rightarrow Mg_3(PO_4)_3$
17	$Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaOHNO_3 \rightarrow Ba(OH)_2 \rightarrow BaCO_3 \rightarrow Ba(HCO_3)_2$
18	$CrSO_4 \rightarrow (CrOH)_2SO_4 \rightarrow Cr(OH)_2 \rightarrow CrSO_4 \rightarrow Cr(HSO_4)_2$
19	$Mn(OH)_2 \rightarrow (MnOH)_2SO_3 \rightarrow Mn(OH)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow$ $\rightarrow Mn(HSO_3)_2 \rightarrow MnSO_3 \rightarrow Mg(OH)_2$
20	$Be(OH)_2 \rightarrow BeSO_4 \rightarrow Be(SO_4)_3$ $\downarrow$ $BeOHNO_3 \rightarrow Be(OH)_2 \rightarrow Na_2BeO_2$

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 2. РЕАКЦІЇ В РОЗЧИНАХ ЕЛЕКТРОЛІТІВ

### Теоретична частина

**Електроліти** – це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм за рахунок дисоціації на йони.

**Дисоціація** – розпад молекул, йонів, радикалів на частинки з меншою масою.

Речовини, які практично повністю дисоціюють на йони в розчинах, називаються **сильними електролітами**.

Електроліти, які частково дисоціюють або є нерозчинними, називаються **слабкими електролітами**.

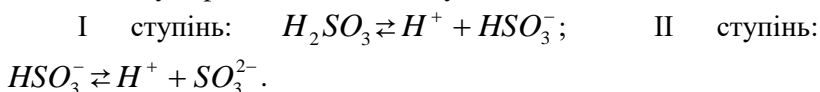
## Електроліти

<b>СИЛЬНІ:</b>	<b>СЛАБКІ:</b>
1. Розчинні у воді солі; 2. Кислоти: <b>HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, HCl, HBr, HI, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b> (за I ступенем дисоціації); 3. Гідроксиди лужних та лужно-земельних металів: <b>LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub></b> (за I ступенем дисоціації)	1. Малорозчинні у воді солі; 2. Більшість органічних кислот ( <b>CH<sub>3</sub>COOH</b> ); 3. <b>H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, HCN, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub></b> ; 4. <b>NH<sub>4</sub>OH</b> та малорозчинні у воді гідроксиди металів: <b>Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Mg(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub></b>

Кількісною характеристикою електролітичної дисоціації є **ступінь дисоціації** ( $\alpha$ ), який дорівнює відношенню числа дисоційованих молекул до загального числа молекул електроліту в розчині:

$$\alpha = \frac{N_{\text{дисоц.}}}{N_{\text{заг.}}}$$

Процес дисоціації багатоосновних кислот та багатокислотних основ відбувається ступінчасто. Наприклад, дисоціація сульфітної кислоти відбувається таким чином:



Константа рівноваги слабого електроліту  $K$  називається **константою дисоціації**  $K_{\text{дис}}$ . Вона як і ступінь дисоціації є кількісною мірою здатності електроліту дисоціювати у розчині. Для розчину сульфітної кислоти, яка дисоціює, за I ступенем, константа дисоціації має вираз:

$$K_{\text{дис.1}} = \frac{[H^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}; \quad K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7},$$

а за II ступенем:

$$K_{\text{дис.2}} = \frac{[H^+][SO_3^{2-}]}{[HSO_3^-]}; \quad K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}.$$

Чим менше значення  $K_{дис.}$ , тим електроліт є слабкішим. Між константою дисоціації та ступенем дисоціації є зв'язок, відомий під назвою закону розбавлення Оствальда:

$$K_{дис.} = \alpha^2 \cdot C_M,$$

звідки  $\alpha = \sqrt{\frac{K_{дис.}}{C_M}}$ .

Реакції обміну в розчинах електролітів відбуваються в напрямку утворення слабких електролітів, виділення газу і утворення осаду.

### Експериментальна частина

#### *I. Реакції з утворення малорозчинних сполук.*

В дві пробірки налити розчини солей: в першу – 5-6 крапель натрій сульфату, а в другу – 5-6 крапель алюміній сульфату.

В обидві пробірки додати по краплях барій хлориду до одержання осаду. Записати спостереження та написати рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

#### *II. Реакції з утворенням газоподібних сполук.*

В одну пробірку насипати кристалічного кальцій карбонату і додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. В другу пробірку налити 5-6 крапель розчину натрій карбонату і додати стільки ж розчину ацетатної кислоти. Відмітити виділення газу в обох пробірках.

Написати рівняння в йонно-молекулярній формі.

#### *III. Визначення напрямку протікання йоннообмінних реакцій з участю електролітів.*

а) В пробірку налейте 5-6 крапель розчину амоній хлориду і додайте 4-5 крапель 1н. розчину натрій гідроксиду. Перемішайте, визначте за запахом, який слабкий електроліт утворився.

б) Внесіть в пробірку кристалічний натрій ацетат і додайте 5-6 крапель 1н. розчину хлоридної кислоти. Перемішайте, визначте за запахом утворену сполуку.

Запишіть рівняння реакцій в йонно-молекулярній формі.

### Завдання для самостійної роботи

1. Скласти молекулярні, повні та скорочені йонно-молекулярні рівняння взаємодії між речовинами, наведеними у таблиці 6:

Таблиця 6

№ з./п.	Речовини, що реагують	№ з./п.	Речовини, що реагують
1	2	3	4
1	$Fe(OH)_3$ та $H_2SO_4$	11	$KOH$ та $H_2SiO_3$
2	$CaCO_3$ та $H_2SO_4$	12	$Zn(OH)_2$ та $H_2SO_4$
3	$Al(OH)_3$ та $H_2SO_4$	13	$Al(OH)_3$ та $NaOH$
4	$FeS$ та $HNO_3$	14	$CuCl_2$ та $KOH$
5	$Cr(OH)_3$ та $HCl$	15	$Cr(NO_3)_3$ та $NaOH$
6	$Mg(OH)_2$ та $H_2SO_4$	16	$Ba(HSO_4)_2$ та $Ba(OH)_2$
7	$NaOH$ та $H_2S$	17	$CaOHNO_3$ та $HNO_3$
8	$NaOH$ та $H_3PO_4$	18	$NH_4OH$ та $H_2SO_4$
9	$Zn(OH)_2$ та $NaOH$	19	$(NH_4)_2SO_4$ та $NaOH$
10	$Fe_2(SO_4)_3$ та $LiOH$	20	$CuS$ та $HNO_3$

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 3. ВИЗНАЧЕННЯ АКТИВНОЇ РЕАКЦІЇ ВОДИ (рН)

### Теоретичний вступ

У складі природної води йони Гідрогену займають особливе місце. Абсолютний вміст їх, у порівнянні з іншими йонами, є незначний. За вмістом вони займають майже останнє місце, поступаючись Ніколу, Кобальту, Аргентуму, Урану і багатьом іншим елементам, які рідко зустрічаються у воді. Але значення йонів Гідрогену у природних водах 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 кількісно характеризується активна реакція води, тобто ступінь її кислотності або лужності.

## Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води. Водневий показник

Електростатична взаємодія полярних молекул води призводить до їх самоїонізації:  $2H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + OH^-$  або в спрощеній формі  $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$ . Константа дисоціації води

$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O_{\text{недис.}}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ при } 25^\circ\text{C}.$$

Дуже незначна дисоціація води дозволяє вважати, що концентрація недисоційованих молекул дорівнює загальній концентрації, яка для води об'ємом 1 л дорівнює:  $1000 : 18 = 55,6$  (моль/л).

$$\begin{aligned} \text{Тоді} \quad K_{H_2O} &= [H^+] \cdot [OH^-] \text{ або} \\ K_{H_2O} &= 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,6 = 10^{-14}. \end{aligned}$$

$$\text{Отже, } K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}.$$

Для води і всіх водних розчинів добуток концентрацій йонів  $H^+$  та  $OH^-$ , який має назву **йонний добуток води** ( $K_{H_2O}$ ), - величина стала і дорівнює  $10^{-14}$  при  $25^\circ\text{C}$ . Значення  $K_{H_2O}$  залежить від температури: при  $0^\circ\text{C}$   $K_{H_2O} = 0,13 \cdot 10^{-14}$ , а при  $100^\circ\text{C}$   $K_{H_2O} = 74 \cdot 10^{-14}$ .

$$\text{В чистій воді і нейтральних розчинах } [H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ (моль/л)}.$$

Більш зручною характеристикою середовища є так званий водневий показник  $pH$ , який дорівнює десятковому логарифму концентрації йонів Гідрогену, взятому з оберненим знаком:

$$pH = -\lg[H^+].$$

Для нейтральних розчинів  $pH=7$ , для кислих  $-pH < 7$  і для лужних  $-pH > 7$ .

Логарифмуючи йонний добуток води отримаємо  $pK = pH + pOH = 14$ .

Активна реакція більшості природних вод є близька до нейтральної (6,8-7,3).

Підземні води іноді мають більш високе значення  $pH$ . Кислу реакцію мають рудникові води родовищ, які містять ферум(II) сульфат, болотні води, в яких міститься значна кількість гумусових кислот. Водневий показник морської води змінюється в межах від 8,2 до 8,5.

Величина водневого показника  $pH$  характеризує активну кислотність, а величина гідроксидного показника  $pOH$  – активну лужність води, тобто концентрацію реально присутніх йонів Гідрогену і гідроксид-йонів.

### Експериментальна частина

#### 1. Визначення забарвлення індикаторів в нейтральному, кислому та лужному середовищах.

Встановити в штативі 9 пробірок. В перші три пробірки налити по 1 мл дистильованої води, в інші три – по 1 мл 0,1M розчину хлоридної кислоти, в останні три – по 1 мл 0,01M розчину натрій гідроксиду. В кожен з трьох пробірок з дистильованою водою, кислотою та лугом додати по 1-2 краплі індикаторів метилоранжу, лакмусу, фенолфталеїну. Який колір набувають індикатори в різних середовищах?

Користуючись таблицею 7, визначити наближене значення  $pH$  досліджуваних розчинів та зробити висновок про доцільність використання того чи іншого індикатора для визначення реакції середовища.

Таблиця 7

Інтервали переходу та характерне забарвлення деяких індикаторів

Індикатор	Інтервал переходу та забарвлення індикаторів		
Метилоранж	$pH < 3,1$ червоний	$3,1 < pH < 4,4$ помаранчовий	$pH > 4,4$ жовтий
Лакмус	$pH < 5$ червоний	$5 < pH < 8$ фіолетовий	$pH > 8$ синій
Фнолфталеїн	$pH < 8,2$ безбарвний	$8,2 < pH < 10,0$ блідомалиновий	$pH > 10$ малиновий

Спостереження представити в табличній формі за таким зразком:

Індикатор	Колір індикатора, наближене значення $pH$		
	дистильована вода	0,1М розчин $HCl$	0,01М розчин $NaOH$
Метилоранж			
Лакмус			
Фенолфталеїн			
Універсальний індикатор			

## 2. Колориметричне визначення $pH$ розчинів за допомогою універсального індикаторного паперу.

В чотири пробірки налити по 1-2 мл 0,1М розчину сильної хлоридної кислоти, 0,01М розчину сильної основи натрій гідроксиду, 0,1М розчину слабкої ацетатної кислоти та 0,1М розчину слабкої основи амоній гідроксиду.

Скляною паличкою перенести краплю кожного розчину на смужку універсального індикаторного паперу і порівняти з еталонною шкалою кольорів. За допомогою універсального індикаторного паперу можна визначити  $pH$  з точністю до 1.

