



Національний університет
водного господарства
та природокористування

**І.Є.МАНЕКОВСЬКА
М.В.ЯЦКОВ**

**ЛАБОРАТОРНИЙ
ПРАКТИКУМ
„ГІДРОХІМІЯ ВОДОЙМ”**

Навчальний посібник

Рівне 2011



Национальний університет
Міністерство освіти і науки, молоді та спорту України
та природокористування
Национальний університет водного господарства
та природокористування

І.Є.Манековська, М.В.Яцков

ЛАБОРАТОРНИЙ ПРАКТИКУМ „ГІДРОХІМІЯ ВОДОЙМ”



Национальний університет
водного господарства
та природокористування
Навчальний посібник

Європейська кредитно-трансферна система

Для студентів за напрямками підготовки
6.090201 „Водні біоресурси та аквакультура”,
6.060103 „Гідротехніка (водні ресурси)” та
6.040106 „Екологія, охорона навколишнього середовища а
збалансоване природокористування”

Рівне – 2011

УДК 54:556(073)

ББК 24:26.22 Я7-6

М23

*Затверджено вченою радою Національного університету водного господарства та природокористування.
Протокол № 7 від 21 лютого 2011 р.*

Рецензенти:

Мандигра М.С., доктор ветеринарних наук, професор Національного університету водного господарства та природокористування;

Рокочинський А.М., доктор технічних наук, професор Національного університету водного господарства та природокористування;

Клименко М.О., доктор сільськогосподарських наук, професор Національного університету водного господарства та природокористування, м.Рівне.

Манековська І.С., Яцков М.В.

М23 — Лабораторний практикум „Гідрохімія водойм”: Навчальний посібник – Рівне: НУВГП, 2011. – 93 с.

Навчальний посібник з дисципліни „Гідрохімія водойм” складається з трьох розділів. Перший розділ присвячений загальним питанням організації лабораторних робіт і правилам техніки безпеки при їх виконанні. У другому розділі міститься 17 лабораторних робіт, до кожної з яких дається теоретичний вступ і запитання для самоконтролю. Лабораторні роботи ґрунтуються на найбільш важливих методах аналізу, які дають можливість виявити придатність води для рибогосподарської діяльності, а також для побутового та промислового водопостачання. Третій розділ посібника містить чотири розрахункові роботи з різних тем курсу гідрохімії водойм, які орієнтовані на майбутню спеціальність студентів.

Навчальний посібник буде корисним при самостійному вивченні матеріалу в умовах Європейської кредитно-трансферної системи студентами за напрямками підготовки 6.090201 „Водні біоресурси та аквакультура”, 6.060103 „Гідротехніка (водні ресурси)” та 6.040106 „Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування”.

Табл.9, бібліограф.: 15.

УДК 54:556(073)

ББК 24:26.22 Я7-6

© Манековська І.С., Яцков М.В., 2011

© Національний університет водного господарства та природокористування, 2011



ПЕРЕДМОВА

Програма з курсу навчальної дисципліни „Гідрохімія водойм” передбачає поряд з теоретичною частиною (лекційний курс) виконання лабораторних та розрахункових робіт, розв’язування задач. Головною метою лабораторного практикуму є ознайомлення з фізичними та хімічними показниками води, а також кількісною оцінкою якості води.

Навчальний посібник з дисципліни „Гідрохімія водойм” складається з трьох розділів. Перший розділ присвячений загальним питанням організації лабораторних робіт і правилам техніки безпеки при їх виконанні. Другий розділ містить лабораторні роботи, що ґрунтуються на найважливіших методах аналізу, які виявляють придатність води для рибогосподарської діяльності, побутового і промислового водопостачання, а саме: якісне дослідження природної води, визначення активної реакції, кислотності і лужності, кальцієвої, магнієвої та загальної твердості води, йонів Cl^- , SO_4^{2-} та Fe^{2+} у воді, а також визначення вільної і зв’язаної карбонатної кислоти та стабільності води у відношенні до бетону. У навчальний посібник вміщені також лабораторні роботи, які дають санітарну оцінку води: визначення Нітрогену амоніаку, нітритів та нітратів і окиснюваності води.

Для кількісного дослідження речовин, що містяться у воді, застосовані методи об’ємного аналізу, що ґрунтуються на використанні кислотно-основних та окисно-відновних реакцій.

Для визначення незначних кількостей речовин використані фізико-хімічні методи, з яких найбільш суттєве значення при аналізі води має колориметричний, який заснований на перетворенні досліджуваного компонента в забарвлену сполуку і вимірюванні інтенсивності одержаного забарвлення у порівнянні з забарвленням стандартних розчинів відомої концентрації.

Для порівняння забарвлення застосовані методи кольорової шкали та фотоколориметричний.

Третій розділ посібника складається з 3-х розрахункових робіт з різних тем курсу гідрохімії водойм. Вони присвячені дослідженню складу річкових вод України: визначенню суми йонів, похибки аналізу, класу, групи і типу води; дослідженню рівноважних гідрохімічних систем природних вод (карбонатно-кальцієвої та сульфатно-кальцієвої); визначенню придатності вод для побутового та



Для виконання розрахункових робіт розроблені комп'ютерні програми, реалізація яких з використанням персонального комп'ютера значно збільшує продуктивність праці студентів та інтенсифікує їх розумову діяльність.

На початку кожної теми практикуму наводиться теоретичний матеріал, що дозволяє студенту коротко ознайомитись з фізичною або хімічною сутністю досліджуваного процесу. В кінці тем наведені контрольні запитання і завдання для перевірки засвоєння матеріалу.

Приєднання України до Болонської конвенції та інтеграція до єдиного європейського простору освіти передбачає навчання студентів за індивідуальним планом, розрахованим на його здібності і можливості. Така система включає значний обсяг самостійної роботи, яка повинна мати відповідне методичне забезпечення.

Навчальний посібник містить більшу кількість лабораторних та розрахункових робіт, ніж передбачено нині діючою робочою програмою. Це дає можливість їхнього вибору з врахуванням технічного обладнання лабораторій і індивідуального виконання ряду робіт в студентських наукових гуртках.

I. ЗАГАЛЬНІ ПИТАННЯ ОРГАНІЗАЦІЇ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ

1.1. Правила виконання лабораторних робіт

1. Перед лабораторним заняттям студент повинен вивчити рекомендований теоретичний матеріал та переписати хід роботи в лабораторний журнал (зошит з полями). В журналі необхідно відмічати умови проведення дослідів, явища, які спостерігаються, а також записувати рівняння хімічних реакцій.

Усі роботи в лабораторії виконуються бригадами, які складаються з двох студентів. За кожним студентом на весь час роботи закріплюється певне робоче місце. Після закінчення кожної лабораторної роботи студент зобов'язаний дати робочий журнал на підпис викладачеві.

1.2. Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт

Починати виконання лабораторної роботи можна тільки з дозволу викладача. Реактиви слід брати в кількостях, вказаних в описі

відповідної роботи. Склянки з реактивами необхідно закривати корками і ставити на місце. Надлишок реактиву не можна вилити назад в склянку. Використані реактиви слід вилити в зливні раковини або в окремий посуд.

Усі роботи з газами необхідно проводити у витяжній шафі. Концентровані кислоти і луги не можна переносити на свої робочі місця, їх треба наливати під тягою.

Гарячі прилади або посуд можна ставити лише на спеціальні підставки.

У випадку витoku газу слід сповістити про це чергового лаборанта або викладача. При нещасних випадках треба негайно звертатись до викладача!

1.3. Методи відбору, консервації і зберігання проб води

Відбір проб води є дуже важливою частиною її аналізу. Якщо допущена помилка при відборі, то її виправити неможливо.

При відборі проб потрібно керуватись рядом таких положень.

1. Відбір здійснюється тільки досвідченими, кваліфікованими працівниками, які несуть безпосередню відповідальність за результати аналізу.

2. Бажано, щоб спосіб відбору був попередньо погоджений з зацікавленими сторонами.

3. Деталі проведення аналізу визначаються в кожному конкретному випадку у відповідності з поставленим завданням і в залежності від місцевих умов.

4. Проба води, яка береться для аналізу, повинна відповідати умовам і створу зйомки на підставі обстеження місцевості, детального ознайомлення з технологією виробництва, споживанням води, розташуванням цехів, системою каналізації, призначенням і роботою окремих елементів станції очищення тощо.

5. Відбір проби, транспортування і збереження її повинно проводитися так, щоб не виникли зміни в складі компонентів або у властивостях води, які визначаються.

6. Об'єм проби повинен бути достатнім і відповідати методиці аналізу, що застосовується. Як правило, для неповного аналізу відбирається 0,5-1 л води, для детального аналізу -2л води, для повного аналізу – ще більший об'єм води.

7. В залежності від мети аналізу застосовуються разовий або серійний відбір проб.



Разовий відбір здійснюють один раз у визначеному місці. Цей спосіб застосовують обмежено, при постійній якості води, коли за результатами одного аналізу можна дати оцінку якості досліджуваної води (наприклад, в підземних водах).

У випадку, коли якість води змінюється у часі і просторі, то одноразового взяття проби води недостатньо. Тому в таких випадках застосовують серійний відбір проб. При цьому відборі проби беруться через визначений інтервал часу (годину, добу, місяць) в різних точках об'єкту (зональний). Взяті проби аналізуються і обробляються математично.

Особливим типом серійного відбору є проби, які відбирають у різних місцях за течією річки або стічних вод з урахуванням часу добігання води від одного пункту до іншого.

8. Види проб: проста і змішана. Просту пробу отримують шляхом одноразового відбору всієї необхідної кількості води. Аналіз простої проби дає дані про склад води в даний момент у створі зйомки.

Змішану пробу отримують при змішуванні рівних частин простих проб, взятих в одному і тому ж місці через визначені проміжки часу або відібрані одночасно в різних місцях об'єкту. Ця проба характеризує середній склад з врахуванням як місця, так і часу.

Змішану пробу не рекомендується відбирати за період більше доби. При необхідності довготривалого зберігання пробу консервують (консервуючий реагент вводять у посуд для відбору проби), табл. 1.

9. Посуд для відбору і зберігання проби.

Найчастіше використовуються скляні бутлі з гумовим або скляним корком, або зі спеціальним корком, який має пружинне кріплення, з гумовим ущільненням. Можуть застосовуватись поліетиленові бутлі, термоси. Додаткові проби для проведення деяких визначень, що потребують спеціальної обробки, відбирають у менші бутлі або кисневі склянки.

Посуд попередньо старанно миється концентрованою сульфатною кислотою (технічною), для знежирення використовують синтетичні миючі засоби або хромову суміш. Повне знежирення досягається пропарюванням посуду водяною парою. Потім посуд промивають дистильованою водою.

Перш ніж узяти пробу, посуд необхідно промити декілька разів водою, що відбирається. Бутлі з пробами нумеруються фарбою, яка не витирається, і номер заноситься в паспорт проби.



10. Відбір проб здійснюється безпосередньо відповідним посудом, а при необхідності - додатковою ємністю з тримачем або з вагою на тросі чи пробовідбірником.

Таблиця 1

№ з.п.	Компонент	Метод консервації				Початок аналізу
		Добавка H_2SO_4 , мг/л	Добавка HNO_3 , мг/л	Добавка хлороформу, мг/л	Зберігання при $t^0=3-4^0C$	
1	2	3	4	5	6	7
1	Амоніак	1	-	2-4	+	відразу
2	СПАР	-	-	2-4	-	раніше, ніж через 24 год.
3	БСК	не консервуються			+	протягом 24 год.
4	Завислі речовини	не консервуються			+	протягом 24 год.
5	Жири	2,5	-	-	-	відразу
6	Твердість	не консервуються			+	відразу
7	Запах	не консервуються			+	відразу
8	Кальцій	не консервуються			-	відразу
9	Карбонати	не консервуються			+	відразу
10	Кисень	консервація по ходу визначення			-	відразу
11	Кислотність	не консервуються			+	відразу
12	Магній	не консервуються			-	відразу
13	Каламутність	-	-	2-4	-	протягом 24 год.
14	Нітрати	1	-	2-4	-	відразу
15	Нітрити	1	-	2-4	-	відразу
16	Окиснюваність	1-10	-	-	+	відразу
17	pH	не консервуються			+	відразу
18	Присмак	не консервуються			+	відразу
19	Прозорість	не консервуються			+	відразу



1	2	3	4	5	6	7
20	Сульфати	не консервуються			+	відразу
21	Сульфіди	не консервуються			+	відразу
22	Сірководень	відбирається в окремий посуд, додається 10 мл 10% кадмію ацетату або цинк ацетату				відразу
23	Сульфіти	не консервуються			-	відразу
24	Феноли	не консервуються			+	відразу
25	Фосфати	не консервуються			-	відразу
26	Фториди	не консервуються				протягом 24 год.
27	Хлориди	не консервуються			+	відразу
28	Нафтопродукти	не консервуються			-	відразу

Якщо потрібно взяти пробу з конкретної глибини, то використовують батометр (пляшка Мейера). На встановлену глибину на підвісному тросику опускають бутель, який має вагу і закритий корком, до якого прикріплений додатковий тросик, що з'єднаний з основним.

Після досягнення необхідної глибини різким ривком за тросик підвісу витягують корок із горловини бутля, який після наповнення водою піднімають за допомогою підвісного тросика.

1.4. Основні типи аналізу води

В залежності від потреб застосовують наступні типи аналізу води.

1. Скорочений аналіз. Попередня характеристика води. Об'єм проби – 0,5 л. Визначають фізичні властивості (температура, запах, смак, кількість зважених речовин, прозорість, каламутність; pH ; вміст Cl , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} . Якісно виявляють Fe^{2+} , Fe^{3+} , NO_3^- .

2. Загальна характеристика води. Об'єм проби – 1 л. Визначають фізичні властивості; вміст Cl , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , HCO_3^- , Fe^{2+} , Fe^{3+} , NO_3^- , NO_2^- , Ca^{2+} , Mg^{2+} , NH_4^+ ; pH ; сухий залишок; окиснюваність.

3. Детальний аналіз води. Об'єм проби – 2 л. Визначають фізичні властивості; вміст Cl , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , HCO_3^- , Fe^{2+} , Fe^{3+} , NO_3^- , NO_2^- , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , Mn^{2+} , NH_4^+ , SiO_2 , R_2O_3 ; вміст газів CO_2 , H_2S ; pH ; сухий залишок; окиснюваність.



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №1. ВИЗНАЧЕННЯ ФІЗИЧНИХ ПОКАЗНИКІВ ЯКОСТІ ВОДИ

Теоретичний вступ

Оцінка якості води починається з характеристики фізичних показників, до яких належать температура, запах, смак, прозорість або каламутність, колірність, вміст суспензованих речовин.