## 3. Визначення $pH$ за допомогою $pH$ -метра.

У воді  $pH$  вимірюють потенціометричним методом за допомогою  $pH$ -метра зі скляним електродом. Електродна схема  $pH$ -метра показана на рис.1.

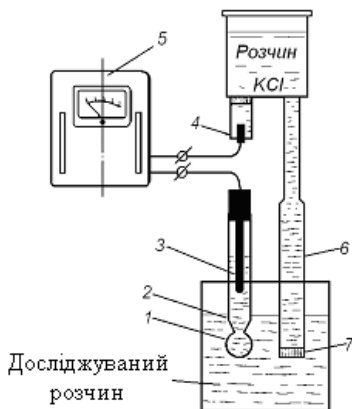


Рис. 1. Електродна схема  $pH$ -метра



Скляний електрод 2 являє собою трубку з напаяною на кінці порожнистою кулькою 1 з літєвого електродного скла.

При зануренні електрода в розчин між поверхнею кульки електрода і розчином відбувається обмін йонами, в результаті якого йони Літію в поверхневих шарах скла заміщуються йонами Гідрогену. Між поверхнею скла і досліджуваним розчином виникає різниця потенціалів, величина якої залежить від концентрації йонів Гідрогену в розчині і його температури. Для вимірювання цієї різниці потенціалів створюють електричний ланцюг. Внутрішній електрод цього ланцюга 3 здійснює контакт з розчином, який заповнює внутрішню частину скляного електрода. Допоміжний електрод 4 являє собою проточний хлор-срібний електрод. Він здійснює контакт з досліджуваним розчином за допомогою електролітичного ключа 6 – трубки, яка закінчується пористою перетинкою і заповнена насиченим розчином калій хлориду. Насичений розчин калій хлориду повинен безперервно повільно витікати в досліджуваний розчин зі швидкістю 20 мл за добу.

Рівноважний потенціал, який виникає на межі поділу електрод-розчин, лінійно залежить від  $pH$ :  $\varphi = -0,059 pH$ .

Відповідно і електрорушійна сила гальванічного елемента, яка виміряна як різниця потенціалів між індикаторним електродом і електродом порівняння, залежить від  $pH$  розчину.

### **Хід вимірювань**

1. Перед початком вимірювань прилад включити в мережу і дати нагрітись протягом 20 хвилин.

2. Натиснути клавішу „t” і клавішу будь-якого вузького діапазону  $pH$  (-1-4, 4-9, 9-14) і визначити температуру розчину.

3. Електроди промити дистильованою водою і залишок води обережно видалити фільтрувальним папером.

4. Занурити електроди в досліджуваний розчин. Натиснути клавішу  $pH$  і клавішу шкали широкого діапазону (-1-14). Виміряти  $pH$  приблизно, після цього натиснути клавішу відповідної шкали вузького діапазону і виміряти значення  $pH$  з точністю до 0,05.

5. Промити електроди і занурити їх у дистильовану воду.

## Завдання для самостійної роботи

### I. Для наведених нижче речовин (табл. 8):

Таблиця 8

№ з./п.	Речовина	$K_d$	$C_M$ , моль/л	№ з./п.	Речовина	$K_d$	$C_M$ , моль/л
1	$HF$	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,1	11	$H_2CO_3$	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,01
2	$HF$	$7,2 \cdot 10^{-4}$	0,001	12	$H_3PO_4$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,01
3	$HNO_2$	$4 \cdot 10^{-4}$	0,001	13	$H_3PO_4$	$7,1 \cdot 10^{-3}$	0,1
4	$HNO_2$	$4 \cdot 10^{-4}$	0,01	14	$CH_3COOH$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,1
5	$HCN$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,01	15	$CH_3COOH$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	0,001
6	$HCN$	$7,2 \cdot 10^{-10}$	0,001	16	$NH_4OH$	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,01
7	$H_3BO_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,01	17	$NH_4OH$	$1,7 \cdot 10^{-5}$	0,1
8	$H_3BO_3$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	0,1	18	$H_2Se$	$6 \cdot 10^{-8}$	0,1
9	$H_2S$	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,001	19	$H_2SO_3$	$1,6 \cdot 10^{-2}$	0,01
10	$H_2CO_3$	$4,4 \cdot 10^{-7}$	0,001	20	$H_2S$	$1,1 \cdot 10^{-7}$	0,01

- 1) скласти рівняння дисоціації, написати вираз константи дисоціації;
- 2) розрахувати ступінь дисоціації,  $pH$  розчину;
- 3) для кислот розрахувати концентрацію йонів  $H^+$ , для основ – йонів  $OH^-$ .

### II. Запитання для самоконтролю.

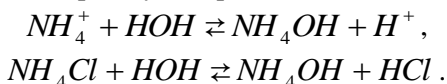
1. До сильних чи до слабких електролітів належить вода?
2. Які йони утворюються при електролітичній дисоціації води?
3. Чи в усіх природних водах містяться йони Гідрогену?
4. Яка молярна концентрація йонів Гідрогену в нейтральному, кислому та лужному середовищі? Яке значення має  $pH$ ?
5. Що являє собою йонний добуток води?
6. Як визначають активну кислотність та активну лужність?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 4. ГІДРОЛІЗ СОЛЕЙ

### Теоретична частина

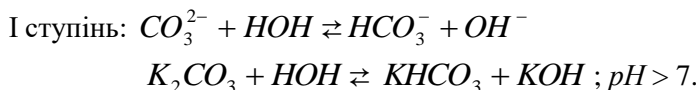
**Гідроліз солі** – це обмінна реакція йонів солі з молекулами води, в результаті чого утворюється слабкий електроліт і змінюється *pH* середовища.

Гідролізуються лише ті солі, до складу яких входить залишок слабого електроліту, наприклад  $NH_4Cl$ :



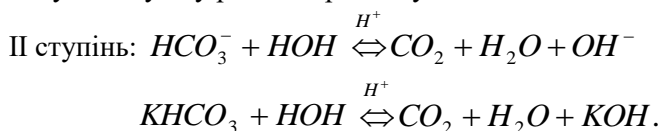
В результаті гідролізу цієї солі утворюється слабка основа  $NH_4OH$  і сильна кислота  $HCl$ , *pH* цього розчину буде кислим ( $pH < 7$ ).

Солі, до складу яких входять багатозарядні залишки слабких електролітів, гідролізуються ступінчасто, наприклад  $K_2CO_3$ :



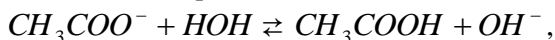
Як правило, самовільно гідроліз відбувається тільки за

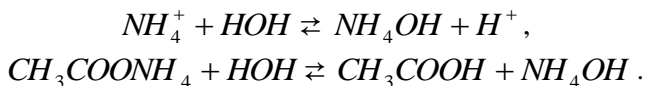
I ступенем. Щоб змістити йонну рівновагу і підсилити гідроліз цієї солі, необхідно додати сильну кислоту, щоб нейтралізувати лужну реакцію розчину.



Продуктами повного гідролізу цієї солі буде слабка карбонатна кислота ( $CO_2 + H_2O$ ) і сильна основа  $KOH$ .

Якщо сіль утворена слабкою кислотою і слабкою основою, то гідроліз такої солі одночасно відбувається за катіоном і за аніоном, наприклад  $CH_3COONH_4$ :





Реакція такої солі майже нейтральна.

Кількісно гідроліз солей характеризується величиною ступеня та константи гідролізу. **Ступенем гідролізу ( $h$ )** солі називається відношення молярної концентрації гідролізованої солі до загальної молярної концентрації солі в розчині:

$$h = \frac{C_{\text{ГІДРОЛ.}}}{C_{\text{СОЛІ}}}.$$

Константа гідролізу солі тісно зв'язана з константою дисоціації слабкого електроліту, що утворюється в результаті гідролізу:

$$K_G = \frac{K_{H_2O}}{K_D (\text{слабк.електр.})}.$$

Ступінь та константа гідролізу солі зв'язані залежністю відповідно закону Оствальда:

$$h = \sqrt{\frac{K_G}{C_M}}.$$

## Експериментальна частина

### ***I. Визначення реакції середовища в розчинах солей.***

В чотири пробірки наливаємо 1/3 пробірки дистильованої води. В першу пробірку додаємо 5-6 крапель натрій ацетату, в другу – 5-6 крапель натрій карбонат, в третю – стільки ж ферум(III) хлориду, а в четверту – стільки ж калій хлориду. За допомогою універсального індикаторного паперу визначаємо  $pH$  розчинів солей. Записуємо рівняння гідролізу солей, які гідролізувались. Яка з солей не гідролізувалась? Які солі гідролізуються ступінчасто?

### ***II. Фактори, які посилюють ступінь гідролізу солей.***

а) В пробірку з розчином ферум(III) хлориду (з досліду 1) додати 5-6 крапель натрій гідроксиду, а в пробірку з натрій карбонатом – додати 5-6 крапель хлоридної кислоти. Записати

спостереження та йонно-молекулярні рівняння повного гідролізу цих солей.

б) В пробірку налити 1/3 дистильованої води, додати 5-6 крапель ферум(III) хлориду та стільки ж натрій карбонату. Відмити утворення осаду та виділення газу. Записати йонно-молекулярне рівняння спільного гідролізу цих солей.

### Завдання для самостійної роботи

Для наведених нижче солей (таблиця 9):

Таблиця 9

№ з./п.	Речовина	$C_M$ , моль/л	№ з./п.	Речовина	$C_M$ , моль/л
1	$NaNO_2$	0,1	11	$NH_4NO_3$	0,01
2	$Na_2S$	0,1	12	$Na_2CO_3$	0,05
3	$K_2CO_3$	0,01	13	$LiF$	0,1
4	$NH_4F$	0,05	14	$(NH_4)_2CO_3$	0,01
5	$Na_3PO_4$	0,5	15	$K_2S$	0,05
6	$CH_3COONa$	0,1	16	$NH_4Cl$	0,5
7	$NaBO_2$	0,1	17	$KCN$	0,1
8	$KF$	0,01	18	$NaF$	0,1
9	$Na_3BO_3$	0,05	19	$NH_4I$	0,01
10	$K_3PO_4$	0,1	20	$KNO_2$	0,05

- 1) скласти рівняння гідролізу;
- 2) розрахувати константу  $K_T$  та ступінь гідролізу  $h$  та  $pH$  розчину.

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №5. ЯКІСНЕ ДОСЛІДЖЕННЯ ПРИРОДНОЇ ВОДИ

### Теоретичний вступ

Хімічний склад природних вод представлений складним комплексом розчинених газів, різних мінеральних солей та органічних сполук. У природних водах розчинені майже всі відомі на землі хімічні елементи, з яких чітко визначено різними фізико-хімічними методами понад 80 елементів. Зі збільшенням порядкового номера в таблиці Д.Менделєєва спостерігається зменшення концентрації елементів у природних водах. Хімічні

компоненти природних вод поділяють на п'ять груп (класифікація О.Альокіна):

1) головні йони (макрокомпоненти) –  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $HCO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ;

2) розчинені гази – кисень ( $O_2$ ), азот ( $N_2$ ), сірководень ( $H_2S$ ), карбон (IV) оксид (вуглекислий газ  $CO_2$ ) тощо;

3) біогенні речовини – сполуки Нітрогену, Фосфору, Феруму та Силіцію;

4) органічні речовини – різноманітні сполуки, які належать до органічних кислот, фенолів, гумусових речовин, нітрогенвмісних сполук (білки, амінокислоти, аміни) та багатьох інших;

5) мікроелементи – йони всіх металів, крім головних іонів, а також деякі інші компоненти, які містяться у водах в невеликих кількостях, наприклад, радіоактивні елементи.

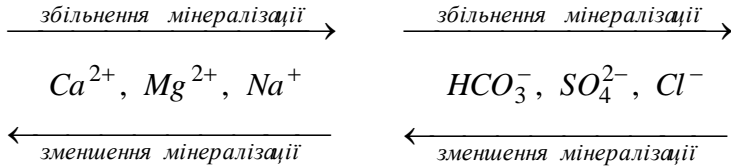
### **1. Головні компоненти (головні йони).**

До головних компонентів природних вод належать йони солей калію, натрію, кальцію та магнію хлоридної, сульфатної та карбонатної кислот. Головні компоненти складають основну частину мінерального складу природних вод: в прісних водах – понад 90-95%, у високомінералізованих - понад 99%.

В маломінералізованих водах переважають йони  $HCO_3^-$  і  $Ca^{2+}$ , у високомінералізованих –  $Cl^-$  і  $Na^+$ , йони  $Mg^{2+}$  займають проміжне положення між  $Na^+$  та  $Ca^{2+}$ , як і йони  $SO_4^{2-}$  - між йонами  $HCO_3^-$  та  $Cl^-$ .

Зміна складу води відповідно до величини загальної мінералізації пояснюється різницею розчинності хлоридів, сульфатів та карбонатів лужних і лужноземельних металів. Мала розчинність карбонатних солей кальцію обмежує концентрацію гідрогенкарбонатних та карбонатних іонів в межах до 1000 мг/л. Порівняно невелика розчинність кальцій сульфату також обмежує вміст сульфатних іонів. Тільки хлоридні йони можуть досягати найбільших концентрацій внаслідок великої розчинності солей хлоридної кислоти.

Одною з найважливіших закономірностей складу природних вод є зміна концентрацій переважаючих іонів за схемою



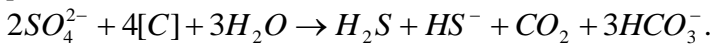
В прісних водах на гідрогенкарбонати припадає близько 60% загальної кількості солей, а на хлориди – менше 10%; в морській воді на хлориди припадає близько 80%.

Хлоридні йони присутні майже в усіх природних водах. Йони  $Cl^-$  не засвоюються рослинами та бактеріями. Вони виділяються у вільному стані організмами тварин.

В солоних озерах, а також в розсолах підземних вод вміст хлоридних йонів може досягати сотень г/кг.

Сульфатні йони, як і йони  $Cl^-$ , поширені в поверхневих природних водах, поступаючи хлоридним йонам у високомінералізованих водах, але превалюючи в більшості мало- і помірномінералізованих вод. Вміст сульфатних йонів, на відміну від хлоридних, лімітується присутністю йонів  $Ca^{2+}$ , які утворюють з йонами  $SO_4^{2-}$  малорозчинний  $CaSO_4$  ( $DP_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$ ). При малому вмісті йонів  $Ca^{2+}$  концентрація йонів  $SO_4^{2-}$  може значно збільшуватись.

Сульфатні йони - біологічно нестійкі і при відсутності кисню (анаеробні умови) можуть бути відновлені до сірководню. Такий процес, який називається сульфаторедукцією, відбувається, наприклад, в глибинах деяких морів і водах нафтоносних родовищ. Він відбувається під дією бактерій (*Microspira*) в присутності органічної речовини і може бути виражений такою схемою:



Присутність сульфатредуючих бактерій виявлено у водах нафтоносних родовищ на глибинах до 2000м. В подальшому сірководень при стиканні з повітрям знову окиснюється до вільної сірки  $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$ , а потім - до  $SO_4^{2-}$ .

При відновленні сульфатів, утворюється гідрогенсульфідний йон  $HS^-$ , який зв'язаний з  $H_2S$  рівнянням першого ступеня дисоціації сульфідної кислоти  $H_2S \leftrightarrow H^+ + HS^-$ .

Розрахунок співвідношень молярних концентрацій  $H_2S$  і  $HS^-$  в залежності від концентрації йонів Гідрогену показує, що при  $pH$  нижче 7 основною формою в розчині є  $H_2S$ , а при  $pH$  більше 7 - переважають йони  $HS^-$ .

Йони Натрію за поширенням серед катіонів стоять на першому місці, складаючи більше половини загального вмісту всіх катіонів в природних водах. Подібно до йонів  $Cl^-$  йони  $Na^+$  переважають в сильномінералізованих водах. В маломінералізованих водах їх вміст дуже невеликий, в межах декількох мг/л. З підвищенням мінералізації вміст йонів Натрію сильно збільшується.

Концентрація йонів  $K^+$  значно нижча за вміст йонів  $Na^+$ . Найбільша кількість йонів  $K^+$  спостерігається в маломінералізованих водах, при підвищенні мінералізації концентрація йонів  $K^+$  спадає. Більший вміст йонів  $Na^+$  в порівнянні з йонами  $K^+$  пояснюється, з одного боку, кращим поглинанням йонів  $K^+$  поглинальним комплексом ґрунтів і порід, а , з другого боку, тим, що йон  $K^+$ , необхідний для живлення рослин, поглинається ними в більших кількостях, ніж йон  $Na^+$ .

У вивержених породах вміст  $Na^+$  і  $K^+$  майже однаковий, а в морській воді в результаті поглинання йонів  $K^+$  породами вміст його вже значно менший. Отже, незважаючи на меншу розчинність солей натрію, йони  $Na^+$  значно поширені в природних водах.

## **2. Розчинені гази.**

В природних водах завжди присутні гази в розчиненому стані. Якісний і кількісний склад їх залежить від природних умов, в яких знаходиться вода.

Виникнення цих газів пов'язане:

- 1) зі складом атмосфери ( $N_2$ ,  $O_2$ ,  $CO_2$ , інертні гази);
- 2) з біохімічними процесами ( $CO_2$ ,  $CH_4$ ,  $H_2S$ ,  $N_2$ ,  $H_2$ );



3) з процесами дегазації мантиї в глибинних шарах земної кори при високих температурах і тиску ( $CO_2$ ,  $CO$ ,  $H_2S$ ,  $H_2$ ,  $CH_4$ ,  $NH_3$ ,  $HCl$  та інші сполуки Гідрогену з галогенами).

Перша група газів є характерною, головним чином, для вод земної поверхні, друга – для поверхневих і підземних вод, третя - переважно для підземних вод.

Найбільш поширені в поверхневих водах  $O_2$  і  $CO_2$ , в підземних –  $H_2S$  і  $CH_4$ .

Кисень знаходиться в природних водах у вигляді молекул. На вміст кисню у воді впливає дві групи протилежно напрямлених процесів: одні – збільшують концентрацію кисню, інші – зменшують її.

До першої групи процесів, які збагачують воду киснем, належать: 1) процес абсорбції кисню з атмосфери; 2) виділення кисню водною рослинністю в процесі фотосинтезу. Збагачення води киснем при абсорбції може відбуватись тільки в тому випадку, якщо вода є ненасичена ним, тобто вміст кисню в ній менший, ніж має бути при даній температурі і тиску. Отже, цей процес може відбуватись тільки на поверхні водойми.

Виділення кисню в результаті фотосинтезу відбувається при асиміляції карбон(IV) оксиду водною рослинністю. Процес фотосинтезу проходить тим сильніше, чим вища температура води, інтенсивність сонячного освітлення і більше поживних речовин ( $P$ ,  $N$  та інші). Він може відбуватись не тільки на самій поверхні водойми, але в більшості випадків і на невеликих глибинах в залежності від прозорості води.

До другої групи процесів, що зменшують вміст кисню у воді, належать процеси, які пов'язані з використанням його для окиснення органічних речовин. Це відбувається при біологічних (дихання організмів), біохімічних (дихання бактерій) і хімічних (окиснення  $Fe^{2+}$ ,  $Mn^{2+}$ ,  $NO_2^-$ ,  $H_2S$  та інших) процесах.

Окрім того, зменшення вмісту кисню у воді може відбуватись внаслідок виділення його в атмосферу. Це може відбуватись тільки в тому випадку, якщо вода при даній температурі і тиску перенасичена киснем.

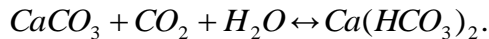
Концентрація розчиненого кисню в природних водах коливається в певних межах, які лімітуються законом Генрі-Дальтона (від 0 до 14 мг/л).

Присутність кисню в природних водах має дуже велике значення. Перш за все, кисень необхідний для існування більшості водних організмів. Як сильний окисник кисень відіграє важливу санітарно-гігієнічну роль, сприяючи швидкій мінералізації решток організмів.

Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ) знаходиться у воді головним чином у вигляді розчинених молекул газу. Однак частина їх ( $\approx 1\%$ ) вступає у взаємодію з водою, утворюючи карбонатну кислоту  $CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3, (CO_2 + H_2CO_3)$ .

В природних водах джерелом  $CO_2$  є, перш за все, процеси окиснення органічних речовин, які відбуваються з виділенням вуглекислого газу. До них належать дихання водних організмів, різні види біохімічного розпаду та окиснення органічних решток. В деяких підземних водах джерелом  $CO_2$  є вулканічні гази, які виділяються з надр Землі. Поглинання водою вуглекислого газу з атмосфери має важливе значення для вод морів і океану.

Зменшення вмісту  $CO_2$  в природних водах, перш за все, відбувається при фотосинтезі. Карбон(IV) оксид витрачається також на розчинення карбонатів:



Вміст  $CO_2$  в природних водах дуже різноманітний – від декількох десятих до 2-3 тис.мг/л. Найменший вміст  $CO_2$  спостерігається в морях, солоних озерах, найбільший - в підземних і забруднених стічних водах. В річках і озерах концентрація  $CO_2$  рідко перевищує 20-30 мг/л. Незважаючи на малу концентрацію в поверхневих водах,  $CO_2$  має важливе життєве значення. Якщо можливість існування тваринних організмів залежить від наявності кисню, то  $CO_2$  має таке ж значення для рослинних організмів як джерело Карбону.

З інших газів найбільш постійним газом в природних водах є розчинений молекулярний азот.

Значно більше значення має розчинений сірководень. В річках і озерах сірководень присутній лише іноді в придонних шарах. Зустрічається також в деяких придонних океанських водах. Значно частіше перебуває сірководень в підземних водах, ізольованих від поверхні, а також в сильно забруднених поверхневих водах.

З інших газів слід відмітити також метан  $CH_4$ , він міститься у глибинних підземних водах під великим тиском. В невеликих кількостях метан присутній в придонних шарах озер, де він виділяється з мулу при розкладанні органічних решток.

### **3. Органічні речовини.**

За походженням органічні речовини природних вод можуть бути розподілені на дві групи: 1) надходять зовні (аллохтонні); 2) утворюються в самій водоймі (автохтонні).

Запаси аллохтонних органічних речовин поповнюються за рахунок виносу їх з водозбірної площі, надходженням з атмосферними опадами, а також іноді з побутовими та промисловими стоками.

Рештки рослинних і тваринних організмів під дією фізичних, хімічних та біохімічних чинників можуть розпадатись з утворенням простіших неорганічних сполук. Але іноді при недостатньому доступі кисню утворюється комплекс органічних сполук, який має назву гумус.