1. Температура води

Температура природних вод залежить від їх походження. Води підземних джерел мають постійну температуру і зі збільшенням глибини сезонні коливання температури зменшуються. Температура вод відкритих водоймищ значно змінюється в різні пори року. Так, температура води річки Дніпро (м.Київ) змінюється протягом року від 1°C (взимку), до 28°C (влітку). Оптимальна температура води для пиття $7-11^{\circ}\text{C}$. Така вода має приємний смак.

2. Запах і смак води

Запах і смак води залежать від багатьох причин: температури води, вмісту розчинених солей, газів, органічних сполук, які утворюються в результаті життєдіяльності водних організмів.

Солі Феруму(II) і Мангану(II) надають воді чорнильного або залізного присмаку, кальцій сульфат – в'язучого, магній сульфат – гіркого, натрій хлорид – солоного смаку.

Характер і інтенсивність запаху та смаку води визначають органолептично. Розрізняють чотири види смаку: солоний, гіркий, солодкий, кислий. Інші смакові відчуття називають присмаками.

За характером запахи поділяють на дві групи: природні і штучні. Запахи визначають за певною класифікацією.

Інтенсивність запаху і смаку оцінюють за п'ятибальною шкалою:

Таблиця 2

Інтенсивність запаху

Бал	Інтенсивність	Бал	Інтенсивність
0	Запаху немає	3	Помітний
1	Дуже слабкий	4	Виразний
2	Слабкий	5	Дуже сильний

Інтенсивність запаху визначають при 20°C і 60°C .



Інтенсивність смаку

Бал	Інтенсивність	Бал	Інтенсивність
0	Смаку немає	3	Помітний
1	Дуже слабкий	4	Виразний
2	Слабкий	5	Дуже сильний

Запах і смак води при температурі 20⁰С не можуть бути вищими за 2 бали. Для промислово-технічних потреб смак і запах не мають значення, але вказують на забруднення води.

Органолептично визначають смак тільки питних вод.

3. Прозорість і каламутність води

Грубодисперговані домішки (частинки з діаметром, більшим за 100 нм) обумовлюють каламутність води. Вона може бути спричинена наявністю таких неорганічних частинок, як пісок і глина, та деяких органічних компонентів, наприклад, продуктів розкладу рослинних і тваринних організмів. Каламутність води поверхневих водоймищ, максимальне значення каламутності спостерігається в передпаводковий період і в період паводку.

Каламутність води визначають гравіметричним, фотоелектроколориметричним і візуальним методами.

Гравіметричний метод заснований на зважуванні осаду, висушеного до постійної маси разом з фільтром при 105⁰С. Осад одержують після пропускання через фільтр певного об'єму води.

Візуальний метод заснований на порівнянні каламутності досліджуваної води з стандартними зразками.

Фотоелектроколориметричний метод заснований на здатності завислих частинок розсіювати світло.

Згідно з ДсанПіН України №383 „Вода питна...” рівень каламутності не повинен перевищувати 0,29 мг/л (додаток, табл.1).

Води, які містять незначну кількість диспергованих частинок, є прозорі. Якщо міститься менше 3 мг/л диспергованих частинок, то визначають прозорість води. Прозорість води виражають висотою стовпа води, через який розглядається «хрест» (товщина лінії 1мм), що нанесений чорною фарбою на білу фарфорову пластинку, або певний шрифт. Вода, яка використовується для господарсько-питного



водопостачання, має мати прозорість за «хрестом» не менше 300 см (висота циліндру 350 см), а „за шрифтом” - не менше 30 см.

Найбільш простий метод визначення прозорості води у рибогосподарській водоймі полягає в тому, що у воду опускають білий диск на розміченому шнурі або тросі до тієї пори, поки він не зникне з поля зору. Глибина (в см або м), на якій диск може спостерігатись, характеризує прозорість води. Беруть середнє значення з двох вимірювань.

З метою підвищення точності вимірювання прозорості води С.Барановим був модифікований білий диск. Поле диска пофарбоване секторами по 90° в білий, червоний та зелений кольори. Сектори розділені чорним хрестом з променями по 30° . Диск закріплений на кінці мірної штанги.

За рибогосподарськими вимогами для коропових господарств прозорість води має бути не менша від 0,75-1,0 м, для форелевих – не менша від 1,5 м (додаток, табл.2).

Показник прозорості має дуже важливе значення для оцінки гідробіологічного режиму водойми. Перш за все, це показник розподілу світла в товщі води, від якого залежить, в першу чергу, фотосинтез і кисневий режим водного середовища. Прозорість характеризує також наявність у воді зважених і розчинених оптичноактивних речовин, в першу чергу, водоростей.

4. Колірність води

Цей показник відображає деякі хімічні та біологічні особливості води.

Гумінові і фульвокислоти та їх розчинні солі, водорості можуть надавати воді колірність. Колірність води визначають по платино-кобальтовій або дихромат-кобальтовій шкалі і виражають в градусах. Колірність визначають колориметричним порівнянням досліджуваної води з еталоном, який імітує це забарвлення.

Платино-кобальтова шкала: колір розчину, що містить 2,49 г $K_2[PtCl_6]$ і 2,08 г $CoCl_2$ в літрі води, приймається за 1000 умовних градусів колірності.

Кобальто-дихроматна шкала: колір розчину, що містить 0,175 г $K_2Cr_2O_7$ і 4 г $CoSO_4$ в літрі води, приймається також за 1000 умовних градусів колірності.

Основних кольорів, які розрізняє людина, є 7, і кожному кольору відповідає свій діапазон світлових хвиль.



Залежність колір-діапазон світових хвиль

Колір	Діапазон світових хвиль, нм
Фіолетовий	400 – 430
Синій	430 – 480
Голубий	480 – 500
Зелений	500 – 570
Жовтий	570 – 590
Гарячо- жовтий	590 – 630
Червоний	630 – 700

Нормальним кольором водного середовища слід вважати колірність в межах 500-590 нм, краще - 540-575 нм.

У відповідності з ДсанПіН України колірність для питної води не повинна перевищувати 20^0 (допускається іноді 35^0) (див. додаток, табл.1).

Рибогосподарські вимоги: колірність (в градусах) для коропових господарств має бути меншою 50^0 , а для форелевих – меншою 30^0 (додаток, табл.2).

Експериментальна частина

1. Визначення температури води.

Температуру води визначають у відібраній пробі або безпосередньо у водоймі.

Для визначення температури застосовують термометр з ціною поділки $0,1^0$. Термометр витримують у воді не менше 5 хвилин і визначають температуру з точністю до $0,1^0$.

Вимоги до температури для коропових господарств – не більше 28^0C , для форелевих – не більше 20^0C (див. додаток, табл.2).

2. Визначення запаху і смаку води.

Досліджуваною водою наповнюють $2/3$ об'єму широкогорлої колби ємністю 150-250 мл, накривають часовим склом і струшують обертовими рухами. Потім відкривають колбу і визначають запах. Оцінюють запах спочатку при температурі 20^0C , а потім при нагріванні до температури 60^0C . Воду нагрівають в колбі, закритій часовим склом.

Смак і присмак визначають також органолептично. Інтенсивність запаху і смаку оцінюють за п'ятибальною шкалою.

Національний університет
та природокористування

3. Визначення зважених речовин.

Певний об'єм досліджуваної води (200-500 мл) фільтрують через висушений при температурі 105⁰С і попередньо зважений паперовий (або скляний №2) фільтр. Промивають осад на фільтрі невеликою кількістю дистильованої води і переносять фільтр з осадом в попередньо прожарений і зважений тигель. Висушують при температурі 105⁰С, охолоджують в ексикаторі і зважують.

Вміст грубодисперсних домішок в досліджуваній воді визначають за формулою

$$X_{гр.} = \frac{(m_1 - m_0) \cdot 1000}{V}, \text{ мг/л,}$$

де m_0 – початкова маса фільтра, мг; m_1 – маса фільтра з відфільтрованим осадом, мг; V – об'єм води, взятої для визначення, мл.

4. Визначення прозорості води.

Досліджувану воду наливають в циліндр з прозорим дном, що має внизу краник (рис.1). Циліндр встановлюють на висоті 4 см над шрифтом і через краника зливають воду доти, доки можна буде прочитати окремі слова тексту.



Рис. 1. Циліндр для визначення прозорості води

5. Визначення колірності води.

Визначення колірності води проводять в циліндрах для колориметрування (з поділками від 1 до 100 мл і краниками, рис.2) або безпосередньо по шкалі колірності.



В один з циліндрів наливають досліджувану воду (відфільтровану) до верхньої поділки; в другий – стандартний розчин з відомою колірністю. Циліндри встановлюють на білу пластинку і відливають стандартний розчин доти, доки кольори розчинів в обох циліндрах не зрівняються (при розгляданні зверху).

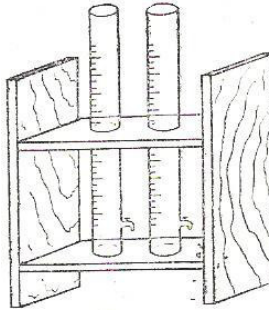


Рис. 2. Циліндр для колориметрування

Колірність обчислюють в градусах за формулою

$$X = \frac{K_{СТ.} \cdot h_{СТ.}}{h_{ДОСЛ.}},$$

де $K_{СТ.}$ – колірність стандартного розчину, град.; $h_{СТ.}$ – висота стовпа стандартного розчину; $h_{ДОСЛ.}$ – висота стовпа досліджуваної води, см.

Запитання для самоконтролю

1. Які існують вимоги до температури питної води та води для коропових та форелевих господарств?
2. Які є методи визначення колірності природних вод, які одиниці її вимірювання? Які існують вимоги щодо колірності води для коропових та форелевих господарств?
3. Які є методи визначення каламутності природних вод, які одиниці її вимірювання? Які існують вимоги щодо каламутності води для коропових та форелевих господарств?
4. Які існують методи визначення запаху і смаку природних вод, які одиниці їх вимірювання? Які вимоги щодо запаху і смаку питної води та води для форелевих та коропових господарств?
5. Як визначають прозорість води? Які є вимоги щодо прозорості води для форелевих та коропових господарств?
6. Колірність води за платино-кобальтовою шкалою дорівнює 40^0 . Чи придатна така вода для коропових ставів?



7. Прозорість води в корошовому ставі становить 0,5м. Чи добре себе почуває корош за таких умов?
8. Температура води в корошовому ставі - 30°. Як така температура впливає на короша?
9. Колірність води за платино-кобальтовою шкалою - 60°. Чи придатна така вода для вирощування форелі?
10. Чи може мати вода в рибоводному ставі запах та смак?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №2. 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 йонів, 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

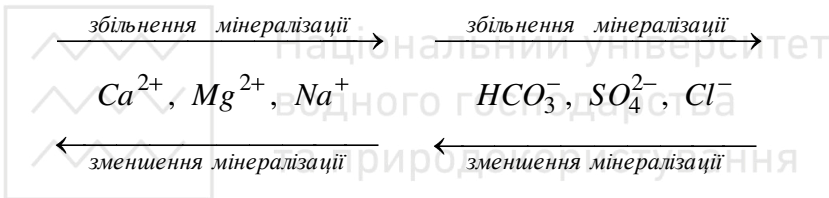


мінерального складу природних вод: в прісних водах – понад 90-95%, у високомінералізованих - понад 99%.

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 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.

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



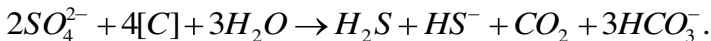
В прісних водах на гідрогенкарбонати припадає близько 60% загальної кількості солей, а на хлориди – менше 10%; в морській воді на хлориди припадає близько 80%.

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

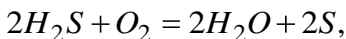
В солоних озерах, а також в розсолах підземних вод вміст хлоридних йонів може досягати сотень г/кг.

Сульфатні йони, як і йони Cl^- , поширені в поверхневих природних водах, поступаючись хлоридним йонам у високомінералізованих водах, але превалуючи 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 (*Micospira*) в присутності органічної речовини і може бути виражений такою схемою:



Присутність сульфатредукуючих бактерій виявлено у водах нафтоносних родовищ на глибинах до 2000м. В подальшому сірководень при стиканні з повітрям знову окиснюється до вільної сірки



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



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

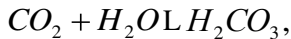


тому випадку, якщо вода при даній температурі і тиску перенасичена киснем.

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.

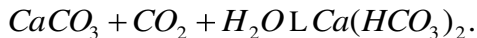
Карбон(IV) оксид (вуглекислий газ) знаходиться у воді головним чином у вигляді розчинених молекул газу. Однак частина їх ($\approx 1\%$) вступає у взаємодію з водою, утворюючи карбонатну кислоту



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

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 десятків 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 вносу 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 - **мініралізація** 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.

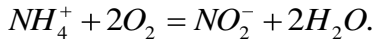
З неорганічних сполук у воді містяться амонійні NH_4^+ , нітритні NO_2^- та нітратні NO_3^- йони.

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.

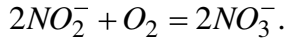
Неорганічні сполуки Нітрогену є необхідними для життя рослин як поживні речовини. Вони засвоюються рослинами в процесі фотосинтезу і входять до складу тканин їх організмів, а, якщо цими рослинами живляться тварини, то й до складу тваринних організмів.

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*)



Друга фаза – окиснення нітритних йонів під дією інших бактерій (*Nitrobacter*) в нітратні



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



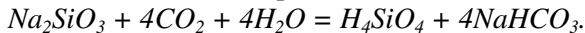
воду в процесі життєдіяльності організмів або при мінералізації їх решток.

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 – $mSiO_2 \cdot nH_2O$. Окрім того, Силіцій міститься в природних водах у вигляді колоїдів, які ще мало вивчені: $SiO_2 \cdot yH_2O$.

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.

Встановлено, що мікроелементи відіграють важливу роль в складі ферментів, вітамінів, а деякі з них безпосередньо впливають на організм людини. Дуже малі і дуже великі концентрації йонів Флуору спричиняють захворювання зубів, а невеликий вміст йонів Йоду спричиняє захворювання на зоб.

Більшість мікроелементів має в усіх природних водах дуже низькі концентрації – набагато нижче за 1 мг/л. Кількісною характеристикою поширення мікроелементів в земній корі може бути величина, яка називається кларком елемента.

Кларк – це масовий відсоток вмісту елемента в породі.