В гумусі містяться гумінові та фульвокислоти. Це високомолекулярні сполуки з рядом функціональних груп. Гумусові кислоти мають велике значення для формування складу природних вод. Маючи велику кислотність, вони, поряд з  $CO_2$ , надають воді агресивність до гірських порід. Гумусові кислоти утворюють комплексні сполуки з різними металами, які легко засвоюються рослинами.

Друга група органічних речовин обумовлена процесами утворення первинної органічної речовини і її розкладу. Первинна органічна речовина утворюється синтезуючими рослинами і бактеріями. Різні організми споживають її і утворюють більш складні види органічної матерії. В результаті цього у воду надходять як продукти життєдіяльності цих

організмів, так і тіла відмерлих організмів. Всі зміни, які відбуваються з органічною речовиною, пов'язані з життєдіяльністю бактерій. Мікроорганізми перетворюють складні органічні речовини в більш прості. Енергія, що виділяється, є джерелом їх існування.

Розпад органічної речовини в природних водах - мінералізація має важливе значення, як для знищення решток організмів і продуктів їх життєдіяльності у водоймах, так і для повернення у воду ряду елементів (*N, P, C* тощо), необхідних для живлення водних рослин.

Для річок основне значення мають органічні речовини, які надходять зовні, а для океану - ті, які утворюються в його водній масі.

Загальна концентрація органічної речовини найбільшою буває в болотних водах та в річках з болотним живленням і досягає іноді 50 мг/л і навіть вище.

Незабруднені води містять мало органічних речовин. Наприклад, в океані концентрація органічних речовин складає близько 3 мг/л, а в річках – в середньому 20 мг/л.

Надійного прямого методу визначення органічної речовини поки не існує. Користуються непрямими показниками вмісту органічної речовини. Одним з них є окиснюваність води, величина якої вимірюється кількістю кисню, який витрачається на окиснення органічних і деяких неорганічних речовин, що містяться в 1л води. Розрізняють перманганатну та дихроматну окиснюваність в залежності від окисника –  $KMnO_4$  або  $K_2Cr_2O_7$ .

#### **4. Біогенні елементи.**

До біогенних елементів в природних водах належать Нітроген, Фосфор, Ферум та Силіцій в різних сполуках, які виконують роль добрив для водних рослин.

Нітроген міститься в природних водах у вигляді ряду неорганічних і великої кількості різноманітних органічних сполук.

З неорганічних сполук у воді містяться амонійні  $NH_4^+$ , нітритні  $NO_2^-$  та нітратні  $NO_3^-$  йони.

В органічних сполуках Нітроген знаходиться, головним чином, у складі білка тканин організмів і продуктів його

розкладу, які утворюються як при відмиранні самих організмів, так при розпаді продуктів їх життєдіяльності.

Неорганічні сполуки Нітрогену є необхідними для життя рослин як поживні речовини. Вони засвоюються рослинами в процесі фотосинтезу і входять до складу тканин їх організмів, а, якщо цими рослинами живляться тварини, то й до складу тваринних організмів.

Зворотний процес переходу Нітрогену з складних органічних сполук в мінеральні форми, який називається процесом регенерації біогенних елементів, може відбуватись при біохімічному розпаді органічних сполук. Кінцевим продуктом мінералізації органічних сполук, що містять Нітроген, є амоніак. Йони амонію засвоюються рослинами при фотосинтезі і можуть бути окиснені в нітрити та нітрати. Цей процес (нітрифікація) відбувається в присутності кисню під дією бактерій і проходить в дві фази. Перша фаза – перехід  $NH_4^+$  в  $NO_2^-$  здійснюється під дією бактерій-нітрифікаторів (*Nitrosomonas*)  $NH_4^+ + 2O_2 = NO_2^- + 2H_2O$ .

Друга фаза – окиснення нітритних йонів під дією інших бактерій (*Nitrobacter*) в нітратні  $2NO_2^- + O_2 = 2NO_3^-$ .

Одним з головних джерел нітратних сполук у водоймах є засвоєння молекулярного азоту мікроорганізмами та водоростями. В значних кількостях Нітроген надходить у водойми з атмосферними опадами. В індустріально розвинутих країнах атмосферні опади щорічно доставляють до 15-17 кг амонійного і нітратного Нітрогену на 1 га земельних угідь. Цей Нітроген спричиняє суттєвий вплив на зміну природного біохімічного режиму водойми. Сполуки Нітрогену при великому вмісті можуть спричиняти отруєння гідробіонтів. Найбільш токсична форма – йон  $NH_4^+$ . На його токсичність має вплив *pH* води, оскільки з підвищенням *pH* зростає кількість вільного амоніаку. Дуже велику токсичність мають нітрити. Нітрити окиснюють гемоглобін до метгемоглобіну, який не може переносити кисень. Нітрити при концентрації менше 1 мг/л спричиняють загибель риби. Однак, при підвищенні солоності води вони не спричиняють небезпеки для риби.

Нітрати навіть у великих концентраціях не є гостротоксичними для водних тварин.

Органічні форми Нітрогену знаходяться в продуктах часткового біохімічного розпаду водних організмів.

Одним з найважливіших елементів мінерального живлення водних організмів є Фосфор. В природних водах Фосфор міститься у вигляді солей фосфатної кислоти  $H_3PO_4$  і органічних сполук. Запаси Фосфору поповнюються за рахунок вилужнювання ґрунту та гірських порід і біохімічного розпаду водної та наземної рослинності. Важливу роль відіграють фосфорні бактерії, які переводять нерозчинні сполуки в розчинні. Інтенсивний розвиток водоростей відбувається при вмісті мінерального Фосфору від 0,08 до 0,32 мг/л. Збільшення вмісту Фосфору до декількох міліграмів на літр свідчить про забруднення водойми.

Процесом, що зменшує вміст фосфатів у воді, є використання їх водними рослинами. Більша частина фосфатів повертається назад у воду в процесі життєдіяльності організмів або при мінералізації їх решток.

Концентрація фосфатів в природних водах дуже мала – соті, іноді десятки частки мг/л.

Силіцій є постійним компонентом складу природних вод. Частина Силіцію знаходиться у вигляді силікатної кислоти  $H_2SiO_3$  та полісилікатних кислот –  $mSiO_2 \cdot H_2O$ . Окрім того, Силіцій міститься в природних водах у вигляді колоїдів, які ще мало вивчені:  $SiO_2 \cdot nH_2O$ .

Концентрація Силіцію складає декілька міліграмів на літр, в підземних водах підвищується і досягає десятків, а в гарячих термальних водах – навіть сотень міліграмів Si/л.

Процеси, які зменшують вміст Силіцію у водоймі, - це використання Силіцію водними організмами. Наприклад, діатомові водорості будують свій скелет з Силіцію. Окрім того, нерозчинна силікатна кислота витісняється карбонатною



Ферум – один з важливих біогенних елементів, він відіграє значну роль в окисному та енергетичному обміні рослинної клітини. Максимальна кількість Феруму

спостерігається у водоймах, що знаходяться в регіонах з торф'яно-болотними та підзолистими ґрунтами. Високі концентрації Феруму мають токсичну дію. Ферум міститься у воді в сполуках з ступенем окиснення +2 та +3. Сполуки тривалентного Феруму з гуміновими речовинами утворюють бурий осад, який осідає на зябрах риб і порушує їх дихання, що може призвести до загибелі риби.

### **5. Мікроелементи.**

До цієї групи належать елементи, сполуки яких зустрічаються в природних водах в дуже малих кількостях – менших за 1 мг/л.

Мікроелементи умовно можна поділити на п'ять таких груп:

- 1) типові катіони ( $Li^+$ ,  $Rb^+$ ,  $Cs^+$ ,  $Be^{2+}$ ,  $Sr^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ );
- 2) йони важких металів ( $Cu^{2+}$ ,  $Ag^+$ ,  $Au^{3+}$ ,  $Pb^{2+}$  тощо);
- 3) амфотерні комплексоутворювачі ( $Cr$ ,  $Mo$ ,  $V$ ,  $Mn$ );
- 4) типові аніони ( $Br^-$ ,  $J^-$ ,  $F^-$ );
- 5) радіоактивні елементи.

Успішне вивчення мікроелементів затруднене у зв'язку з малим вмістом в природних водах та неясністю щодо форм їх присутності в розчині.

Вивчені такі форми вмісту мікроелементів в природних водах:

- 1) йонно-молекулярні розчини;
- 2) розчинні органічні комплекси;
- 3) колоїдні розчини.

Перша форма виявляється найбільш складною, тому що той самий елемент, в залежності від величини  $pH$  і  $ox-red$ -потенціалу, може бути присутній у воді в різних формах дисоціації і в різних комплексах.

Більшість металів можуть утворювати органічні комплекси. До них, перш за все, належать комплекси, які утворені дво- і тривалентним Ферумом з гумусовими та іншими органічними кислотами.

Гідроксиди багатьох металів знаходяться у воді в колоїдному стані.

В йонній формі знаходяться, головним чином, однозарядні типові катіони та аніони.

### **Експериментальна частина**

#### **1. Проба на присутність солей кальцію.**

Налити в пробірку 2-3 мл досліджуваної води, додати декілька крапель розчину амоніаку і 1-2 краплі розчину амоній оксалату  $(NH_4)_2C_2O_4$ . Суміш нагріти до кипіння. За наявності білої каламуті або осаду, які утворились, зробити висновок про присутність йону  $Ca^{2+}$ .

Кількість осаду відмітити: мало, багато, дуже багато. Написати рівняння реакції.

#### **2. Проба на присутність солей магнію.**

а) Йони  $Mg^{2+}$  в присутності йонів  $Ca^{2+}$  виявити не можна. Тому спочатку слід осадити йони  $Ca^{2+}$  у вигляді  $CaC_2O_4$  додаванням до води при нагріванні амоній оксалату до утворення осаду. Осад відфільтрувати і в фільтраті визначити  $Mg^{2+}$ .

б) До 2-3 мл фільтрату додати 2-3 мл розчину натрій гідрофосфату  $Na_2HPO_4$  і 2-3 краплі розчину амоніаку, рідину перемішати. При наявності йону  $Mg^{2+}$  утворюється кристалічний осад  $MgNH_4PO_4$  у вигляді шовковистої каламуті.

Написати рівняння реакції.

#### **3. Проба на присутність хлоридів.**

До 3-4 мл досліджуваної води додати декілька крапель нітратної кислоти, а потім аргентум нітрату. При наявності йонів  $Ag^+$  з'являється білий осад аргентум хлориду або каламуть. Написати рівняння реакції.

#### **4. Проба на присутність сульфатів.**

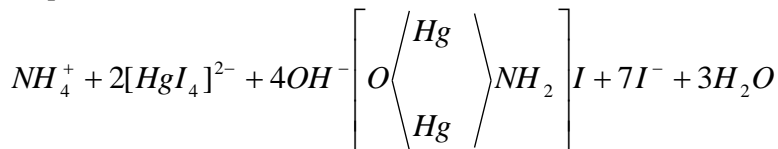
До 3-4 мл досліджуваної води додати декілька крапель розбавленої хлоридної кислоти, а потім розчину барій хлориду. Утворення білого кристалічного осаду або каламуті свідчить про наявність у воді сульфат-йонів. Написати рівняння реакції.

#### **5. Проба на присутність у воді йонів амонію $NH_4^+$ .**

До 3-4 мл досліджуваної води додати 3-4 краплі реактиву Несслера ( $K_2[HgI_4]+KOH$ ). При наявності йонів амонію утворюється червоно-бурий осад або жовто-помаранчове



забарвлення (при малих кількостях  $NH_4^+$ ). Йонно-молекулярне рівняння реакції має вигляд



йодид меркурамонію

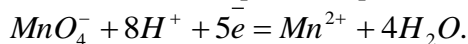
### 6. *Проба на присутність у воді йонів $Fe^{2+}$ .*

До 2-3 мл досліджуваної води додати 5-6 крапель концентрованої нітратної кислоти  $HNO_3$ , а потім - стільки ж розчину амоній роданіду  $NH_4SCN$ . Червоне або рожеве (при наявності слідів  $Fe^{2+}$ ) забарвлення, зумовлене кольором молекул  $Fe(CNS)_3$ , свідчить про присутність йонів  $Fe^{2+}$ .

Концентровану нітратну кислоту додають для окиснення йонів  $Fe^{2+}$  в йони  $Fe^{3+}$ . Написати рівняння відповідних реакцій.

### 7. *Проба на окиснюваність води.*

До 1-2 мл досліджуваної води додати рівний об'єм концентрованої сульфатної кислоти  $H_2SO_4$ , потім краплями доливати концентрований розчин  $KMnO_4$ . Якщо рідина тільки від однієї краплі розчину калій перманганату забарвиться у рожевий колір, який не зникає протягом 1-2 хвилин, то вода не містить речовин, що окиснюються. Якщо декілька перших крапель розчину  $KMnO_4$  знебарвлюються, то вода містить речовини, що окиснюються. Йонне рівняння реакції має вигляд



### Завдання для самостійної роботи

1. Як класифікують хімічні сполуки природних вод за О.Альокінім?
2. Які йони природних вод належать до головних? В складі яких неорганічних сполук вони містяться?
3. Які гази містяться в природних водах? Яке їх походження?

4. Які хімічні елементи природних вод належать до біогенних?
5. Яка існує класифікація органічних речовин природних вод?
6. В чому полягає явище нітрифікації та денітрифікації в природних водах?
7. В чому полягає сутність сульфаторедукції в природних водах?
8. Які найбільш поширені форми вмісту Нітрогену, Фосфору, Силіцію та Феруму в природних водах?
9. Яка існує класифікація мікроелементів природних вод за О.Альокінім?
10. Які причини обмежують вміст мікроелементів в природних водах?

## **ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №6. ВИЗНАЧЕННЯ ХЛОРИДІВ У ВОДІ**

### **Теоретичний вступ**

В гідрогенкарбонатних водах переважають йони  $\text{HCO}_3^-$  і  $\text{Ca}^{2+}$ , у хлоридних –  $\text{Cl}^-$  і  $\text{Na}^+$ . Йони  $\text{Mg}^{2+}$  займають проміжне положення між  $\text{Na}^+$  та  $\text{Ca}^{2+}$ , як і йони  $\text{SO}_4^{2-}$  - між йонами  $\text{HCO}_3^-$  та  $\text{Cl}^-$ .

Зміна складу води відповідно до величини загальної мінералізації пояснюється різницею розчинності хлоридів, сульфатів та карбонатів лужних і лужноземельних металів. Мала розчинність карбонатних солей кальцію обмежує концентрацію гідрогенкарбонатних та карбонатних йонів в межах до 1000 мг/л. Порівняно невелика розчинність кальцій сульфату також обмежує вміст сульфатних йонів. Тільки хлоридні йони можуть досягати найбільших концентрацій внаслідок великої розчинності солей хлоридної кислоти.

Хлоридні йони присутні майже в усіх природних водах. Йони  $\text{Cl}^-$  не засвоюються рослинами та бактеріями, а виділяються у вільному стані організмами тварин.

В солоних озерах, а також в розсолах підземних вод вміст хлоридних іонів може досягати сотень г/кг.

Вміст хлоридів у питній воді не повинен перевищувати 250 мг/л (СанПіН України), а в рибогосподарських водоймах – 300 мг/л. Велика кількість хлоридів надає воді гірко-солоного смаку.

Визначення іонів  $Cl^-$  засноване на утворенні важкорозчинного аргентум хлориду при титруванні розчинів, які містять іони  $Cl^-$ , розчином аргентум нітрату. Як індикатор використовують калій хромат  $K_2CrO_4$ .

Після досягнення точки еквівалентності в реакції між іонами Хлору та іонами Аргентуму надлишок іонів Аргентуму утворює з  $K_2CrO_4$  буро-червоний осад  $Ag_2CrO_4$ . Тому кінець реакції зв'язування хлорид-іонів в малорозчинний аргентум хлорид визначається за появою буро-червоного забарвлення розчину.

### Експериментальна частина

100 мл досліджуваної води відбирають мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додають 1 мл 10%-ного розчину калій хромату і титрують 0,025н. розчином аргентум нітрату до появи буро-червоного забарвлення. Відмічають об'єм розчину аргентум нітрату, який був витрачений на титрування. Титрування повторюють три рази.

Розрахунок вмісту хлорид-іонів проводять за формулою

$$X = \frac{V \cdot Me(Cl)^- \cdot C_H}{V_{H_2O}} \cdot 1000 \text{ (мг/л)},$$

де  $V$  – об'єм розчину  $AgNO_3$ , мл;  $C_H$  – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) розчину  $AgNO_3$ ;  $Me(Cl)^-$  – молярна маса еквівалента  $Cl^-$  (35,5 г/моль);  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води, мл.

Результати визначення вмісту іонів  $Cl^-$  представити в табличній формі за зразком:

№ з.п.	$V_{H_2O}$ , мл	$V_{AgNO_3}$ , мл	$C_{H. AgNO_3}$	$Me(Cl^-)$	$X$ , мг/л
1					
2					
3					
Сер.					

### Завдання для самостійної роботи

1. До якої категорії належать хлоридні йони в природних водах?
2. Чому хлоридні йони можуть досягати великих концентрацій в природних водах?
3. В яких водах вони переважають?
4. В чому полягає сутність методу визначення хлоридів в природних водах?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №7. ВИЗНАЧЕННЯ СУЛЬФАТ-ЙОНІВ У ВОДІ

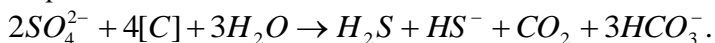
### Теоретичний вступ

Сульфатні йони, як і йони  $Cl^-$ , поширені в поверхневих природних водах, поступаючи хлоридним йонам у високомінералізованих водах, але переважаючи в більшості мало- і помірномінералізованих вод. Вони належать до головних йонів (макрокомпонентів). Вміст сульфатних йонів, на відміну від хлоридних, лімітується присутністю йонів  $Ca^{2+}$ , які утворюють з йонами  $SO_4^{2-}$  малорозчинний  $CaSO_4$  ( $DP_{CaSO_4} = 6,1 \cdot 10^{-5}$ ).

При малому вмісті йонів  $Ca^{2+}$  концентрація йонів  $SO_4^{2-}$  може значно збільшуватись.

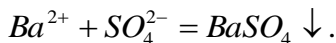
Сульфатні йони - біологічно нестійкі і при відсутності кисню (анаеробні умови) можуть бути відновлені до сірководню. Такий процес, який називається сульфаторедукцією, відбувається, наприклад, в глибинах деяких морів і водах нафтоносних родовищ. Він відбувається під дією

бактерій (*Microspira*) в присутності органічної речовини і може бути виражений такою схемою:



Присутність сульфатредуючих бактерій виявлена у водах нафтоносних родовищ на глибинах до 2000м. В подальшому сірководень при стиканні з повітрям знову окиснюється до вільної сірки  $2H_2S + O_2 = 2H_2O + 2S$ , а потім - до  $SO_4^{2-}$ .

Вміст йонів  $SO_4^{2-}$  у воді визначають комплексометричним методом за допомогою трилону Б. Трилон Б утворює комплекси з йонами  $Ba^{2+}$ . Суть методу полягає в тому, що у досліджувану воду додають йони  $Ba^{2+}$ , які зв'язують йони  $SO_4^{2-}$ :



Кількість сульфатів визначають за різницею витрати трилону Б на зв'язування йонів  $Ba^{2+}$  до осадження йонів  $SO_4^{2-}$  і після їх осадження.

Згідно СанПіН України в питній воді вміст сульфатів не може перевищувати 250 мг/л, для рибогосподарських водойм - не більше 100 мг/л.

### Експериментальна частина

В конічну колбу на 250 мл наливають піпеткою або мірною колбою 50 мл досліджуваної води, додають 1-2 краплі розчину індикатора метилового червоного і підкиснюють 0,1н. розчином хлоридної кислоти. Розчин кип'ятять 3-5 хвилин для видалення карбонатної кислоти. До киплячого розчину додають 1 мл розчину барій хлориду, який містить йони  $Mg^{2+}$ , і кип'ятять ще 10-15 секунд. Присутність в розчині йонів  $Mg^{2+}$  є необхідним для чіткого визначення кінця титрування.

Частина йонів  $Ba^{2+}$  витрачається на зв'язування йонів  $SO_4^{2-}$  в барій сульфат, а частина залишається в розчині. Через 10-15 хвилин досліджувану воду нейтралізують 0,1н. розчином лугу  $NaOH$ . Додають його обережно краплями до переходу червоного забарвлення в жовте. Потім додають 5 мл амоніачного буферного розчину ( $NH_4OH + NH_4Cl$ ), декілька

крапель індикатора еріохрому чорного Т і титрують 0,05 н. розчином трилону Б ( $V_3$ ). В окремій пробі визначають об'єм розчину трилону Б ( $V_1$ ), який необхідний для титрування одного мл розчину барій хлориду, що містить йони  $Mg^{2+}$ . Для цього в мірну колбу на 50 мл наливають 1 мл цього розчину і доливають до мітки дистильовану воду. Вміст колби виливають в конічну колбу ємністю 250 мл, додають 5 мл амоніачного буферу, 6-7 крапель індикатора еріохрому чорного Т і титрують 0,05н. розчином трилону Б до зміни забарвлення на синє.

В другій окремій пробі досліджуваної води (50 мл) визначають об'єм розчину трилону Б ( $V_2$ ), який необхідний для титрування йонів  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$  (лаб.роб.№6). Вміст йонів  $SO_4^{2-}$  визначають за формулою

$$X = \frac{(V_1 + V_2 - V_3) \cdot C_n \cdot 48 \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (мг/л)},$$

де  $C_n$  – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація ) трилону Б; 48 –  $Me$  йону  $SO_4^{2-}$ ;  $V$  – об'єм досліджуваної води.

Результати звести в таблицю:

$V_{H_2O}$	$V_1$ , мл	$V_2$ , мл	$V_3$ , мл	$C_n$	$Me_{SO_4^{2-}}$	$X$ , мг/л

### Завдання для самостійної роботи

1. До якої категорії належать сульфат-йони в природних водах?
2. В яких водах вони переважають?
3. Присутність яких йонів лімітує вміст сульфат-йонів в природних водах?
4. В чому полягає сутність сульфаторедукції в природних водах?
5. В чому полягає сутність комплексонометричного методу визначення сульфатів в природних водах?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №8. ФОТОКОЛОРИМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ФЕРУМУ(III)

### Теоретичний вступ

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 залізного присмаку. Гранично допустимий вміст Феруму загального та  $Fe^{3+}$  (мг/л) для форелевих господарств складає відповідно 0,5 та 0,1, а для коропових - 2 і 0,2.

Вміст Феруму у воді визначають колориметричним методом на основі реакції йонів  $Fe^{3+}$  з калій або амоній роданідом. 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

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

При масових аналізах концентрацію досліджуваного розчину визначають за калібрувальним графіком. Для побудови калібрувального графіка готують серію еталонних розчинів і вимірюють їх оптичну густина.