В природних водах існують причини, які обмежують концентрацію мікроелементів. По-перше, - це обмеження розчинності сполук багатьох важких металів постійно присутніми у воді аніонами OH^- , CO_3^{2-} , $H_2PO_4^-$ та HS^- . Особливо велике лімітуюче значення мають йони OH^- , тому що більшість гідроксидів металів є малорозчинні. По друге, – це адсорбція. Сорбентами мікроелементів в природних водах можуть бути: 1) глинисті мінерали у вигляді зависі; 2) породи, через які фільтрується вода; 3) органічні речовини; 4) високодисперсний кальцій карбонат. Третя причина – добування мікроелементів живими організмами, для яких вони є життєво необхідними.



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.

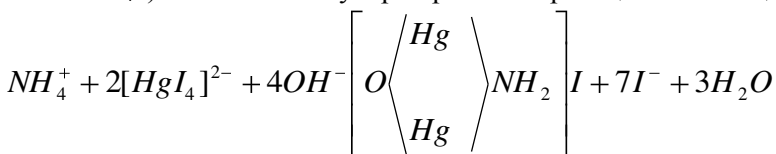
До 3-4 мл досліджуваної води додати декілька крапель нітратної кислоти, а потім аргентум нітрату. При наявності йонів Ag^+ з'являється білий осад аргентум хлориду або каламуть. Написати рівняння реакції.

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

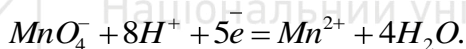
6. **Проба на присутність у воді йонів Fe^{2+} .**

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



Запитання для самоконтролю

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 речовини 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 №3. ВИЗНАЧЕННЯ АКТИВНОЇ РЕАКЦІЇ ВОДИ (pH)

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.

1. Електролітична дисоціація води. Йонний добуток води.

Водневий показник

Електростатична взаємодія полярних молекул води призводить до їх самоіонізації: $2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$ або в спрощеній формі $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$. 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).

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

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

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°C . Значення K_{H_2O} залежить від температури: при 0°C $K_{H_2O} = 0,13 \cdot 10^{-14}$, а при 100°C $K_{H_2O} = 74 \cdot 10^{-14}$.

В чистій воді і нейтральних розчинах $[H^+] = [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$ (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 $K_{H_2O}=[H^+][OH]=10^{-14}$, одержуємо $\lg K_{H_2O} = \lg[H^+] + \lg[OH] = \lg 10^{-14}$.

Змінюючи знаки на обернені, маємо $-\lg K_{H_2O} = -\lg[H^+] - \lg[OH] = -\lg 10^{-14}$. Враховуючи, що $-\lg[H^+] = pH$, а $-\lg[OH] = pOH$, будемо мати: $-\lg K_{H_2O} = pH + pOH = -\lg 10^{-14} = 14$ (при $22^\circ C$).

Якщо $-\lg K$ позначити через pK , то вираз буде мати вигляд

$$pK = pH + pOH = 14.$$

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.

2. Буферні розчини

Стале значення pH води відіграє важливу роль для нормального перебігу в ній різних фізико-хімічних та біологічних процесів. Незмінність pH природних вод забезпечується присутністю в них буферних систем.

Буферними називають розчини, pH яких не змінюється при додаванні невеликої кількості сильної кислоти або лугу. Буферні розчини містять компоненти, які дисоціюють з утворенням однойменного йону, але відрізняються один від одного ступенем дисоціації.

Основні види буферних розчинів: 1) слабка кислота та її сіль ($H_2CO_3 + NaHCO_3$); 2) слабка основа та її сіль (NH_4OH і NH_4Cl);

3) дві кислоти солі (NaH_2PO_4 і Na_2HPO_4); 4) кислота та середня сіль ($NaHCO_3$ і Na_2CO_3).

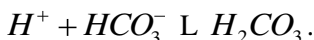
Стабільність pH буферних розчинів при додаванні кислоти або лугу пояснюється зв'язуванням іонів H^+ та OH^- компонентами буферного розчину в малодисоційовані сполуки. Розглянемо це на прикладі карбонатної буферної системи ($H_2CO_3 - Ca(HCO_3)_2$).

Компоненти буферного розчину дисоціюють:



Дисоціація карбонатної кислоти стримується в результаті наявності в розчині великої кількості іонів HCO_3^- , які утворюються при дисоціації сильного електроліту $Ca(HCO_3)_2$.

При додаванні іонів H^+ вони будуть з'єднуватись з іонами HCO_3^- , утворюючи H_2CO_3 :



Концентрацію іонів HCO_3^- в буферному розчині можна вважати такою, що дорівнює концентрації солі.

Якщо додати до буферного розчину луг, то йони OH^- реагують з іонами H^+ , які утворюються при дисоціації H_2CO_3 . Зменшення концентрації іонів H^+ спричиняє дисоціацію нових порцій H_2CO_3 . Константа дисоціації карбонатної кислоти за першим ступенем має вигляд

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]}.$$

Концентрацію недисоційованих молекул H_2CO_3 можна вважати такою, що дорівнює загальній концентрації кислоти. Тоді

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot C_{\text{солі}}}{C_{\text{кисл.}}}$$

$$\text{Звідки } [H^+] = K_1 \cdot \frac{C_{\text{кисл.}}}{C_{\text{солі}}}; \quad pH = pK_1 - \lg \frac{C_{\text{кисл.}}}{C_{\text{солі}}}.$$

Отже, pH буферного розчину залежить від співвідношення концентрації кислоти та солі і при розбавленні залишається сталим.

Характеристикою буферних розчинів є **величина буферної ємності**. Вона визначається числом еквівалентів сильної кислоти або лугу, яке треба додати до 1 л буферного розчину, щоб змінити pH на 1. Максимальна буферна ємність відповідає вмісту компонентів в еквівалентних кількостях.



В поверхневих водах при середніх значеннях pH головною буферною системою є система, яка містить карбонатну кислоту H_2CO_3 та гідрогенкарбонати.

Кислі або лужні стоки, які попадають у водойму, в певній кількості можуть бути нейтралізовані цією карбонатною буферною системою.

В лужних водах при $pH > 8,5$ буферні властивості природних вод визначаються іншою карбонатною буферною системою, яка містить гідрогенкарбонати та карбонати (наприклад, $NaHCO_3$ та Na_2CO_3).

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 0,1М розчину хлоридної кислоти, в останні три – по 1 мл 0,01М розчину натрій гідроксиду. В кожну 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 5, визначити наближене значення pH досліджуваних розчинів та зробити висновок про доцільність використання того чи іншого індикатора для визначення реакції середовища.

Таблиця 5

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.3.

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.

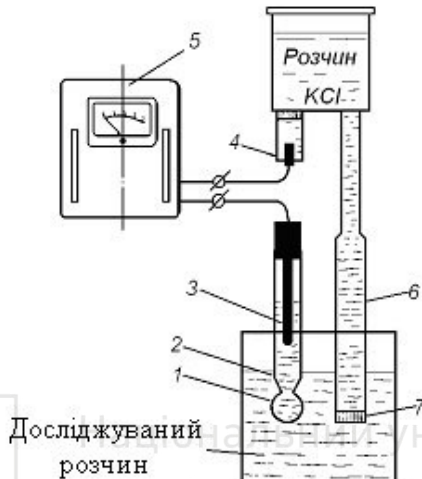


Рис. 3. Електродна схема рН-метра

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.



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. ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ ЛУЖНОСТІ І КАРБОНАТНОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ

Теоретичний вступ

Лужність води може бути обумовлена наявністю розчинних основ, середніх і кислих солей, утворених сильними основами і слабкими кислотами (карбонати, сульфіді, гідрогенкарбонати, гідрогенсилікати, гідрогенсульфіді тощо).

Активна лужність характеризується показником pOH .

Лужність визначається нейтралізацією води сильними кислотами.

Звичайно лужність природних вод обумовлена наявністю гідрогенкарбонатів лужних та 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 метилоранжу (інтервал переходу pH становить 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 становить 8,2-10,0). Вільна лужність обумовлена наявністю вільних лугів і розчинених солей – карбонатів, силікатів, сільфідів. Якщо $pH < 8,3$, то вільна лужність дорівнює нулю.

Загальна лужність більшості природних вод обумовлена присутністю тільки гідрогенкарбонат – йонів (HCO_3^-).

Для переважної більшості природних вод йони HCO_3^- зв'язані тільки з йонами Ca^{2+} і Mg^{2+} . А гідрогенкарбонати кальцію та магнію зумовлюють карбонатну твердість води. Саме тому, якщо лужність за



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

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 саму 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 з фенолфталеїном і загальний об'єм 0,1н. хлоридної кислоти, витраченої на все титрування.

Вільну лужність води за фенолфталеїном і загальну - за фенолфталеїном і метилоранжем розраховують за такими формулами:

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

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

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

де V – об'єм розчину хлоридної кислоти, витраченої на титрування досліджуваної води за фенолфталеїном та метилоранжем, мл; V_{H_2O} – об'єм води, взятої для дослідження, мл; C_{HCl} – молярна концентрація еквівалента (нормальна концентрація) розчину хлоридної кислоти.

Карбонатна твердість = $L_3 - L_B$. Якщо лужність за фенолфталеїном дорівнює нулю, то можна вважати, що загальна лужність води дорівнює її карбонатній твердості.

Результати дослідів представити у вигляді таблиці:

№ з.п.	V_{H_2O}	C_{HCl}	V_{HCl} ф-фт	L_B	V_{HCl} ф-фт+ м-ор	L_3	$T_{КАРБ}$
1							
2							
3							
Сер.							



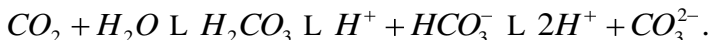
Запитання для самоконтролю

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 №5. 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.						



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 №6. ВИЗНАЧЕННЯ ЗАГАЛЬНОЇ КАЛЬЦІЄВОЇ ТА МАГНІЄВОЇ ТВЕРДОСТІ ВОДИ КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧНИМ 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.Альокіним 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 річкових вод залежить від кліматичних умов і характеру живлення річок, а також від пори року. Наприклад, твердість води (ммоль-екв/л) в таких річках складає:



Дніпро - 5,135

Дон - 5,777

Амур - 1,448

Волга (нижня течія) - 6,490.

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 (додаток, табл.1).

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).

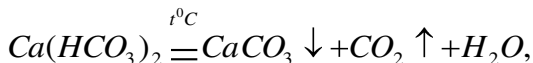
Таку твердість води, яка обумовлена наявністю гідрогенкарбонатів кальцію і магнію, називають **карбонатною**, а твердість води, яка обумовлена наявністю сульфатів, хлоридів та інших солей Ca^{2+} та Mg^{2+} , називають **некарбонатною**. При тривалому кип'ятінні води з карбонатною твердістю в ній з'являється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

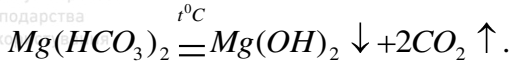


Твердість води, яка усувається при її кип'ятінні, називають **тимчасовою твердістю**. Треба розрізняти карбонатну і тимчасову твердість. При кип'ятінні у воді залишається деяка кількість йонів Ca^{2+} , Mg^{2+} , CO_3^{2-} . Різниця між карбонатною і тимчасовою твердістю характеризує **залишкову твердість**.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

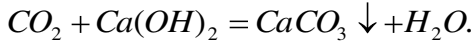
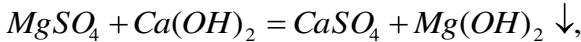
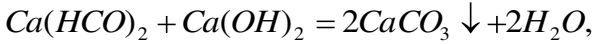
Для водозм'якшення застосовують методи осадження та йонного обміну. Метод осадження поділяється на термічний та реагентний. При застосуванні термічного методу воду кип'ятять. При цьому відбуваються такі процеси:



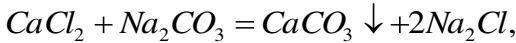
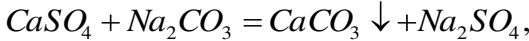


При застосуванні реагентного методу у воду вводять різні реагенти. Найчастіше це вапно і сода, а також розчинні фосфати.

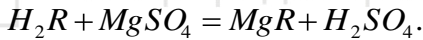
Вапнування води:



При застосуванні соди Na_2CO_3 відбуваються такі реакції:



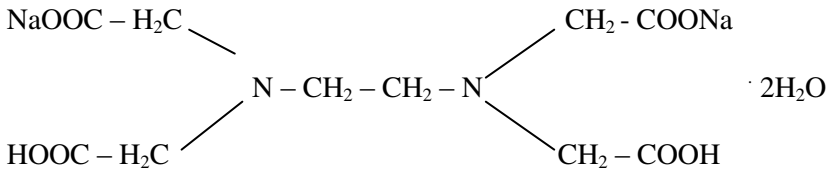
Для усунення твердості методом йонного обміну воду пропускають через катіоніти. При цьому катіони Ca^{2+} , Mg^{2+} , які знаходяться у воді, обмінюються на катіони Na^+ або H^+ , які містяться в катіоніті:



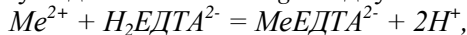
(H_2R застосовують, якщо $T_{H_2O} < 1$ ммоль-екв/л).

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 Ca^{2+} і Mg^{2+} відбувається така реакція:



де: $Me - Ca^{2+}$ або Mg^{2+} .



Стієкі комплекси сполуки утворюються при $pH=10$. Для підтримання такого значення 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 Ca^{2+} і 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: $f_{ЕКВ}(Me^{n+}) = f_{ЕКВ}(ЕДТА) = 1$; $Me(Me^{n+}) = M(Me^{n+})$, $Me(ЕДТА) = M(ЕДТА)$; $C_n(ЕДТА) = C_m(ЕДТА)$.

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

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

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

Результати трьох дослідів внести в таблицю:

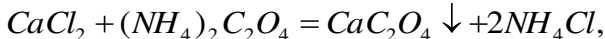
№ з.п.	V_{H_2O} , мл	$V_{ТБ}$, мл	$C_n.ТБ$	T_{H_2O}
1				
2				
3				
Сер.				



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

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

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

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

Кальцієву твердість обчислюють за формулою

$$T_{Ca} = T_{ЗАГ} - T_{Mg} \cdot$$

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

$$X_{Ca^{2+}} = 20,04 \cdot T_{Ca}, \text{ мг/л}; \quad X_{Mg^{2+}} = 12,15 \cdot T_{Mg}, \text{ мг/л}.$$

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.

Запитання для самоконтролю

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?

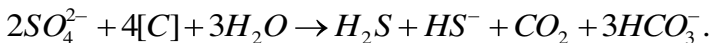
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №7. ВИЗНАЧЕННЯ ЙОНІВ SO_4^{2-} У ВОДІ

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 помірно мінералізованих 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.