### Експериментальна частина

Готують стандартний розчин з вмістом йонів  $Fe^{3+}$  0,1 мг/мл або 0,01 мг/мл. Для цього використовують галун  $Fe(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ , наважку якого 0,8636 г розчиняють у невеликій кількості дистильованої води в мірній колбі на 1 л, додають 2 мл концентрованої хлоридної кислоти (густина 1,19) і доводять розчин дистильованою водою до 1 л (розчин А,  $T(Fe^{3+}) = 0,1$  мг/мл). Для одержання розчину з вмістом йонів  $Fe^{3+}$  0,01 мг/мл (розчин Б,  $T(Fe^{3+}) = 0,01$  мг/мл) 100 мл розчину А доводять дистильованою водою до 1 л.

З стандартного розчину Б готують серію еталонних розчинів в мірних колбах на 50 мл.

Стандартний розчин ( $T(Fe^{3+}) = 0,01$  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.

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



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

де  $V_{ст.}$  – об'єм стандартного розчину, мл;

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

де  $V_k$  – об'єм колби, л;

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

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					
$\rho(Fe^{3+})$ , мг/л					
$C_M(Fe^{3+})$ , моль/л					

Для кожного з розчинів на фотоколориметрі виміряти оптичну густину з синьо-зеленим світлофільтром ( $\lambda=480$  нм) в кюветі з товщиною поглинаючого шару 30 мм ( $l=30$  мм). Побудувати калібрувальний графік залежності оптичної густини  $D$  від масової концентрації  $\rho(Fe^{3+})$ , мг/л, відкладаючи по осі абсцис концентрації, а по осі ординат – відповідну оптичну густину.

Виміряти оптичну густину досліджуваного розчину, приготувавши пробу для аналізу, як для еталонних розчинів.

За калібрувальним графіком визначити концентрацію досліджуваного розчину  $\rho(Fe^{3+})$  і  $C_M(Fe^{3+})$ .

Вимірювання оптичної густини повторити 3-4 рази і обчислити середнє значення.

### Завдання для самостійної роботи

1. До якої категорії належать йони  $Fe^{2+}$  та  $Fe^{3+}$  в природних водах за класифікацією О.Альокіна?
2. На чому засноване фотоколориметричне визначення Феруму в природних водах?
3. На що вказує високий вміст Феруму в поверхневих водах?
4. Яка гранично допустима концентрація Феруму в питній воді і у воді рибогосподарських водойм?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА № 9. ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ЛУЖНОСТІ І КАРБОНАТНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

### Теоретичний вступ

**Лужність води** може бути зумовлена наявністю розчинних основ, середніх і кислих солей, утворених сильними основами і слабкими кислотами (карбонати, гідрогенкарбонати, гідроген-силікати, гідрогенсульфіди тощо).

Активна лужність характеризується показником  $pOH$ .

Лужність визначається нейтралізацією води сильними кислотами.

Звичайно лужність природних вод зумовлена наявністю гідрогенкарбонатів лужних і лужноземельних металів і значення  $pH$  таких вод не перевищує 8,3. Визначення загальної лужності проводиться нейтралізацією проби води сильною кислотою до  $pH = 4,5$  в присутності індикатора метилового оранжевого (інтервал переходу  $pH$  складає 3,1-4,4).

Якщо  $pH > 8,3$ , то визначають вільну лужність. Вона характеризується кількістю сильної кислоти (ммоль-екв/л), необхідної для зниження  $pH$  до цього значення (індикатор – фенолфталеїн, інтервал переходу  $pH$  складає 8,2-10,7). Вільна лужність обумовлена наявністю вільних лугів і розчинних солей – карбонатів, силікатів, сульфідів. Якщо  $pH < 8,3$ , то вільна лужність дорівнює нулю.

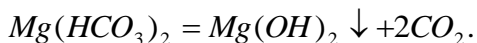
Загальна лужність більшості природних вод обумовлена присутністю тільки гідрогенкарбонатів (йонів  $\text{HCO}_3^-$ ).

Для переважної більшості природних вод йони  $\text{HCO}_3^-$  зв'язані тільки з йонами  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ .

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

**Твердість води** зумовлена присутністю в ній розчинних кальцієвих та магнієвих солей різних кислот – карбонатної, сульфатної, хлоридної, нітратної, фосфатної та силікатної.

Твердість води поділяють на карбонатну та некарбонатну. Карбонатна твердість зумовлена присутністю у воді гідрогенкарбонатів кальцію і магнію. Її називають тимчасовою тому, її майже повністю можна усунути кип'ятінням води. Гідрогенкарбонати при цьому розкладаються з утворенням кальцій карбонату і магній гідроксиду, які випадають в осад:



Некарбонатна твердість зумовлена присутністю кальцієвих і магнієвих солей сульфатної, хлоридної, нітратної, фосфатної та силікатної кислот, які при кип'ятінні залишаються в розчині.

Твердість води виражають сумою ммоль-екв йонів кальцію і магнію, які містяться в 1 л води. Один ммоль-екв твердості відповідає вмісту 20,04 мг/л  $\text{Ca}^{2+}$  або 12,16 мг/л  $\text{Mg}^{2+}$ .

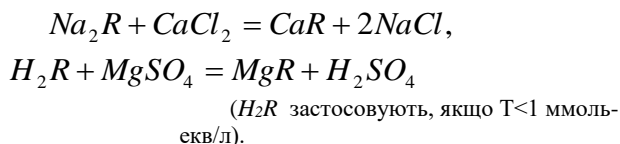
Існує така класифікація природних вод за твердістю (О.Альокіна):

- дуже м'яка (від 0 до 1,5 ммоль-екв/л);
- м'яка (від 1,5 до 3 ммоль-екв/л);
- середньої твердості (від 3 до 5,4 ммоль-екв/л);
- тверда (від 5,4 до 10,7 ммоль-екв/л);
- дуже тверда (більше за 10,7 ммоль-екв/л).

Для усунення твердості води застосовують методи осадження та йонного обміну. Методи осадження поділяються на термічний (нагрівання води до  $t = 95-98^\circ\text{C}$ ) та реагентний (застосування вапна або соди як осаджувачів). Термічним

методом усувається карбонатна твердість, а реагентним методом переводяться в осад усі солі кальцію і магнію у вигляді  $CaCO_3$  і  $Mg(OH)_2$ .

Для усунення твердості методом йонного обміну воду пропускають через катіоніти. При цьому катіони  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ , які знаходяться у воді, обмінюються на катіони  $Na^+$  або  $H^+$ , які містяться в катіоніті:



### Експериментальна частина

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додати 2-3 краплі розчину фенолфталеїну. Якщо з'явиться рожеве забарвлення, то воду слід титрувати 0,1н. розчином хлоридної кислоти до знебарвлення. Потім у ту ж пробу додати 2-3 краплі розчину метилоранжу і продовжувати титрування 0,1н. розчином хлоридної кислоти до переходу забарвлення з жовтого в рожеве. Записати об'єм 0,1н. розчину хлоридної кислоти, який витрачений на титрування за фенолфталеїном і загальний об'єм 0,1н. розчину хлоридної кислоти, який витрачений на все титрування.

Загальну лужність ( $L_3$ ) води (ммоль-екв/л) розраховують за формулою:

$$L_3 = \frac{V \cdot C_H}{V_{H_2O}} \cdot 1000 \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де  $V$  – загальний об'єм розчину хлоридної кислоти, витрачений на титрування взятого об'єму досліджуваної води, мл;  $V_{H_2O}$  – об'єм води, взятої для дослідження, мл;  $C_H$  – молярна концентрація еквівалента розчину хлоридної кислоти.

Для розрахунку карбонатної твердості визначають лужність досліджуваної води за фенолфталеїном ( $L_\phi$ ), яку розраховують за формулою:

$$L_{\phi} = \frac{V \cdot C_H \cdot 1000}{V_{HO}} \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де  $V$  – об'єм розчину хлоридної кислоти, витраченої на титрування за фенолфталеїном, мл.

Тоді  $T_{КАРБ.} = L_3 - L_{\phi}$ . Якщо лужність за фенолфталеїном дорівнює нулю, то можна вважати, що загальна лужність води дорівнює її карбонатній твердості.

Титрування повторюють три рази. Розходження в об'ємі кислоти, витраченої на титрування, не повинно перевищувати 0,05 мл. В зазначену формулу підставляють середні значення. Результати дослідів представляють у вигляді таблиці 10.

Таблиця 10

Результати визначення  $L_3$ ,  $L_{\phi}$  і  $T_{КАРБ.}$

№ з./п.	$V_{H_2O}$ , мл	$C_H$ $_{HCl}$ , моль- екв./л	$V_{HCl}$ ф- фт, мл	$L_{\phi}$ , ммоль- екв./л	$V_{HCl}$ ф-фт + м-ор, мл	$L_3$ , ммоль- екв./л	$T_{КАРБ.}$ , ммоль- екв./л
1							
2							
3							
Ср.							

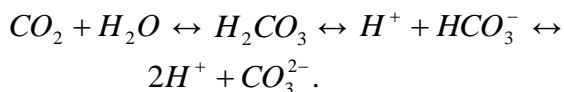
### Завдання для самостійної роботи

1. Чим може бути спричинена лужність природних вод?
2. Які розрізняють види лужності?
3. Які сполуки обумовлюють лужність незабруднених вод? При яких значеннях  $pH$  її визначають? Який застосовують індикатор? Чому?
4. Які сполуки обумовлюють вільну лужність? При яких значеннях  $pH$  її визначають? Який використовують індикатор? Який його інтервал переходу?
5. Які сполуки спричиняють карбонатну твердість природних вод?
6. В якому випадку можна вважати, що загальна лужність води дорівнює її карбонатній твердості?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №10. ВИЗНАЧЕННЯ КИСЛОТНОСТІ ВОДИ

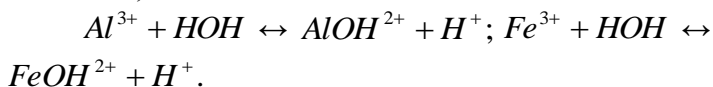
### Теоретичний вступ

**Кислотністю води** називають вміст у воді речовин, які реагують з лугами – натрій гідроксидом та калій гідроксидом. В природних водах кислотність в більшості випадків залежить тільки від вмісту вільної карбонатної кислоти



Частину кислотності, яка зумовлена присутністю вільної карбонатної кислоти, гумінових та інших слабких кислот, розчинених у воді, називають **природною кислотністю**, *pH* такої води не буває менше за 4,5.

Промислові стічні води можуть містити сильні кислоти або солі сильних кислот і слабких основ (найчастіше солі Феруму і Алюмінію), які підлягають гідролізу, в результаті чого кислотність збільшується, *pH* води в цих випадках знижується нижче за 4,5:



Ту частину загальної кислотності, при якій знижується *pH* води до 4,5 і нижче, називають **вільною кислотністю** води.

Кислотність води визначають титруванням проби води розчином сильної основи. Кількість 0,1н. розчину сильної основи, при витраті якої *pH* розчину досягає значення 4,5, відповідає вільній кислотності, а кількість 0,1н.розчину лугу, при витраті якої *pH* розчину досягає значення 8,3, відповідає загальній кислотності. Якщо *pH* досліджуваної води більше за 8,3, то її кислотність дорівнює нулю.

### Експериментальна частина

Спочатку визначають *pH* води. Якщо *pH* < 4,5, то проводять кількісне визначення вільної і загальної кислотності.

### 1. Визначення вільної кислотності ( $K_B$ ).

До 100 мл досліджуваної води додати 2 краплі розчину метилоранжу і титрувати 0,1н. розчином натрій гідроксиду до появи жовтого забарвлення (при електрометричному визначенні титрують до  $pH = 4,5$ ).

Вільну кислотність  $K_B$  розраховують за формулою

$$K_B = \frac{V \cdot C_N \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л),}$$

де  $V$  – об'єм 0,1н. розчину  $NaOH$ , витраченого на титрування за метилоранжем, мл;  $C_N$  – молярна концентрація еквіваленту (нормальна концентрація)  $NaOH$ ;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води, мл.

### 2. Визначення загальної кислотності ( $K_3$ ).

До 100 мл досліджуваної води додають 3 краплі розчину фенолфталеїну і титрують 0,1н. розчином натрій гідроксиду до появи рожевого забарвлення (при електрометричному визначенні титрують до  $pH = 8,3$ ).

Загальну кислотність ( $K_3$ ) розраховують за формулою

$$K_3 = \frac{V \cdot C_N \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л),}$$

де  $V$  – об'єм 0,1н. розчину  $NaOH$ , витраченого на титрування за фенолфталеїном, мл;  $C_N$  – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація)  $NaOH$ ;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води, мл.

Результати визначення  $K_B$  і  $K_3$  звести в таблицю:

№ з.п.	$V_{H_2O}$	$C_{N, NaOH}$	$V$ м-ор, мл	$V$ ф-фт, мл	$K_B$	$K_3$
1						
2						
3						
Сер.						

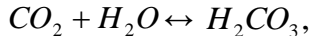
### Завдання для самостійної роботи

1. Які розрізняють види кислотності?
2. Яку кислотність називають природною? При яких значеннях  $pH$  її визначають?
3. Які сполуки зумовлюють вільну кислотність? При яких значеннях  $pH$  її визначають?
4. Які застосовують індикатори при визначенні природної і вільної кислотності? Чому?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №11. ВИЗНАЧЕННЯ ВІЛЬНОЇ ТА ЗВ'ЯЗАНОЇ КАРБОНАТНОЇ КИСЛОТИ

### Теоретичний вступ

Карбон(VI) оксид (вуглекислий газ) знаходиться у воді, головним чином, у вигляді розчинних молекул газу. Однак, частина їх ( $\approx 1\%$ ) реагує з водою, утворюючи карбонатну кислоту:

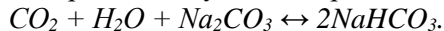


$(CO_2 + H_2CO_3)$  – це вільна карбонатна кислота.

Вміст вільної карбонатної кислоти в природних водах дуже різноманітний – від декількох десятих до 2-3 тис.мг/л . Найменший вміст спостерігається в морях, солоних озерах, найбільший – в підземних і забруднених стічних водах. В річках і озерах концентрація вільної карбонатної кислоти рідко перевищує 20-30 мг/л.

При низьких значеннях  $pH$  ( $pH < 4,2$ ) у воді є практично тільки вільна карбонатна кислота.

Вільну карбонатну кислоту у воді визначають титруванням проби води 0,1н. розчином натрій карбонату ( $Na_2CO_3$ ) в присутності індикатора фенолфталеїну до появи незникаючого впродовж 2-3 хвилин рожевого забарвлення. При цьому відбувається реакція, яку можна представити рівнянням

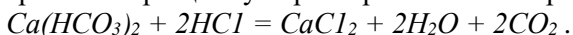




Рожеве забарвлення з фенолфталеїном дає розчин натрій карбонату. Поява рожевого забарвлення свідчить про те, що додана надлишкова крапля натрій карбонату і вільної карбонатної кислоти у воді вже немає.

Зв'язана карбонатна кислота входить до складу хімічних сполук (гідрогенкарбонатів та карбонатів) та міститься у воді у вигляді йонів  $HCO_3^-$  та  $CO_3^{2-}$ . Вміст  $CO_3^{2-}$  у природних водах дуже незначний внаслідок малої розчинності  $CaCO_3$ . Саме тому під зв'язаною карбонатною кислотою слід розуміти вміст гідрогенкарбонатів. При підвищенні  $pH$  (в інтервалі 4,2-8,3) у воді знаходяться в рівновазі вільна карбонатна кислота та гідрогенкарбонати. При  $pH$  8,3-8,4 у воді присутні практично тільки гідрогенкарбонати. При  $pH > 8,4$  з'являються карбонат-йони, які перебувають в рівновазі з гідрогенкарбонатами. При  $pH > 12$  карбонат-йони – переважаюча форма.

Як вже відмічалось, при середніх значеннях  $pH$  найчастіше у воді містяться тільки гідрогенкарбонати. Їх визначають титруванням проби води хлоридною кислотою. Гідрогенкарбонати при цьому перетворюються в хлориди



### Експериментальна частина

До 100 мл досліджуваної води додають 2-3 краплі фенолфталеїну, а потім титрують 0,1н. розчином натрій карбонату до слабкорожевого забарвлення. Титрування повторюють два рази. Другий раз титрують швидко, тому що вільна карбонатна кислота легко випаровується.

Кількість вільної карбонатної кислоти (обчислюють за формулою:

$$X = \frac{V \cdot C_H \cdot 22 \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (мг/л)},$$

де  $V$  – об'єм 0,1н.  $Na_2CO_3$ , витраченого на титрування, мл;  $C_H$  – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) розчину  $Na_2CO_3$ ;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води (мл); 22 –  $Me(CO_2)$ .

Результати дослідів представити в табличній формі за зразком:

№ з.п.	$V_{H_2O}$ , мл	$V_{Na_2CO_3}$ , мл	$C_H, Na_2CO_3$	$X_B$ , мг/л
1				
2				
3				
Сер.				

В конічну колбу відбирають піпеткою або мірною колбою 100 мл досліджуваної води, додають декілька крапель розчину метилоранжу і титрують 0,1н. розчином хлоридної кислоти до переходу забарвлення з жовтого в рожеве.

Кількість зв'язаної карбонатної кислоти визначають за формулою

$$X_{зв.} = \frac{V \cdot C_H \cdot 22 \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (мг/л)},$$

де  $V$  – об'єм мл 0,1н.  $HCl$ , витраченого на титрування, мл;  $C_H$  – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) розчину  $HCl$ ;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води (мл); 22 –  $Me(CO_2)$ .

Результати дослідів представити в табличній формі за зразком:

№ з.п.	$V_{H_2O}$ , мл	$V_{HCl}$ , мл	$C_H, HCl$	$X_{зв.}$ , мг/л
1				
2				
3				
Сер.				

### Завдання для самостійної роботи

1. Що розуміють під вільною карбонатною кислотою?
2. При яких значеннях  $pH$  в природній воді міститься тільки вільна карбонатна кислота?
3. Який реактив використовують для визначення вільної карбонатної кислоти?
4. В якому інтервалі  $pH$  у природних водах знаходяться в рівновазі вільна карбонатна кислота та гідрогенкарбонати?
5. При яких значеннях  $pH$  у воді містяться тільки гідрогенкарбонати?
6. В якому інтервалі  $pH$  гідрогенкарбонати знаходяться в рівновазі з карбонатами?
7. При яких значеннях  $pH$  переважаючою формою є карбонат-йони?

## ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №12. ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ КАЛЬЦІЄВОЇ ТА МАГНІЄВОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ КОМПЛЕКСОМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

### Теоретичний вступ

Катіони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  і важких металів зумовлюють твердість води. Але в зв'язку з тим, що в природних водах переважають йони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , то загальна твердість води може бути охарактеризована сумою концентрацій йонів  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ .

В нашій країні твердість виражають сумою ммоль-екв йонів  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , які містяться в одному літрі води. Один ммоль-екв відповідає вмісту у воді 20,04 мг/л.  $Ca^{2+}$  або 12,15 мг/л  $Mg^{2+}$ .

За величиною загальної твердості природні води за О.Альокінім поділяють на такі групи:

- 1) дуже м'які води (<1,5 ммоль-екв/л);
- 2) м'які води (1,5-3,0 ммоль-екв/л);
- 3) води середньої твердості (3,0-5,4 ммоль-екв/л);

- 4) тверді води (5,4-10,7 ммоль-екв/л);
- 5) дуже тверді води (>10,7 ммоль-екв/л).

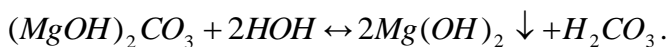
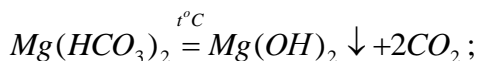
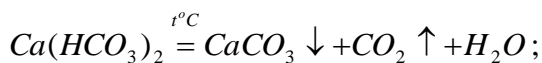
Існують ще інші класифікації води за твердістю.

Найбільш м'які води – це води атмосферних опадів, які мають твердість 70-100 мкмоль-екв/л. Твердість підземних вод визначається складом контактуючих з ними порід. Так, ґрунтові води Донбасу, які формуються під дією крейдяних та доломітових порід, є дуже твердими (~18-30 ммоль-екв/л).

Твердість води в морях значно вища. Так, вода Чорного моря має загальну твердість 65,5 ммоль-екв/л. Середнє значення твердості води світового океану 130,5 ммоль-екв/л. Загальна твердість питної води за ДСанПіН України може бути не більша за 7 ммоль-екв/л.

У воді йони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  можуть бути зв'язані з різними аніонами ( $HCO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $Cl^-$  тощо).

Таку твердість води, яка обумовлена наявністю гідрокарбонатів кальцію і магнію, називають **карбонатною**, а твердість води, яка обумовлена наявністю сульфатів, хлоридів та інших солей  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$ , називають **некарбонатною**. При тривалому кип'ятінні води з карбонатною твердістю в ній з'являється осад:



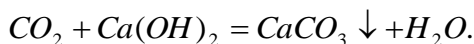
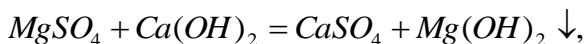
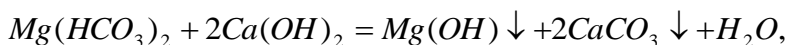
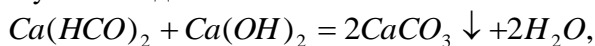
Твердість води, яка усувається при її кип'ятінні, називають тимчасовою твердістю. Треба розрізняти карбонатну і тимчасову твердість. При кип'ятінні у воді залишається деяка кількість йонів  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $CO_3^{2-}$ . Різниця між карбонатною і тимчасовою твердістю характеризує залишкову твердість. Твердість води, яка залишається після її кип'ятіння, називається постійною.

Присутність у воді значної кількості солей  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  спричиняє непридатність води для господарсько-побутових потреб та інших видів водокористування.

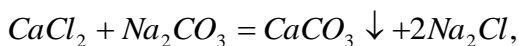
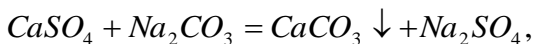
Для водозм'якшення застосовують методи осадження та йонного обміну. Метод осадження поділяється на термічний та реагентний. При застосуванні термічного методу воду кип'ятять.

При застосуванні реагентного методу у воду вводять різні реагенти. Найчастіше це вапно і сода, а також розчинні фосфати.