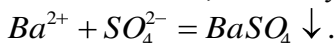
Сульфатні йони - біологічно нестійкі і при відсутності кисню (анаеробні умови) можуть бути відновлені до сірководню. Такий

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 сульфатредукуючих 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 іонів SO_4^{2-} у воді визначають комплексометричним методом за допомогою трилону Б (лаб.роботу №6). 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.

За СанПіН України в питній воді вміст сульфатів не може перевищувати 250 мг/л (додаток, табл.1), для рибогосподарських водойм - не більше 100 мг/л (додаток, табл.4).

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

Запитання для самоконтролю

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. ВИЗНАЧЕННЯ ЙОНІВ ХЛОРУ У ВОДІ

Теоретичний вступ

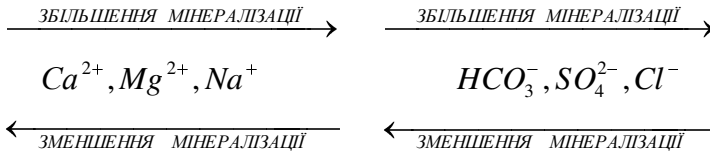
В гідрогенкарбонатних водах переважають йони HCO_3^- і Ca^{2+} , у хлоридних – Cl^- і Na^+ . Йони Mg^{2+} займають проміжне положення між Na^+ та Ca^{2+} , як і йони SO_4^{2-} - між йонами HCO_3^- та Cl^- .

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 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.

Однією з найважливіших закономірностей складу природних вод є зміна концентрацій переважаючих йонів 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, а виділяються у вільному стані організмами тварин.

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

Вміст хлоридів у питній воді не повинен перевищувати 250 мг/л (СанПіН України, додаток, табл.1), а в рибогосподарських водоймах – 300 мг/л (додаток, табл.4). Велика кількість хлоридів надає воді гірко-солоного смаку.

Визначення йонів Cl^{-} засноване на утворенні важкорозчинного аргентум хлориду при титруванні розчинів, які містять йони Cl^{-} , розчином аргентум нітрату. Як індикатор використовують калій хромат K_2CrO_4 .

Після досягнення точки еквівалентності в реакції між йонами Хлору та йонами Аргентуму надлишок йонів Аргентуму утворює з K_2CrO_4 буро-червоний осад Ag_2CrO_4 . Тому кінець реакції зв'язування хлорид-йонів 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-йонів 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 йонів 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.					

Запитання для самоконтролю

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?

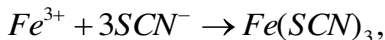
ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №9. ФОТОКОЛОРИМЕТРИЧНЕ ВИЗНАЧЕННЯ ФЕРУМУ

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

(додаток, табл.1). 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 (додаток, табл.2).

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



в результаті якої утворюється яскравочервоний 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.

Запитання для самоконтролю

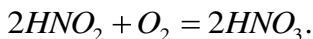
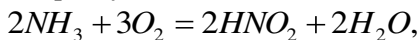
1. До якої категорії належать йони Fe^{2+} та Fe^{3+} в природних водах за класифікацією О.Альокіна?
2. На чому засноване фотоколориметричне визначення Феруму в природних водах?
3. На що вказує високий вміст Феруму в поверхневих водах?
4. Яка гранично допустима концентрація Феруму в питній воді і у воді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

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №10. ВИЗНАЧЕННЯ У ВОДІ НІТРОГЕНУ АМОНІАКУ

Теоретичний вступ

Нітрогенвмісні речовини (амоніак, нітритна та нітратна кислоти) утворюються у воді у більшості випадків в результаті розкладання білкових сполук, які потрапляють в неї з стічними водами, тому можуть свідчити про забруднення води.

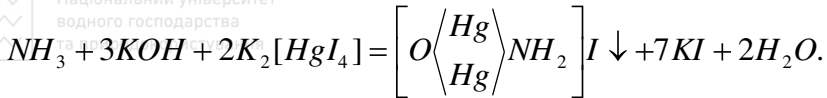
Розчинений у воді амоніак при окисненні киснем повітря під дією бактерій *Nitrosomonas* і *Nitrobacter* поступово перетворюється в нітритну, а потім в нітратну кислоти:



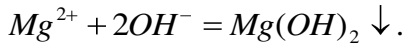
Перша стадія окиснення відбувається значно швидше, ніж друга.

Нітроген амоніаку визначають за допомогою реактиву Несслера ($K_2[HgI_4] + KOH$) в присутності сегнетової солі – калій натрій тартрату $KNaC_4H_4O_6 \cdot 4H_2O$.

Реакція амоніаку (або солі амонію) з реактивом Несслера відбувається за рівнянням



Внаслідок реакції утворюється йодид меркурамонію. При малих концентраціях амоніаку у воді (до 2 мг/л Нітрогену амоніаку) розчин забарвлюється в жовтий колір, а при великих концентраціях з'являється червоно-бурий осад. Сегнетову сіль додають для відвернення побічної реакції між Mg^{2+} та OH^- :



тому що магній гідроксид заважає колориметруванню.

Експериментальна частина

Прискорений метод

У пробірку наливають 10 мл досліджуваної води, додають 0,5 мл 50%-ного розчину сегнетової солі та 0,5 мл реактиву Несслера. Через 10 хвилин визначають кількість Нітрогену амоніаку (мг/л) за даними таблиці 6 або порівнянням з еталонними розчинами. Жовте забарвлення або утворення жовто-бурого осаду свідчить про присутність амоніаку.

Таблиця 6
Вміст Нітрогену амоніаку в залежності від забарвлення досліджуваного розчину

Забарвлення при спостереженні збоку	Забарвлення при спостереженні зверху	Вміст Нітрогену амоніаку (мг/л)
Немає	Немає	0,04
Немає	Ледь помітне	0,08
Ледь помітне	Блідо-жовте	0,2

Продовження табл.6

Світло-жовте	Жовтувате	0,4
Світло-жовте	Світло-жовте	0,8
Світло-жовте	Жовте	2,0
Жовте	Інтенсивно жовто-буре	4,0

Приготування серії еталонних розчинів

Для приготування серії еталонних розчинів використовується стандартний розчин NH_4Cl .



Розчин А. Розчиняють в бідистиляті 3,819 г амоній хлориду ч.д.а. і доводять об'єм розчину до 1 л. 1 мл цього розчину містить 1 мг *N*. З цього розчину готують розчин Б.

Розчин Б. 10 мл розчину А доводять до 1 л бідистилятом. 1 мл робочого стандартного розчину містить 0,01 мг *N*.

Еталонні розчини готують в мірних колбах на 50 мл.

Заливають стандартний розчин Б в бюретку. У мірну колбу на 50 мл точно відмірюють з бюретки необхідний об'єм стандартного розчину, доливають дистильовану воду до мітки, перемішують.

Наливають у пробірки по 10 мл еталонних розчинів, додають 0,5 мл 50%-ного розчину сегнетової солі та 0,5 мл реактиву Несслера.

Забарвлення досліджуваної води порівнюють з забарвленням еталонних розчинів.

Для кожного з еталонних розчинів обчислюють: масу $m(N)$, мг; масову концентрацію $\rho(N)$, мг/л:

$$m(N) = T(N) \cdot V_{ст.},$$

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

$$\rho(N) = \frac{m(N)}{V_K},$$

де V_K – об'єм колби, л; $V_K = 0,5$ л.

Результати обчислень подати в табличній формі за зразком:

№ пробірки	1	2	3	4	5	Досліджувана вода
V стандартного розчину, мл	0,2	0,4	0,8	1,0	2,0	
$m(N)$, мг						
Масова концентрація Нітрогену $\rho(N)$, мг/л						

Запитання для самоконтролю

1. Які неорганічні речовини природних вод належать до нітрогеновмісних?
2. В результаті яких процесів вони утворюються в природних водах?
3. Яка реакція лежить в основі визначення Нітрогену амоніаку?
4. Яку речовину використовують для приготування серії еталонних розчинів при колориметричному визначенні Нітрогену амоніаку?



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №11. ВИЗНАЧЕННЯ НІТРОГЕНУ АМОНІАКУ ФОТОКОЛОРИМЕТРИЧНИМ МЕТОДОМ

Теоретичний вступ

Суть методу полягає в тому, що інтенсивність поглинання світла пропорційна інтенсивності забарвлення і характеризується оптичною густиною, а інтенсивність забарвлення залежить від концентрації. За законом Бугера-Ламберта-Бера:

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

де: D_{CT} , D_X – оптична густина відповідно стандартного та досліджуваного розчину; C_{CT} , C_X – концентрація (мг/л) відповідного стандартного і досліджуваного розчинів.

Експериментальна частина

В колбу ємністю 100 мл наливають 50 мл досліджуваної води, 1 мл 50%-ного розчину сегнетової солі, 1 мл реактиву Несслера і перемішують. Через 10 хвилин розчин фотоколориметрують: визначають оптичну густина D в кюветі ($l=30$ мм) при синьому світлофільтрі №4. Після цього фотоколориметрують два стандартних розчини NH_4Cl з концентрацією Нітрогену амоніаку 0,1 мг/л і 0,2 мг/л, до яких додають ті ж самі реактиви. Визначають оптичну густина ($D_{1ст.}$ і $D_{2ст.}$).

Вміст Нітрогену амоніаку C_X розраховують для кожного з стандартних розчинів за формулою

$$C_X = \frac{D_X \cdot C_{CT}}{D_{CT}} \text{ (мг/л)}.$$

Потім знаходять середнє значення.

Результати дослідів подати у табличній формі за зразком:

Досліджуваний об'єкт	$V_{CT, РОЗЧИНУ}$, МГ	$m(V)$, МГ	$C(N)$, МГ/Л	D
Стандартний розчин 1				
Стандартний розчин 2				
Досліджувана вода				D_{X1} D_{X2} $D_{СЕР.}$

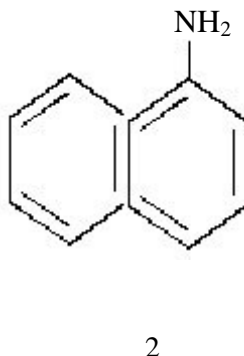
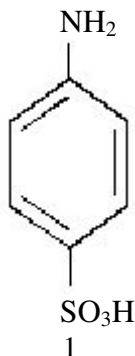


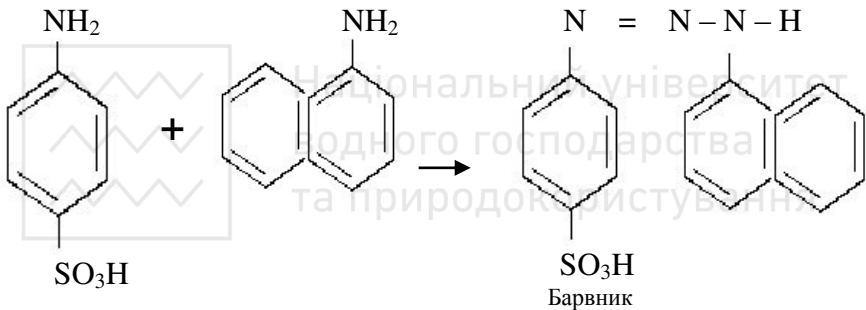
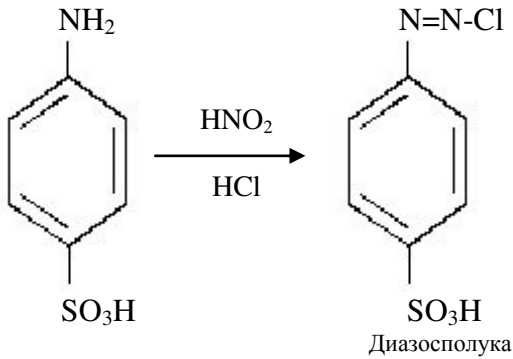
1. В чому полягає сутність фотоколориметричного методу визначення Нітрогену амоніаку?
2. Який закон лежить в основі цього методу? Як він формулюється?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №12. ВИЗНАЧЕННЯ НІТРОГЕНУ НІТРИТІВ

Теоретичний вступ

Нітрити – це солі нітритної кислоти HNO_2 . Їх визначення проводять за допомогою реактиву Грисса (суміш розчинів сульфанілової кислоти (1) та α -нафтиламіну(2) в розбавленій ацетатній кислоті. 0,5 г сульфанілової кислоти і 0,25 г α -нафтиламіну окремо розчиняють при нагріванні в 150 мл 12%-ного розчину ацетатної кислоти. Ці речовини у відсутності нітриту між собою не реагують. У присутності нітриту вони утворюють барвник рожевого кольору. Кількісне визначення Нітрогену нітритів можна проводити при його вмісті до 0,8 мг/л. При більшому вмісті досліджувану воду необхідно розбавляти.





Реакція відбувається в дві стадії. Спочатку утворюється діазосполука при дії на сульфанілову кислоту нітриту, який в ацетатнокислому середовищі переходить в нітритну кислоту.

Ця діазосполука реагує з α -нафтиламіном і утворюється барвник.

Гранично допустима концентрація в рибогосподарських водоймах $N\text{-NO}_2$ (мг/л) – 0,02, а в питній воді за СанПіН України – нітрити відсутні (додаток, табл.4, 1).

Експериментальна частина Прискорений метод

До 10 мл досліджуваної води в пробірку додають 5-6 крапель реактиву Грисса і занурюють пробірку на 5 хвилин у склянку з нагрітою до 70°C водою. Розглядаючи забарвлення, що з'явилося в пробірці, на білому фоні, можна встановити приблизно вміст

Нітрогену нітритів по табл.7 або одержане забарвлення порівняти з еталонними розчинами.

Таблиця 7

Забарвлення при спостереженні збоку	Забарвлення при спостереженні зверху	Вміст Нітрогену нітритів, мг/л
Немає	Немає	Менше 0,001
Ледь помітне рожеве	Ледь помітне рожеве	Менше 0,002
Ледь помітне рожеве	Світло- рожеве	Менше 0,004
Блідо- рожеве	Світло- рожеве	Менше 0,02
Світло- рожеве	Рожеве	Менше 0,04
Рожеве	Яскраво-рожеве	Менше 0,07
Яскраво-рожеве	Червоне	Менше 0,2
Червоне	Яскраво - червоне	Менше 0,4

Приготування серії еталонних розчинів

Для приготування серії еталонних розчинів використовують стандартний розчин натрій нітриту $NaNO_2$.

Розчин А. Розчиняють в дистильованій воді 1,970 г $NaNO_2$ ч.д.а. і доводять об'єм розчину до 1 л. 1 мл цього розчину містить 0,4 мг (N). З цього розчину готують розчин Б.

Розчин Б. 100 мл розчину А доводять до 1 л дистильованою водою. 1 мл робочого стандартного розчину містить 0,04 мг (N).

Еталонні розчини готують в мірних колбах на 50 мл.

Заливають стандартний розчин Б в бюретку. В мірну колбу на 50 мл точно відмірюють з бюретки необхідний об'єм стандартного розчину, доливають дистильовану воду до мітки, перемішують. Наливають в пробірки по 10 мл еталонних розчинів, додають 5-6 крапель реактиву Грисса і занурюють пробірки на 5 хвилин в склянку з нагрітою до $70^{\circ}C$ водою.

Забарвлення досліджуваної води порівнюють з забарвленням еталонних розчинів.

Для кожного з еталонних розчинів обчислити: $m(N)$, мг; масову концентрацію $\rho(N)$, мг/л:

$$m(N) = T(N) \cdot V_{ст.};$$



$$\rho(N) = \frac{m(N)}{V_K},$$

де V_K – об'єм колби, л; $V_K = 0,05$ л.

Результати обчислень представити в табличній формі за зразком:

№ стандартного розчину	1	2	3	4	5	Досліджувана вода
$V_{СТ}$, мл	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	-
$m(N)$, мг						
$\rho(N)$, мг/л						

Запитання для самоконтролю

1. В результаті якої біохімічної реакції утворюються нітрити в природних водах?
2. Який реактив використовують для визначення Нітрогену нітритів? Який його склад?
3. Які реакції лежать в основі цього методу?
4. В чому полягає сутність методу?
5. Які гранично припустимі концентрації Нітрогену нітритів для питної води та для рибогосподарських водойм?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №13. ВИЗНАЧЕННЯ НІТРОГЕНУ НІТРАТІВ

Теоретичний вступ

Нітроген нітратів визначають за допомогою розчину дифеніламіну в сульфатній кислоті (0,5 г дифеніламіну $(C_6H_5)_2NH$ в 100 мл концентрованої сульфатної кислоти, густина якої 1,84 г/мл).

Перед визначенням готують серію еталонних розчинів. Для цього використовують стандартний розчин калій нітрату.

Розчин А. Розчиняють в дистильованій воді 0,7216 г KNO_3 ч.д.а. і доводять об'єм розчину до 1 л. 1 мл стандартного розчину А містить 0,1 мг Нітрогену нітратів.

Розчин В. 100 мл розчину А доводять до 1 л дистильованою водою. 1 мл робочого стандартного розчину містить 0,01 мг Нітрогену нітратів.



Наливають стандартний розчин в бюретку. В мірку колбу на 50 мл точно відмірюють з бюретки необхідний об'єм стандартного розчину, доливають дистильовану воду до мітки, перемішують.

Для кожного з еталонних розчинів обчислюють: масу $m(N)$, мг; масову концентрацію $\rho(N)$, мг/л:

$$m(N) = T(N) \cdot V_{СТ.};$$

$$\rho(N) = \frac{m(N)}{V_K},$$

де $V_{СТ.}$ – об'єм стандартного розчину, мл; V_K – об'єм колби, л.

Результати обчислень подати в табличній формі за зразком:

№ стандартного розчину	1	2	3	4	5	6	Досліджувана вода
$V_{СТ.}$, мл							-
$m(N)$, мг							
$\rho(N)$, мг/л	0,1	0,5	1	2	5	10	

Експериментальна частина

У шість пробірок відбирають піпеткою по 2 мл відповідного розчину калій нітрату, в сьому пробірку наливають 2 мл досліджуваної води. В кожен пробірку додають по 0,1 мл 8%-ного розчину $NaCl$ (щоб збільшити густину розчину), перемішують, а потім обережно по стінці доливають по 2 мл дифеніламіну в сульфатній кислоті.

Забарвлення (синю смужку на межі поділу двох розчинів) порівнюють з забарвленням еталонних розчинів на білому фоні.

Запитання для самоконтролю

1. В результаті якої біохімічної реакції нітрати утворюються в природних водах?
2. Який реактив використовують для визначення Нітрогену нітратів?
3. Який метод лежить в основі визначення нітратів природних вод?
4. Яку речовину використовують для приготування серії еталонних розчинів?



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №14. ВИЗНАЧЕННЯ ПЕРМАНГАНАТНОЇ ОКИСНЮВАНOSTI ВОДИ

Теоретичний вступ

Окиснюваність води – це умовна величина, яка характеризує забруднення води різними речовинами, що можуть окиснюватись. Це, головним чином, речовини органічного походження, а також деякі неорганічні: H_2S , Fe^{2+} , NO_2^- .

Розрізняють перманганатну та біхроматну окиснюваність.

При визначенні перманганатної окиснюваності окисником є $KMnO_4$ в кислому середовищі.

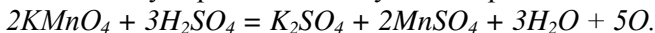
Перманганатна окиснюваність є важливою характеристикою питних та природних вод. Якщо вода забруднена промисловими стоками, визначають біхроматну окиснюваність, що характеризує вміст усіх речовин, що легко та важко окиснюються. В цьому випадку окисником є $K_2Cr_2O_7$.

Окиснюваність виражають в мг кисню, необхідного для окиснення домішок, які містяться в 1 л води. В чистих джерельних та артезіанських водах окиснюваність дорівнює 1,0-2,0 мг O_2 /л.

Окиснюваність річкової води змінюється в широких межах. Високі значення характерні для річок, басейни яких розміщені в болотистих місцевостях.

Перманганатна окиснюваність для питної води не повинна перевищувати 4 мг O_2 /л, для води коропових господарств - 15 мг O_2 /л, а для форелевих – 10 мг O_2 /л.

Метод визначення перманганатної окиснюваності заснований на тому, що розчин калій перманганату $KMnO_4$ в присутності речовин, що можуть окиснюватись, виділяє кисень, який використовується на окиснення. В кислому середовищі відбувається реакція

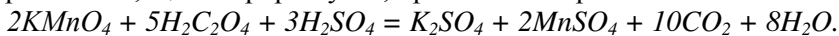


Експериментальна частина

Відбирають мірною колбою або піпеткою 100 мл досліджуваної води, переносять її в конічну колбу на 250 мл. Потім додають 5 мл розчину сульфатної кислоти (1:3), після чого доливають з бюретки точно 25 мл 0,01 н. розчину $KMnO_4$.

Колбу нагрівають на електроплитці до початку кипіння і підтримують кипіння точно 10 хвилин. Частина калій перманганату

витрачається на окиснення органічних речовин, що містяться у воді. Для того, щоб визначити, яка частина калій перманганату залишилась невитраченою, після закінчення кипіння колбу знімають з плитки, доливають з бюретки точно 25 мл 0,01н. розчину щавлевої кислоти $H_2C_2O_4$ і перемішують. Щавлева кислота відновлює калій перманганат, що не прореагував, і розчин знебарвлюється:



До знебарвленого розчину додають краплями з бюретки калій перманганат до появи блідорожевого забарвлення.

Окиснюваність води (X) в мг/л кисню визначають за формулою

$$X = \frac{8[(V + V_1) \cdot C_{H.1.} - V_2 C_{H.2.}] \cdot 1000}{V_{H_2O}} \quad (\text{мг } O_2/\text{л}),$$

де V - об'єм розчину $KMnO_4$, доданого до кип'ятіння, мл; V_1 - об'єм того ж самого розчину, доданого після кип'ятіння, мл; V_2 - об'єм розчину $H_2C_2O_4$, мл; V_{H_2O} - об'єм води, взятої для титрування, мл; $C_{H.1.}$ - нормальність розчину $KMnO_4$; $C_{H.2.}$ - молярна концентрація еквівалента (нормальність розчину) щавлевої кислоти; 8 - молярна маса еквівалента кисню.

Результати представити в табличній формі за зразком:

V_{H_2O} , мл	V_{KMnO_4} , мл	$V_1_{KMnO_4}$, мл	$C_{H.1.}$ $KMnO_4$	V_2 $C_2H_2O_4$, мл	$C_{H.2.}$ $C_2H_2O_4$	$M_E(O)$	X , мг $O_2/\text{л}$

Запитання для самоконтролю

1. Що характеризує окиснюваність води?
2. Які речовини зі складу природних вод належать до таких, що можуть окиснюватись?
3. В яких одиницях виражають окиснюваність води?
4. Яка окиснюваність є важливою характеристикою питних та природних вод?
5. Яку окиснюваність визначають для вод, забруднених промисловими стоками?
6. Які вимоги щодо окиснюваності питної води і вод, що надходять в стави коропових та форелевих господарств?
7. На чому заснований метод визначення парманганатної окиснюваності води? Яка відбувається реакція?



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №15. ВИЗНАЧЕННЯ ВІЛЬНОЇ 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.

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.				

Запитання для самоконтролю

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?

ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №16.

ВИЗНАЧЕННЯ ЗВ'ЯЗАНОЇ КАРБОНАТНОЇ КИСЛОТИ

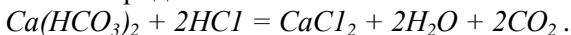
Теоретичний вступ

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



воді хлоридною кислотою. Гідрогенкарбонати при цьому перетворюються в хлориди



Експериментальна частина

В кінчну 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.				

Запитання для самоконтролю

1. В якому інтервалі pH у природних водах знаходяться в рівновазі вільна карбонатна кислота та гідрогенкарбонати?
2. При яких значеннях pH у воді містяться тільки гідрогенкарбонати?
3. В якому інтервалі pH гідрогенкарбонати знаходяться в рівновазі з карбонатами?
4. При яких значеннях pH переважаючою формою є карбонат-іони?



ЛАБОРАТОРНА РОБОТА №17. ВИЗНАЧЕННЯ СТАБІЛЬНОСТІ ВОДИ ПО ВІДНОШЕННЮ ДО БЕТОНУ

Теоретичний вступ

Всі форми карбонатної кислоти у воді пов'язані карбонатно-кислотою рівновагою:

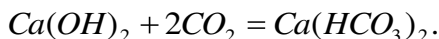
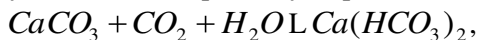


Основна карбонатна система природних вод при середніх значеннях pH : $H_2O + CO_2 \rightleftharpoons H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$. Вона має буферні властивості і забезпечує постійність pH природних вод. Для прісних природних вод найважливішим чинником, який формує хімічний склад води, є карбонатно-кальцієва система $CaCO_3 + CO_2 + H_2O \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2$. Від стану рівноваги між елементами цієї системи залежить процес розчинення або нагромадження карбонатних порід.

Якщо у воді є одночасно вільна карбонатна кислота та гідрогенкарбонати, то в стані рівноваги певному вмісту гідрогенкарбонат-йонів відповідає певна кількість вільної карбонатної кислоти, яку називають рівноважною. Якщо вміст вільної карбонатної кислоти буде більший за той, що відповідає стану рівноваги $Ca^{2+} + 2HCO_3^- < CO_2 + CaCO_3 + H_2O$, то відповідно до принципу Ле Шательє частина вільної карбонатної кислоти буде взаємодіяти з кальцій карбонатом і переводити його в гідрогенкарбонат. Надлишок вільної карбонатної кислоти над рівноважною називають агресивною карбонатною кислотою. Коли вміст у воді вільної карбонатної кислоти менший за рівноважний з гідрогенкарбонатами $Ca^{2+} + 2HCO_3^- > CO_2 + CaCO_3 + H_2O$, то рівновага зсувається вправо. Утворюється вільна карбонатна кислота і карбонат-йони. Надлишок карбонат-йонів взаємодіє з йонами Ca^{2+} з утворенням важкорозчинного кальцій карбонату.

Води, в яких існує основна карбонатна рівновага, називають **стабільними**. Вони не змінюють свого складу при контакті з карбонатами.

Води, які містять надлишок вільної карбонатної кислоти над рівноважною, називають **агресивними**. Такі води руйнують карбонатні складові. Агресивна дія цих вод виражається в розчиненні кальцій карбонату та кальцій гідроксиду за рівняннями

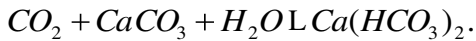




Води, які містять надлишкову кількість (над рівноважною) гідрогенкарбонатів, тобто мають підвищену лужність, називають **нестабільними**. Карбонатна рівновага в таких водах зміщена в напрямку розкладання гідрогенкарбонатів. При наявності йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} в нестабільній воді відкладаються кальцій та магній карбонати.

Для визначення стабільності води по відношенню до бетону використовують метод карбонатних досліджень. Нестабільність води характеризують зміною кількості зв'язаної карбонатної кислоти після контакту досліджуваної води з кальцій карбонатом.

Якщо вода стабільна, то в ній не буде розчинятися кальцій карбонат. Якщо вода агресивна, то прореагує з кальцій карбонатом, і деяка кількість CO_2 зв'яжеться в кальцій гідрогенкарбонат:



Отже, кількість зв'язаної карбонатної кислоти після контакту агресивної води з кальцій карбонатом збільшиться. Якщо кількість зв'язаної карбонатної кислоти при цьому зменшиться, то вода була перенасичена кальцій карбонатом.

Значення показника стабільності води виражають у вигляді дробу, чисельником якого є кількість зв'язаної карбонатної кислоти досліджуваної води, а знаменником – кількість зв'язаної карбонатної кислоти після насичення води кальцій карбонатом

$$K_{ст.} = \frac{X_{пюч.}}{X_{нас.}}$$

Якщо: $K_{ст.}=1$ – вода стабільна;

$K_{ст.}>1$ – вода схильна до відкладання $CaCO_3$;

$K_{ст.}<1$ – вода агресивна.

Експериментальна частина

У дві колби ємністю 0,5 л вливають по 400 мл досліджуваної води, в кожену з них всипають по 15 г порошкоподібного кальцій карбонату, закривають гумовими корками і збовтують протягом години. Потім обережно зливають з осадів воду в інші колби, відбирають по 100 мл відстоюної води і визначають в них вміст зв'язаної карбонатної кислоти (лабораторна робота №16). Окрім того, визначають вміст зв'язаної карбонатної кислоти у досліджуваній воді в природному стані, а потім за формулою розраховують показник стабільності і роблять висновок.

Результати дослідів представити в табличній формі за зразком:

№ з.п.	V_{H_2O} , МЛ	V_{HCl} , МЛ	$C_{H.NCl}$, ММОЛЬ-ЕКВ/Л	$X_{Поч.}$, МГ/Л	$X_{НАС.}$, МГ/Л	$K_{СТ}$
1						
2						
Сер.						

Запитання для самоконтролю

1. Яку карбонатну систему називають рівноважною, а яку – агресивною?
2. Які води називають стабільними, нестабільними, агресивними?
3. Як визначають показник стабільності ($K_{СТ}$)?
4. Які значення має $K_{СТ}$, якщо вода стабільна, нестабільна, агресивна?