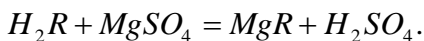
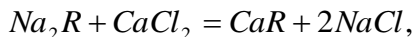
Вапнування води:



При застосуванні соди  $Na_2CO_3$  відбуваються такі реакції:



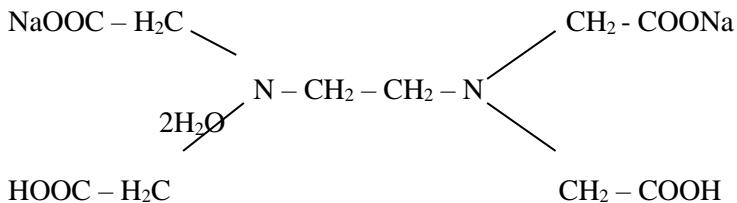
Для усунення твердості методом йонного обміну воду пропускають через катіоніти. При цьому катіони  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ , які знаходяться у воді, обмінюються на катіони  $Na^+$  або  $H^+$ , які містяться в катіоніті:



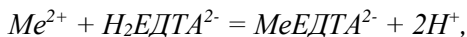
( $H_2R$  застосовують, якщо  $T_{H_2O} < 1$  ммоль-екв/л).

Комплексонометричний метод визначення загальної твердості води заснований на зв'язуванні йонів Кальцію та Магнію натрій етилендіамінтетраацетом натрію (ЕДТА) – трилоном Б в комплексні сполуки.

Формула трилону Б:



При наявності у воді йонів  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$  відбувається така реакція:



де:  $\text{Me} - \text{Ca}^{2+}$  або  $\text{Mg}^{2+}$ .

Стійкі комплексні сполуки утворюються при  $\text{pH}=10$ . Для підтримування такого значення  $\text{pH}$  застосовують буферну суміш - амоній гідроксиду з амоній хлоридом.

При додаванні індикатора еріохрому чорного Т розчин набуває вишнево-червоного забарвлення: утворюються комплекси зазначеного індикатора з йонами  $\text{Ca}^{2+}$  і  $\text{Mg}^{2+}$ . Коли йони Кальцію та Магнію повністю відтитруються, індикатор витісняється з сполук, а у вільній формі він має синє забарвлення. Поява синього забарвлення означає кінець титрування.

Незалежно від заряду катіонів 1 моль катіонів зв'язується з 1 моль ЕДТА:

$$\begin{aligned}
 f_{\text{ЕКВ}}(\text{Me}^{n+}) &= f_{\text{ЕКВ}}(\text{ЕДТА}) = 1; \\
 \text{Me}(\text{Me}^{n+}) &= M(\text{Me}^{n+}), \text{Me}(\text{ЕДТА}) = M(\text{ЕДТА}); \\
 C_{\text{н.}}(\text{ЕДТА}) &= C_{\text{м}}(\text{ЕДТА}).
 \end{aligned}$$

## Експериментальна частина

### 1. Визначення загальної твердості води.

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу на 250 мл, додають 5 мл амоніачного буферного

розчину  $(NH_4OH+NH_4Cl)^*$  та 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т.

Цей розчин повільно титрують 0,05н. розчином трилону Б до зміни забарвлення на синє. Це свідчить про те, що всі йони  $Ca^{2+}$  та  $Mg^{2+}$  зв'язані трилоном Б.

Загальну твердість води визначають за формулою

$$T = \frac{V \cdot C_{H.} \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л),}$$

де  $V$  – об'єм розчину трилону Б, який витрачений на титрування досліджуваної води, мл;  $C_{H.}$  – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) розчину трилону Б;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води, мл.

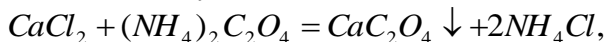
Результати трьох дослідів внести в таблицю:

№ з.п.	$V_{H_2O}$ , мл	$V_{TБ}$ , мл	$C_{H.ТБ}$	$T_{H_2O}$
1				
2				
3				
Сер.				

\* Приготування амоніачного буферного розчину. До 2 г амоній хлориду додають 100 мл 20%-ного розчину амоніаку і доводять об'єм розчину до 1 л.

## 2. Визначення кальцієвої та магнієвої твердості.

Після визначення загальної твердості комплексонометричним методом осаджують йони Кальцію у вигляді кальцій оксалату  $CaC_2O_4$ :



а згодом у фільтраті визначають магнієву твердість. Кальцієву твердість визначають, як різницю між загальною і магнієвою твердістю.

### Хід визначення

До 100 мл досліджуваної води, відміряної мірною колбою в конічну колбу ємністю 250 мл, додають 1 мл спеціального

буферного розчину\* і 10-15 мл 5%-ного розчину амоній оксалату. При цьому випадає осад кальцій оксалату  $CaC_2O_4$ , який відфільтровують через щільний фільтр. Осад на фільтрі промивають 2 рази невеликою кількістю холодної дистильованої води. Промивні води приєднують до фільтрату і визначають твердість: до розчину додають 5 мл амоніачного буферного розчину, 6-7 крапель розчину індикатора еріохрому чорного Т і титрують 0,05н. розчином трилону Б.

Магнієву твердість розраховують за формулою

$$T = \frac{V \cdot C_Y \cdot 1000}{V_{H_2O}} \text{ (ммоль-екв/л)},$$

де  $V$  – об'єм розчину трилону Б, який витрачений на титрування, мл;  $V_{H_2O}$  – об'єм досліджуваної води;  $C_H$  – молярна концентрація еквівалента ( нормальна концентрація) трилону Б.

Кальцієву твердість обчислюють за формулою:

$$T_{Ca} = T_{ЗАГ} - T_{Mg}.$$

Вміст йонів  $Ca^{2+}$  і  $Mg^{2+}$  знаходять за формулами:

$$X_{Ca^{2+}} = 20,04 \cdot T_{Ca}, \text{ мг/л};$$

$$X_{Mg^{2+}} = 12,15 \cdot T_{Mg}, \text{ мг/л}.$$

Результати визначення загальної, кальцієвої та магнієвої твердості записують у вигляді таблиці:

$V_{H_2O}$	$T_{ЗАГ}$ , ммоль- екв/л	$T_{Ca}$ , ммоль- екв/л	$T_{Mg}$ , ммоль- екв/л	Вміст йонів $Ca^{2+}$ , мг/л	Вміст йонів $Mg^{2+}$ , мг/л

\* Приготування спеціального буферного розчину.

До 67,5 г амоній хлориду додають 570 мл 25%-ного амоніаку і доводять дистильованою водою до 1 л.



## Завдання для самостійної роботи

### ***I. Виконати розрахунки:***

1. Розрахувати постійну твердість води, якщо для видалення кальцій-катіонів, які містились в 50 л цієї води, витрачено 21,6 г безводної бури.

2. Яку масу  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  необхідно додати до 1000 л води, щоб усунути тимчасову твердість 2,86 ммекв/л?

3. Розрахувати тимчасову твердість води, знаючи, що на реакцію з гідрогенкарбонатом, який міститься в 50 мл цієї води, витрачено 2,5 мл 0,1н. розчину  $\text{HCl}$ .

4. Розрахуйте загальну твердість води, якщо в 0,15 л води міститься 16,20 мг кальцій гідрогенкарбонату, 2,92 мг магній гідрогенкарбонату, 11,10 мг кальцій хлориду і 9,50 мг магній хлориду.

5. Знайдіть тимчасову твердість води, якщо на титрування 0,1 л зразку води, яка містить магній гідрогенкарбонат, витрачено  $7,2 \cdot 10^{-3}$  л 0,14н.  $\text{HCl}$ .

6. Для усунення загальної твердості вапняно-содовим методом до 50 л води було додано 7,4 г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  і 5,3 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .. Розрахувати тимчасову і постійну твердість води.

7. Чому дорівнює постійна твердість води, якщо для її усунення до 25 л води було додано 21,6 г бури  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ?

8. Некарбонатна твердість води дорівнює 3,18 ммекв/л. Яку масу  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  треба взяти, щоб пом'якшити 1 м<sup>3</sup> води?

9. Загальна твердість Рівненської водопровідної води дорівнює 8,52 ммекв/л, а тимчасова 6,95 ммекв/л. Яку масу  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  і  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  треба взяти, щоб усунути твердість 5 л води?

10. Твердість деякого зразку води обумовлена тільки кальцій нітратом. При обробці 0,25 л зразку води натрій карбонатом в осад випало 37,8 мг  $\text{CaCO}_3$ . Чому дорівнює твердість води?

11. Для пом'якшення 100 л води витратили 12,72 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Чому дорівнює твердість води?

12. Яку масу гашеного вапна треба додати до 2,5 л води, щоб усунути її тимчасову твердість 4,43 ммекв/л?

13. При визначенні тимчасової твердості на титрування 0,1 л води витрачено  $5,25 \cdot 10^{-3}$  л 0,101н.  $HCl$ . Чому дорівнює твердість води?

14. Твердість деякого зразку води обумовлена тільки ферум(II) гідрогенкарбонатом. При кип'ятінні 0,25 л води в осад випадає 4 мг  $FeCO_3$ . Чому дорівнює твердість води?

15. Яка тимчасова твердість води, в 1 л якої міститься 0,146 г магній гідрогенкарбонату?

16. Визначити загальну твердість води, якщо в 1 л цієї води міститься 120 мг  $Ca^{2+}$  і 24 мг  $Mg^{2+}$ . Чи можна цю воду застосовувати для зрошення?

17. Твердість води, що містить кальцій гідрогенкарбонат, дорівнює 3 ммоль-екв/л. Визначити масу гідрогенкарбонату в 1 л такої води.

18. Яку масу натрій карбонату необхідно додати до 2 л води, щоб усунути загальну твердість, що дорівнює 6,2 ммоль-екв/л.

19. Визначити тимчасову твердість води, якщо на реакцію з гідрогенкарбонатом, що міститься в 100 мл цієї води, викорис-тано 6 мл 0,1н. розчину  $HCl$ .

20. Яку масу натрій карбонату потрібно додати до 5 л води, щоб усунути загальну твердість води, що дорівнює 4,6 ммоль-екв/л?

## **II. Запитання для контролю.**

1. Наявність яких сполук зумовлює твердість природних вод?

2. В яких одиницях виражають твердість води?

3. Як класифікують води за твердістю?

4. Які сполуки зумовлюють карбонатну твердість води?

5. Які є методи усунення карбонатної твердості?

6. Які сполуки зумовлюють постійну твердість води?

7. Які є методи усунення постійної твердості води?

8. В чому сутність методу осадження?

9. В чому сутність методу йонного обміну?

10. Чому необхідно проводити водозм'якшення?

## ЛІТЕРАТУРА

### Основна література:

1. Хільчевський В. К., Осадчий В. І., Курило С. М. Основи гідрохімії : підручник. Київ : Ніка-Центр, 2012. 312 с.
2. Пелешенко В. І., Хільчевський В. К. Загальна гідрохімія. К. : Либідь, 1997. 384 с.
3. Горев Л. М., Пелешенко В. І., Хільчевський В. К. Гідрохімія України. К. : Вища школа, 1995. 308 с.
4. Манековська І. Є., Яцков М.В. Лабораторний практикум «Гідрохімія водойм» : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2011. 93с.  
URL: <http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/2163>.

### Допоміжна література:

5. Манековська І. Є. Гідрохімія водойм. Інтерактивний комплекс навчально-методичного забезпечення для студентів за напрямом підготовки «Водні біоресурси». Рівне : НУВГП, 2007р. 159 с.
6. Гопченко Є. Д., Шакірзанова Ж. Р. Гідрохімія України. Конспект лекцій. Одеса : ОДЕКУ, 2005. 89 с.
7. Яцков М. В., Буденкова Н. М., Мисіна О. І. Основи хімії : навч. посіб. Рівне : НУВГП, 2019. 182 с.  
<http://ep3.nuwm.edu.ua/id/eprint/17335>