ІІІ. РОЗРАХУНКОВІ РОБОТИ

РОЗРАХУНКОВА РОБОТА №1.

ДОСЛІДЖЕННЯ СКЛАДУ ПРИРОДНИХ ВОД І ОЦІНКА ЇХ ПРИДАТНОСТІ ДЛЯ РИБОГОСПОДАРСЬКОЇ ДІЯЛЬНОСТІ

Теоретичний вступ

Природні води характеризуються:

1. Мінералізацією – сумою всіх знайдених при аналізі мінеральних речовин в мг/л або г/кг (при сумі більше одного г/кг), які містяться у даній воді або сумою йонів ($\sum i$), тобто сумою всіх видів йонів в мг/л або г/кг, концентрація яких більша за 0,1 мг/л.

За ступенем мінералізації природні води класифікують (за О.Альокінім) так:

- 1) дуже прісні (<0,2 г/л);
- 2) прісні (0,2-1,0 г/л);
- 3) солонуваті (1,0-3,0 г/л);
- 4) солоні (3,0-35,0 г/л);
- 5) перехідні до розсолів (35,0-100,0 г/л);
- 6) розсоли (>100,0 г/л).



2. Лужністю, яка визначається як сума еквівалентних концентрацій аніонів слабких кислот (переважно HCO_3^- і CO_3^{2-}), ммоль-екв/л.

3. Твердістю, яка дорівнює сумі еквівалентних концентрацій катіонів Ca^{2+} і Mg^{2+} у воді, ммоль-екв/л.

4. Окиснюваністю, тобто наявністю речовин, що окиснюються; визначається за кількістю кисню (мг/л), витраченого на їх окиснення в стандартних умовах; розрізняють перманганатну та дихроматну окиснюваність в залежності від окисника (KMnO_4 або $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

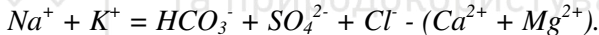
При вираженні концентрації йонів в еквівалентній формі, число еквівалентів катіонів в розчині повинно дорівнювати числу еквівалентів аніонів. При добре виконаному аналізі похибка знаходиться в межах 1%. Якщо похибка більша за 5%, а при значній мінералізації – більша за 3%, то аналіз слід вважати недостатньо точним.

Похибка визначається за формулою

$$\chi = \frac{|\sum a - \sum k|}{\sum a + \sum k} \cdot 100\%,$$

де $\sum a$ – сума аніонів, $\sum k$ – сума катіонів (ммоль-екв/л).

Часто замість визначення йонів Na^+ і K^+ їх розраховують за різницю сум ммоль-еквівалентів визначених аніонів і катіонів:



Для переведення ммоль-екв/л йонів ($\text{Na}^+ + \text{K}^+$) в мг/л застосовують емпіричний коефіцієнт для прісних вод -25, а для мінералізованих – 24.

При вивченні природних вод дуже важливо знати співвідношення між йонами. Для цього використовують відносний вміст йонів, який виражений у відсотках кількості речовини еквівалента йона від загальної суми кількості речовини еквівалентів усіх йонів у даній воді.

Кількість речовини еквівалентів катіонів і аніонів приймається за 100%. Отже, відносний еквівалентний вміст будь-якого з йонів визначається за формулою

$$\%n_E = \frac{a(k) \cdot 100\%}{\sum a + \sum k},$$

де a – вміст аніона, k – вміст катіона (ммоль-екв/л).

Класифікація природних вод за хімічним складом запропонована О.Альокіним. Відповідно до неї природні води поділяють на



три класи за переважаним аніоном: 1) карбонатний або гідрогенкарбонатний (C); 2) сульфатний (S), хлоридний (Cl).

За переважаним катіоном класи діляться на такі групи:

- а) кальцієву (Ca);
- б) магнеєву (Mg);
- в) натрієву (Na);
- г) натрієво-калієву ($Na+K$).

За співвідношенням катіонів та аніонів (ммоль-екв/л) води діляться на такі типи:

I тип: характеризується співвідношенням $HCO_3^- > Ca^{2+} + Mg^{2+}$. До цього типу належать м'які води з переважанням іонів Na^+ та K^+ .

II тип: $HCO_3^- < Ca^{2+} + Mg^{2+} < HCO_3^- + SO_4^{2-}$. До цього типу належать води більшості річок, озер, підземні води з малим і середнім солевмістом.

III тип: $HCO_3^- + SO_4^{2-} < Ca^{2+} + Mg^{2+}$, або $Cl^- > Na^+$. Це води морів, океанів, сильно мінералізовані підземні води.

IV тип: $HCO_3^- = 0$. До цього типу належать кислі води – шахтні, болотні.

Склад води можна охарактеризувати відповідною формулою. Наприклад, гідрогенкарбонатний клас, група Ca , тип II, твердість 5 ммоль-екв/л (з точністю до одиниць), сума іонів 0,4 г/л (з точністю до 0,1 г/л): $C_{II,0,4}^{Ca,5}$.

Склад досліджуваної води можна також виразити формулою Курлова. Формула Курлова – це псевдодріб, у чисельнику якого зліва направо записуються аніони (у відсотках n_E в 1л води) в порядку зменшення. У знаменнику таким же способом записуються катіони. Зліва від дробу дається загальна мінералізація в г/л. Наприклад, склад води Басівкутського озера в період літньо-осінньої межени можна виразити так:

$$0,56 \frac{HCO_3^- 36,7 Cl^- 10,7 SO_4^{2-} 2,7}{Ca^{2+} 32,3 (Na^+ + K^+) 11,7 Mg^{2+} 6,0}$$

Розрахункова частина

I. За середньою багатрочною концентрацією головних іонів заданої водойми визначити:

- 1.1 $\sum i$;
- 1.2 % похибки аналізу йонного складу;
- 1.3 тип води за мінералізацією (сумою іонів);



1.4 клас, групу та тип води за співвідношенням еквівалентних концентрацій йонів (ммоль-екв/л);

1.5 лужність;

1.6 загальну твердість;

1.7 відносний еквівалентний вміст йона ($\% n_E$);

1.8 скласти формулу води з врахуванням класу, групи, типу, твердості і суми йонів.

(Сума йонів записується знизу з точністю до 0,1 г/кг (0,1 г/л), а загальна твердість – зверху з точністю до цілих одиниць (ммоль-екв/л).

1.9 Скласти формулу Курлова.

Дані завдання і розрахунки представити в табличній формі:

Ріка	К а т і о н и						
	Ca^{2+}	Mg^{2+}	$Na^+ + K^+$	HCO_3^-	SO_4^{2-}	Cl^-	Σi
ρ , мг/л							
M , г/моль							
f							
M_E , г/моль-екв							
n_E , ммоль-екв							
$\% n_E$							

II. Визначити придатність води для рибогосподарської діяльності.

Водогосподарська якість води – це перелік нормативних характеристик або їх комплексу, які відповідають природному складу домішок та фізико-хімічним властивостям водного об'єкту і характеризують його придатність для конкретних видів водокористування.

Для оцінки водогосподарської якості води необхідно ознайомитись з нормативними документами класифікацій якості води з метою визначення придатності водного об'єкту для певного виду водокористування. При визначенні придатності води для рибогосподарських потреб необхідно користуватись для порівняння показників якості з вимогами і нормами стандартів (див. додаток, табл.2, 3, 4).

Кожний студент одержує для дослідження певний водний об'єкт (річку). На основі порівняння визначених в першій частині роботи гідрохімічних параметрів з вимогами і нормами стандартів, оцінює якість води щодо придатності її для рибогосподарських потреб.



Дані завдання і розрахунки необхідно представити в табличній формі за наведеним зразком і зробити відповідний висновок.

Порівняння дослідних даних для заданого водного об'єкту з величинами стандартів якості води, що надходить в стави корошових господарств

№ з.п.	Досліджувані гідрохімічні параметри	Дослідні данні	Вимоги стандарту (ДЕСТ 15-282-83) до якості води для корошових господарств	Вимоги стандарту (ДЕСТ 15-377-87) до якості води для корошових господарств	Гранично-припустимі показники якості води для рибогосподарських водойм	Коефіцієнт порівняння
1	Лужність, ммоль-екв/л					
2	Твердість загальна, ммоль-екв/л					
3	Амоній сольовий NH_4^+ , мг/л					
4	Нітрити, мг/л					
5	Нітрати, мг/л					
6	Фосфати, мг $\text{P}_{\text{мін}}$ /л					
7	Ферум загальний, мг Fe/л					
8	Хлориди, мг/л					
9	Сульфати, мг/л					
10	Мінералізація, мг/л					

Висновок:



Середні багаторічні концентрації основних йонів води річок України в період літньо-осінньої межени, мг/л

Ріка- пункт	К а т і о н и						
	Ca^{2+}	Mg^{2+}	$Na^{+}+K^{+}$	HCO_3^{-}	SO_4^{2-}	Cl^{-}	Σi
1	2	3	4	5	6	7	8
Уж – м.Ужгород	32,2	8,9	7,7	113,7	29,4	17,2	
Зах.Буг – м.Сокаль	95,9	18,5	31,1	291,2	68,7	53,2	
Прут – м.Чернівці	54,3	10,6	18,7	201,2	36,8	28,3	
Стрий – с.Н.Кропивник	38,4	11,0	9,7	145,7	31,6	10,7	
Свіча – с.Зарічне	26,0	7,8	15,5	79,2	30,3	24,7	
Ломниця – с.Перевозець	24,4	6,9	8,8	89,5	40,2	15,5	
Півд.Буг – с.Олександрівка	59,5	23,3	30,0	270,6	41,9	36,0	
Тур'я – м.Ковель	84,0	12,1	12,2	283,2	34,9	20,9	
Стохід – с.Малинівка	78,9	16,7	11,1	266,7	36,6	24,8	
Стир – м.Луцьк	71,2	14,7	13,5	252,8	29,9	20,9	
Горинь – с.Оженін	79,4	22,2	17,0	275,3	53,2	22,0	
Случ – м.Сарни	52,4	11,4	12,1	182,5	25,7	19,2	
Десна – м.Чернігів	61,6	12,0	16,1	224,2	24,4	18,5	
Сула – м.Лубни	72,0	31,8	37,2	380,0	44,6	28,6	
Дніпро – м.Київ	47,5	15,4	13,5	169,5	23,4	16,3	



1	2	3	4	5	6	7	8
Тетерів – м.Житомир	61,6	18,0	29,3	214,6	41,9	49,5	
Інгул – с.Новогорожено	100,3	37,3	124,1	312,9	224,1	135,7	
Дністер – м.Галич	41,5	16,2	29,7	110,4	76,4	64,3	
Ворскла – с.Чернеччина	70,2	23,6	51,3	363,9	71,9	25,6	
Сів.Донець – с.Огурцово	112,1	26,4	46,8	377,9	99,5	40,3	
Рось – м.Корсунь-Шевченківський	64,5	21,3	28,5	299,0	25,8	27,2	
Ірпінь – с. Мостище	78,3	16,6	20,5	248,2	34,5	27,9	
Десна – с.Розльоти	58,7	10,3	8,5	169,7	15,5	14,9	
Псел – с.Запселля	92,8	22,9	36,7	345,4	83,7	35,2	
Дністер – м.Могилів-Подільський	58,7	15,2	23,6	172,1	42,7	43,1	

Таблиця 9

Середні багаторічні концентрації $Fe_{ЗАГ}$, NO_3^- , NO_2^- , NH_4^+ , P_{MIN} (мг/л) у водах річок України в період літньо-осінньої межени

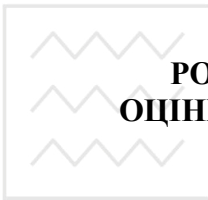
Річка	$Fe_{ЗАГ}$	NO_3^-	NO_2^-	NH_4^+	P_{MIN}
1	2	3	4	5	6
Уж – м.Ужгород	0,22	0,085	0,012	1,070	0,057
Зах.Буг – м.Сокаль	0,19	0,021	0,01	1,020	0,072
Прут – м.Чернівці	0,14	0,071	0,017	0,230	0,042



1	2	3	4	5	6
Стрий – с.Н.Кропивник	0,18	0,016	0,006	0,59	0,052
Свіча – с.Зарічне	0,21	0,025	0,016	0,860	0,048
то хід – с.Перевозець	0,29	0,028	0,017	0,910	0,067
то.Буг – с.Олександрівка	0,25	0,090	0,030	1,870	0,075
Тур'я – м.Ковель	0,18	0,014	0,002	0,730	0,035
то хід – с.Малинівка	0,14	0,018	0,007	0,940	0,080
Стир – м.Луцьк	0,04	0,021	0,005	1,950	0,054
Горинь – с.Оженін	0,13	0,014	0,005	0,780	0,040
Случ – м.Сарни	0,19	0,038	0,008	1,050	0,097
Десна – м.Чернігів	0,15	0,014	0,003	0,240	0,076
Сула – м.Лубни	0,18	0,053	0,004	0,280	0,057
Дніпро – м.Київ	0,11	0,025	0,003	1,200	0,049
Тетерів – м.Житомир	0,11	0,046	0,004	1,360	0,111
Інгул – с.Новогорожено	0,19	0,053	0,007	-	0,117
Дністер – м.Галич	0,22	0,028	0,026	0,890	0,050
Ворскла – с.Чернечина	0,12	0,150	0,009	0,290	0,081
Сів.Донець – с.Огурцово	0,16	0,30	0,051	0,150	0,132



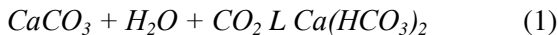
1	2	3	4	5	6
Рось – м.Корсунь-Шевченківський	0,27	0,018	0,003	0,740	0,050
Ірпінь – с. Мостище	0,18	0,039	0,002	0,560	0,063
Десна – с.Розльоти	0,26	0,030	0,004	-	0,060
Псел – с.Запселля	0,14	0,120	0,014	0,220	0,066
Дністер – м.Могилів-Подільський	0,26	0,023	0,007	0,340	0,027



РОЗРАХУНКОВА РОБОТА №2. ОЦІНКА СТІЙКОСТІ КАРБОНАТНО-КАЛЬЦІЄВОЇ СИСТЕМИ

Теоретичний вступ

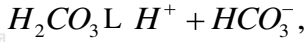
Якщо в природній воді знаходяться вільна карбонатна кислота, йони Ca^{2+} і HCO_3^- , а в твердій фазі – $CaCO_3$, то між ними існує рівновага



Переважаання прямої реакції свідчить про розчинення вапняків під дією CO_2 , зворотної – про накопичення карбонатних порід за рахунок розкладання кальцій гідрогенкарбонату. Розчинення твердої фази $CaCO_3$ у воді відбувається в межах її розчинності

$$[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = DP_{CaCO_3} \quad (2)$$

За наявності у воді надлишку CO_2 слабorozчинний $CaCO_3$ переходить в більш розчинний кальцій гідрогенкарбонат за рівнянням (1) доки не настане рівновага. Кількісна залежність у рівновазі визначається розчинністю твердої фази $CaCO_3$ (2) і дисоціацією карбонатної кислоти за першим і другим ступенем:



звідки $[H^+] = K_1 \cdot \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$ (3)



звідки $K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$. (4)

З рівняння (2): $[CO_3^{2-}] = \frac{DP_{CaCO_3}}{[Ca^{2+}]}$.

Підставимо значення $[H^+]$ і $[CO_3^{2-}]$ в рівняння (4), тоді одержимо:

$$\frac{[HCO_3^-] \cdot [Ca^{2+}]}{[H_2CO_3]} = \frac{K_1}{K_2} DP_{CaCO_3} = K. \quad (5)$$

Після введення коефіцієнтів активності йонів і враховуючи, що в природних водах з малою мінералізацією $[H_2CO_3] \approx G [CO_2]$ і $f_{H_2CO_3} = 1$, стійкість карбонатно-кальцієвої системи оцінюється такими рівняннями:

$$K_E = \frac{f_{HCO_3^-}^2 \cdot [HCO_3^-]^2 \cdot f_{Ca^{2+}} \cdot [Ca^{2+}]}{[CO_2]}; \quad (6)$$

$$K_T = \frac{K_1}{K_2} DP_{CaCO_3}, \quad (7)$$

де $f_{HCO_3^-}$ і $f_{Ca^{2+}}$ коефіцієнти активності відповідно гідрогенкарбонат-йонів і йонів Кальцію; $[HCO_3^-]$, $[Ca^{2+}]$ і $[CO_2]$ – рівноважні молярні концентрації відповідних йонів і вільного карбон(IV) диоксиду у воді; $K_1 = K_{H_2CO_3}$ і $K_2 = K_{HCO_3^-}$, відповідно перша і друга константи дисоціації карбонатної кислоти, DP_{CaCO_3} – добуток розчинності $CaCO_3$. Рівняння (6) і (7) дозволяють зробити такі висновки:

- якщо при підстановці в рівняння аналітичних концентрацій йонів Кальцію, гідрогенкарбонат-йонів і вільної карбонатної кислоти

$\frac{K_E}{K_T} > 1$ (K_E – експериментальний коефіцієнт, знайдений при

підстановці аналітичних даних, K_T – теоретичний коефіцієнт, який є



відомою величиною для даної рівноважної системи), то розчин містить надлишок $Ca(HCO_3)_2$;

- якщо $\frac{K_E}{K_T} = 1$, то карбонатно-кальцієва система знаходиться в рівновазі;

- якщо $\frac{K_E}{K_T} < 1$, то вода містить надлишок CO_2 .

Наближено можна вважати, що в розбавлених розчинах коефіцієнт активності йона залежить від заряду йона і йонної сили розчину μ , яка дорівнює півсумі добутку молярної концентрації (C_M) кожного йона на квадрат його заряду (z):

$$\mu = 0,5(C_1 z_1^2 + C_2 z_2^2 + \dots + C_n z_n^2) = 0,5 \sum_{i=1}^n C_i z_i^2. \quad (8)$$

Якщо $\mu < 0,02$, то коефіцієнт активності йона в розбавленому розчині можна обчислювати за формулою

$$\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{\mu}. \quad (9)$$

Якщо йонна сила розчину $0,02 < \mu < 0,1$, то коефіцієнт активності розраховують за формулою Дебая-Хюккеля:

$$\lg f = \frac{-A z^2 \sqrt{\mu}}{1 + \alpha B \sqrt{\mu}}, \quad (10)$$

де A, B – константи розчинника; z – заряд йона; μ – йонна сила розчину; α – величина, яка залежить від ефективного діаметра йона (додаток, табл.5, 6, 7).

Розрахункова частина

Оцінити стан карбонатно-кальцієвої системи заданої річки за середньою багаторічною концентрацією головних йонів. Результати обчислень представити в табличній формі за зразком:

Річка	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Na^+ + K	HCO_3^-	SO_4^{2-}	Cl^-	CO_2	$\sum_{i=1}^{n_2} C_i z_i^2$
ρ , мг/л								
M , г/моль								
C_M , моль/л								



Порядок виконання роботи:

1. Знайти йонну силу розчину за рівнянням (8).
2. Розрахувати коефіцієнти активності йонів Ca^{2+} і гідроген-карбонат-йонів за формулою (9 або 10).
3. Знайти за таблицею (додаток, табл.7) константи карбонатно-кальцієвої рівноваги: $K_{H_2CO_3}$; $K_{HCO_3^-}$; DP_{CaCO_3} .
4. Розрахувати величину K_T за рівнянням (6), використовуючи аналітичні дані.
5. Знайти теоретичну величину K_T з рівняння (7).
6. Оцінити стан карбонатно-кальцієвої системи з відношення K_E до K_T .

РОЗРАХУНКОВА РОБОТА №3. ОЦІНКА СТАНУ СУЛЬФАТНО-КАЛЬЦІЄВОЇ СИСТЕМИ

Теоретичний вступ

Рівновага між твердою фазою $CaSO_4$ і її водним розчином визначається добутком розчинності кальцій сульфату DP_{CaSO_4} . В рівноважній системі $CaSO_4 \rightleftharpoons Ca^{2+} + SO_4^{2-}$ при заданих температурі, тиску і йонно-сольовому складі води величина DP_{CaSO_4} є сталою:

$$DP_{CaSO_4} = f_{Ca^{2+}} [Ca^{2+}] p \cdot f_{SO_4^{2-}} [SO_4^{2-}] p, \quad (1)$$

де $f_{Ca^{2+}}$ і $f_{SO_4^{2-}}$ - коефіцієнти активності йонів; $[Ca^{2+}] p$ і $[SO_4^{2-}] p$ - рівноважні молярні концентрації відповідних йонів.

Коефіцієнти $f_{Ca^{2+}}$ і $f_{SO_4^{2-}}$ визначаються експериментально в залежності від йонно-сольового складу розчину (див.розрахункову роботу2).

Якщо при підстановці в рівняння (1) фактично знайдених концентрацій Ca^{2+} і SO_4^{2-} $\frac{DP_{ЕКСП.}}{DP_{CaSO_4 ТЕОР.}} > 1$, то вода перенасичена

йонами і рівновага зміщена вліво; якщо $\frac{DP_{ЕКСП.}}{DP_{CaSO_4 ТЕОР.}} < 1$, то



рівновага системи зміщена вправо, і вода є агресивною по відношенню до гіпсу. При рівності експериментального і теоретичного коефіцієнтів система $CaSO_4 - H_2O$ знаходиться в рівноважному стані.

Нестачу або надлишок кальцій сульфату в природних водах в молярній формі можна визначити за рівняннями:

$$[CaSO_4_{НАДЛ.}] = 0,5([Ca^{2+}] + [SO_4^{2-}] - \sqrt{([Ca^{2+}] - [SO_4^{2-}])^2 + 4[Ca^{2+}]p \cdot [SO_4^{2-}]p}), \quad (2)$$

$$[CaSO_4_{НЕСТ.}] = 0,5(\sqrt{([Ca^{2+}] - [SO_4^{2-}])^2 + 4[Ca^{2+}]p \cdot [SO_4^{2-}]p} - [Ca^{2+}] - [SO_4^{2-}]), \quad (3)$$

де $[Ca^{2+}]$, $[SO_4^{2-}]$ - молярні концентрації йонів у розчині; $[Ca^{2+}]p - [SO_4^{2-}]p$ - рівноважні молярні концентрації йонів у даному розчині.

Добуток $[Ca^{2+}]p \cdot [SO_4^{2-}]p$ знаходиться з рівняння (1). Кількість йонів Кальцію і сульфат-йонів, яка залишилась у розчині після осадження надлишку $CaSO_4$, визначається за формулами:

$$[Ca^{2+}]p = [Ca^{2+}] - [CaSO_4]_{НАДЛ.}; \quad (4)$$

$$[SO_4^{2-}] = [SO_4^{2-}] - [CaSO_4]_{НАДЛ.}. \quad (5)$$

Дані завдання і розрахунки внести у таблицю за зразком:

Річка $t^{\circ}C=$	Ca^{2+}	Mg^{2+}	$Na^+ +$ K^+	HCO_3^-	SO_4^{2-}	Cl^-	Σi
ρ , мг/л							
M , г/моль							
C_M , моль/л							



Абіотичні чинники - кліматичні та фізико-хімічні чинники: температура, світло, водообмін, прозорість води, її каламутність, мінералізація, газовий режим (вміст кисню, вуглекислого газу, рН), біогенні елементи, мікроелементи, органічна речовина в зваженому та розчиненому стані.

Автохтонна – це органічна речовина, яка утворюється головним чином, завдяки життєдіяльності фітопланктону, а також органічна речовина бактерій, зоопланктону і риб.

Агресивні води – це води, які містять надлишок вільної карбонатної кислоти над рівноважною.

Алохтонна – це органічна речовина, яка утворилась за межами даної водойми. В її складі переважає водний гумус – гумусові сполуки та фульвокислоти.

Амфотерні гідроксиди (амфоліти) мають властивості і основ, і кислот, тому взаємодіють з утворенням солей і з кислотами, і з лугами.

Біогенні речовини - це речовини, необхідні для життєдіяльності водних організмів, і є продуктами їх життєдіяльності.

Біотичні чинники – чинники органічного світу, взаємодія між організмами (між хижаками і жертвою), забезпечення їжою.

Буферні розчини – розчини, рН яких не змінюється при додаванні невеликої кількості сильної кислоти або лугу.

Буферна ємність – визначається числом еквівалентів сильної кислоти або лугу, яке треба додати до 1л буферного розчину, щоб змінити рН на одиницю.

Відновні процеси відбуваються у відсутності кисню. Показником його відсутності є наявність двовалентного Феруму.

Вільна карбонатна кислота – це розчинений у воді вуглекислий газ і карбонатна кислота, яка утворилась при взаємодії вуглекислого газу з водою.

Вільна лужність – обумовлена наявністю вільних лугів і розчинених солей – карбонатів, силікатів, сільфідів, рН води $> 8,3$.

Вільна кислотність – та частина загальної кислотності, при якій знижується рН води до 4,5 і нижче. Обумовлена наявністю сильних кислот і солей, утворених слабкими основами і сильними кислотами.

Водневий показник рН характеризує активну кислотність, тобто концентрацію реально присутніх у воді йонів Гідрогену.



Гідроксидний показник рОН характеризує активну лужність, тобто концентрацію реально присутніх у воді гідроксид-йонів.

Гомогенна система – це система, яка складається з однієї фази.

Гетерогенна система – це система, яка складається з декількох фаз.

Гумус – комплекс органічних сполук, який утворюється при недостатньому доступі кисню.

Дисперсні системи – це системи, в яких одна речовина рівномірно розподілена у вигляді частинок різного розміру в іншій.

Добуток розчинності – добуток концентрацій йонів в насиченому розчині малорозчинного електроліту при даній температурі.

Електроліти – речовини, які проводять електричний струм в розчиненому або розплавленому стані.

Зв'язана карбонатна кислота знаходиться у водоймі у вигляді гідроген карбонат – та карбонат - йонів.

Істинний розчин – це однорідна система, в якій розмір частинок менший за 1 нм ($1\text{ нм} = 10^{-9}\text{ м}$).

Йонний добуток води (K_{H_2O}) – добуток молярних концентрацій йонів H^+ та OH^+ для води і всіх водних розчинів. Це величина стала і дорівнює 10^{-14} при 25°C .

Катіонний обмін – результат взаємодії, з одного боку, тонко-дисперсної (глинистої) частини гірських порід, а з другого, - водного розчину, який містить різні катіони.

Кислоти – це електроліти, які дисоціюють в розчинах з відщепленням йонів Гідрогену.

Кислотність води – це вміст у воді речовин, які реагують з лугами – натрій гідроксидом та калій гідроксидом.

Компонент – це кожна хімічно однорідна речовина, яка міститься в системі і може існувати в ізольованому виді після виділення з системи.

Константа дисоціації – константа рівноваги оборотного процесу дисоціації слабкого електроліту.

Кларк – це масовий відсоток вмісту елемента в породі.

Лужність води - це вміст у воді речовин, які реагують з сильною кислотою (НСІ). Звичайно лужність природних вод обумовлена наявністю гідроген карбонатів лужних та лужноземельних металів, і значення рН таких вод не перевищує 8,3.



Міграційна здатність – це здатність йонів переміщуватись у водному середовищі, яка залежить від фізико-хімічних констант йона та умов середовища.

Мікроелементи – елементи, сполуки яких зустрічаються в природних водах в дуже малих кількостях – менше 1мг/л.

Мінералізація - розпад органічної речовини в природних водах, в результаті якого утворюються амоніак, вуглекислий газ і вода.

Мінералізація води – це загальний вміст у воді всіх знайдених під час аналізу мінеральних речовин в мг/л або г/кг (при сумі більше 1 г/кг)

Насичений розчин – це розчин, який перебуває в рівновазі з розчиненою речовиною.

Ненасичений – це розчин, в якому при даних умовах ще може розчинитись деяка кількість речовин.

Нестабільні води – це води, які містять надлишкову кількість (над рівновагою) гідрогенкарбонатів, тобто мають підвищену лужність.

Нітрифікація – це процес, який відбувається під дією бактерій і проходить в дві фази. Перша фаза – перехід NH_4^+ в NO_2^- здійснюється під дією бактерій- нітрифікаторфі (Nitrosomonas). Друга фаза – окиснення нітритних йонів під дією інших бактерій (Nitrobacter) в нітратні.

Окиснюваність води – величина, яка вимірюється кількістю кисню, який витрачається на окислення органічних і деяких неорганічних речовин, що містяться в 1л води.

Окиснювальні процеси – відбуваються в присутності у водах вільного кисню. Показником його присутності є тривалентний Ферум.

Осмоз – це одностороння самовільна дифузія молекул розчинника через напівпроникну мембрану в розчин або з розчину з низькою концентрацією в розчині з високою концентрацією.

Основа – це електроліти, що дисоціюють в розчинах з відщепленням гідроксид-йонів.

Природна кислотність – частина кислотності, яка зумовлена присутністю гумінових та інших слабких кислот, розчинених у воді.

Розчинність – це здатність речовин розчинятись в тому чи іншому розчиннику. Мірою розчинності є маса речовин, яка може розчинитись в 100г розчинника приданій температурі з утворенням насиченого розчину.

Стабільні води – це води, в яких існує основна карбонатна рівновага.



Ступінь дисоціації – це відношення числа моль, що розпались на йони, до загального числа моль в розчині електроліта.

Сульфаторедукція – це відновлення до сірководню сульфатних йонів в анаеробних умовах в присутності органічної речовини під дією бактерій (*Microspira*).

Сума йонів – арифметична сума всіх видів йонів, концентрація яких перевищує 0,1 мг/л, в мг/л або г/л досліджуваної води.

Твердість води – характеризується сумою ммольекв йонів Ca^{2+} та Mg^{2+} , які містяться в одному літрі води.

Твердість залишкова – різниця між карбонатною і тимчасовою твердістю.

Твердість карбонатна обумовлена присутністю гідроген-карбонатів кальцію і магнію.

Твердість некарбонатна – обумовлена наявністю сульфатів, хлоридів та інших солей Ca^{2+} та Mg^{2+} .

Твердість тимчасова – твердість, яка усувається при кип'ятінні.

Фаза – частина системи, відокремлена від інших її частин поверхнею поділу.

РЕКОМЕНДОВАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Алекин О.А.. Основы гидрохимии. – Л.: Гидрометеоздат, 1970.
2. Пелешенко В.І., Хільчевський В.К. Загальна гідрохімія.-К.: Либідь, 1997,-384 с.
3. Горев Л.Н., Пелешенко В.І., Хільчевський В.К. Гідрохімія України. – К.: Вища школа, 1995.
4. Горев Л.Н., Пелешенко В.І.. Основы мелиоративной гидрохимии. – К.: Вища школа, 1991.
5. Возная Н.Ф. Химия воды и микробиология. – М.: Высшая школа, 1976.
6. Кульский Л.А., Строкач П.П. Технология очистки природных вод. – К.: Вища школа, 1986.
7. Никаноров А.И. и др. Справочник по гидрохимии. – Л.: Гидрометеоздат, 1989.
8. Бессонов Н.М., Привезенцев Ю.А.. Рыбохозяйственная гидрохимия. – М.: Агропромиздат, 1987. М.:



9. Моисеев П.А., Ихтиология: Учебник для вузов по специальности 1013 «Ихтиология и рыбоводство». – М.: Легкая и пищевая промышленность, 1981.
10. Галасун П.Т. Довідник рибовода. –К.: 1985.
11. Галасун П.Т. Інтенсифікація рибництва. – К.: Урожай, 1990.
12. Алейкин О.А., Семенов А.Д., Скопинцев Б.А. Руководство по химическому анализу вод суши. – Л.: Гидрометеиздат, 1973.
13. Руководство по химическому анализу поверхностных вод суши. – Л.: Гидрометеиздат, 1977.
14. Унифицированные методы анализа вод. – М.: «Химия», 1973.
15. Лурье Ю.Ю., Рыбникова А.И. Химический анализ производственных сточных вод. – М.: Химия, 1974.
16. Васильев В.П. Аналитическая химия. – т.2. Физико-химические методы анализа. – М.: Высшая школа, 1989.





ДОДАТКИ

Таблиця 1

Порівняння СанПін України зі світовими нормами якості питної води

№ з.п.	Параметр якості	Од. вимір.	СанПін України	ДЕСТ 2874-82	СанПінН Росії	ГДК
1	Алюмній	мкг/дм ³	0,2 (0,5)	0,5	0,5	0,5
2	Каламуть	мкг/дм ³	0,29	1,5 (2)	1,5 (2)	ні
3	Окиснюваність	мкг/дм ³	4	ні	5	ні
4	Твердість	мкг/дм ³	7 (10)	7 (10)	7 (10)	ні
5	Сульфати	мкг/дм ³	250	500	500	500
6	Хлориди	мкг/дм ³	250	350	350	350
7	Хлороформ	мкг/дм ³	60	ні	200	60
8	Пестициди (сума)	мкг/дм ³	0,1	ні	2	4
9	Арсен	мкг/дм ³	0,01	0,05	0,05	0,05
10	Станум	мкг/дм ³	0,01	0,03	0,03	0,03
11	рН	мкг/дм ³	6,5-8,5	6-9	6-9	ні
12	Манган	мкг/дм ³	0,1	0,1	0,1 (0,5)	0,1
13	Ферум	мкг/дм ³	0,3	0,3	0,3 (1,0)	0,3
14	Аніонні ПАВ	мкг/дм ³	відс.	ні	0,5	
15	Нафтопродукти	мкг/дм ³	відс.	0,1	0,1	0,1
16	Феноли	мкг/дм ³	відс.	0,001	0,25 (фенольний індекс)	0,001
17	Цинк	мкг/дм ³	відс.	5	5	1
18	Меркурій		відс.	0,0005	0,0005	0,0005
19	Талій	мкг/дм ³	відс.	0,0001		0,0001
20	Кадмій	мкг/дм ³	відс.	0,001	0,001	0,001
21	Нітрити	мкг/дм ³	відс.	3,3	3	3,3
22	Ціаніди	мкг/дм ³	відс.	0,035	0,035	0,035
23	Хром (+6)	мкг/дм ³	відс.	0,05	0,05	0,05



№ з.п.	Параметр якості	Од. вимір.	Норми ВОЗ	Норми США	Норми Франції	Норми Німеччини
1	Алюмній	мкг/дм ³	0,2	1	0,2	
2	Каламуть	мкг/дм ³	ні	0,58	1,16	
3	Окиснюваність	мкг/дм ³			5	
4	Твердість	мкг/дм ³	ні	ні		
5	Сульфати	мкг/дм ³	250	250	250	240
6	Хлориди	мкг/дм ³	250	400	200	250
7	Хлороформ	мкг/дм ³	200	100	30	
8	Пестциди (сума)	мкг/дм ³	2	3	0,1 (лін-дан)	
9	Арсен	мкг/дм ³	0,01	0,05	0,1	0,01
10	Станум	мкг/дм ³	0,01	0,015	0,05	0,04
11	pH	мкг/дм ³	6,5-8,5	6,5-8,5	6-9	6,5-9,5
12	Манган	мкг/дм ³	0,1	0,05	0,05	0,05
13	Ферум	мкг/дм ³	0,3	0,3	0,2	0,2
14	Аніонні ПАР	мкг/дм ³		0,5	0,5	
15	Нафтопродукти	мкг/дм ³				
16	Феноли	мкг/дм ³	0,001		0,0005	
17	Цинк	мкг/дм ³	3	2	5	
18	Меркурій		0,0001	0,0002	0,0001	0,0001
19	Галій	мкг/дм ³		0,0001		
20	Кадмій	мкг/дм ³	0,003	0,005	0,005	0,005
21	Нітрити	мкг/дм ³	3	3,3	3	0,1
22	Ціаніди	мкг/дм ³	0,07	0,2	0,05	0,05
23	Хром (+6)	мкг/дм ³	0,05	0,05	0,05	0,05



Вимоги до якості води, що надходить у стави коропових та форелевих господарств (ДЕСТ 15-282-83)

Показники	Форелеві господарства	Коропові господарства
Температура, °С	Температура джерела водопостачання не повинна перевищувати >5 ⁰ С порівняно з температурою водойми. Макс. t не більше 20 ⁰ С	“-” Не більше 28 ⁰ С
Колір, запах, смак	Не повинна мати	“-”
Колірність (градуси)	Менше 30	Менше 50
Прозорість, м	Не менше 1,5	Не менше 0,75-1,0
Водневий показник, рН	7,0 – 8,0	7,5 – 8,5
Кисень розчинний, мг/л	Не менше 9	Не менше 5
Вільна карбонатна кислота, мг/л	До 10,0	До 25,0
H ₂ S, мг/л	Відсутній	“-”
Амоніак NH ₃ , мгN/л	Соті частки	“-”
Окиснюваність перманганатна, мгO ₂ /л	До 10,0	До 15,0
Окиснюваність біхроматна, мгO ₂ /л	До 30,0	До 50,0
БСК ₅ , мгO ₂ /л	2,0	3,0
БСК ₅ повне, мгO ₂ /л	3,0	4,5
Нітроген амонійний, мгN/л	1,0	1,5
Нітрити, мгN/л	До сотих	До 0,05
Нітрати, мгN/л	До 2,0	До 2,0
Фосфати, мгP/л	До 0,5	До 0,5
Ферум загальний, мгFe/л	До 0,5	~ 2,0
Fe ²⁺ , мгFe ²⁺ /л	Не більше 0,1	Не більше 0,2
Твердість загальна, ммольекв/л	3,0-7,0	2,0-6,0
Лужність, ммольекв/л	1,5-2,0	1,8-3,5
Мінералізація, мг/л	1000	1000
Завись речовин, мг/л	До 10,0	До 25,0



Загальні вимоги до якості води, що надходить у стави коропових господарств (ДЕСТ 15-372-87)

Показники	Оптимум	Межа для коропових
Колірність в ⁰	30,0-50,0	-
Розчинений кисень, мг/л	Не менше 5,0-7,0	До 0,5-0,7 (заморні явища)
Вуглекислота, мг/л	До 10,0	До 30,0
Сірководень, мг/л	0	0,1
pH	7,0	6,5
Лужність, ммоль-екв/л	1,8-2,0	2,5
Твердість загальна, ммоль-екв/л	5,0-8,0	3,0-5,0
Окиснюваність перманганатна, мгО/л	15,0-20,0	40,0
Амоніак сольовий, мг/л	0,5-1,0	1,5
Нітрити, мг/л	0,5-1,5	15,0
Нітрати, мг/л	1,0-2,0	До 30 (мінерального походження)
Фосфати, мгР ₂ О ₅ /л	0,1-0,4	0,5
Ферум загальний, мгFe/л	1,0-2,0	4,0-5,0
Хлориди, мг/л	5,0-10,0	10,0
Сульфати, мг/л	До 10,0	20,0-30,0
Мінералізація, мг/л	До 1000	До 1500



Гранично-допустимі значення (ГДК) показників
якості води для рибогосподарських водойм

Назва показника	Лімітований показник	Значення, мг/л	Примітка
Розчинний кисень	-	6	Не менше
БСК повне	-	3	-
Нітроген амонійний $N-NH_4^+$	токс.	0,39	амоній сольовий $NH_4^+ = 0,5[1]$
Нітроген нітратний $N-NO_3^-$	с-т.	9,1	$NO_3^- = 40[1]$
Нітроген нітритний $N-NO_2^-$	токс.	0,02	$NO_2^- = 0,08 [1]$
Алюміній	токс.	0,04	[3]
Ферум загальний Fe^{3+}	токс.	0,1	[2]
Кадмій	токс.	0,005	[3]
Калій (катіон)	с-т.	50	[1]
Кальцій (катіон)	с-т.	180	[1]
Капролактам	токс.	0,01	[1]
Co^{2+}	токс.	0,01	[1]
Магній (катіон)	с-т.	40	-
Mn^{2+}	токс.	0,01	[1]
Арсен	токс.	0,05	[1]
Cu^{2+}	токс.	0,001	до природного фону [1]
Натрій (катіон)	с-т.	120	-
Нафтопродукти	рибгосп.	0,05	[1]
Ni^{2+}	токс.	0,01	[1]
Hg^{2+}	токс.	відс. (0,00001)	[1]



Назва показника	Лімітований показник	Значення, мг/л	Примітка
Pb ²⁺	токс.	0,1	[1]
Сірковуглець	токс.	1	[1]
Сульфати (аніон)	с-т.	100	[1]
Феноли (карболова кислота)	рибгосп.	0,001	[1]
Формалін	токс.	0,25	0,1 формальдегіда [1]
Фтор-йон	токс.	0,05	Додатково до фонового вмісту, але не вище сумарного вмісту 0,75
Хлориди (аніон)	с-т.	300	[1]
Cr ³⁺	токс.	0,005	[2]
Cr ⁺⁶	с-т.	0,001	[1]
Zn ²⁺	токс.	0,01	[1]
Ціаніди	токс.	0,05	[1]

Скорочення лімітуючих ознак шкідливості речовин:

„с-т.” – санітарно-токсикологічна;

„сан.” – загальна санітарна;

„рибгосп.” – рибогосподарська.

Література:

1. Загальний перелік ГДК і ОБРВ шкідливих речовин для води рибогосподарських водойм (№ 12-04-11 від 09.08.1990).
2. Додатковий перелік №1 ГДК шкідливих речовин для води рибогосподарських водойм (№ 12-04-11 від 09.08.1990).
3. Наказ Держжитлокомунгоспу України від 30.12.1992 №80, додаток № 2.



Значення констант з рівняння Дебая-Хюккеля у водному розчині при тиску $1013 \cdot 10^2$ Па

$t^{\circ}\text{C}$	A	$B \cdot 10^8$	$t^{\circ}\text{C}$	A	$B \cdot 10^8$
0	0,4883	0,3241	30	0,5130	0,3290
5	0,4921	0,3249	35	0,5175	0,3297
10	0,4960	0,3258	40	0,5221	0,3305
15	0,5000	0,3262	45	0,5271	0,3314
20	0,5042	0,3273	50	0,5319	0,3321
25	0,5085	0,3281	55	0,5371	0,3329

Таблиця 6

Значення α для деяких йонів у водних розчинах

$\alpha \cdot 10^{-8}$	Йони
2,5	$Rb^+, Cs^+, NH_4^+, Ti^+, Ag^+$
3,0	$K^+, Cl^-, Br^-, I^-, NO_3^-$
3,5	$OH^-, F^-, HS^-, BrO_3^-, IO_4^-, MnO_4^-$
4,0-4,5	$Na^+, HCO_3^-, H_2PO_4^-, HSO_3^-, Hq^{2+}, SO_4^{2-}, SeO_4^{2-}, CrO_4^{2-}, HPO_4^{2-}, PO_4^{3-}$
4,5	$Pb^{2+}, CO_3^{2-}, SO_3^{2-}, MoO_4^{2-}$
5,0	$Sr^{2+}, Ba^{2+}, Ra^{2+}, Cd^{2+}, S^{2-}, WO_4^{2-}$
6,0	$Li^+, Ca^{2+}, Cu^{2+}, Zn^{2+}, Sn^{2+}, Mn^{2+}, Fe^{3+}, Ni^{2+}, Co^{2+}$
8,0	Mg^{2+}, Be^{2+}
9,0	H^+, Al^{3+}, Cr^{3+}
11,0	$Th^{4+}, Zr^{4+}, Sn^{4+}$



Значення констант карбонатно-кальцієвої
рівноваги в залежності від температури води

Темпер. води $t^{\circ}\text{C}$	$K_{\text{H}_2\text{CO}_3} \cdot 10^{-8}$	$K_{\text{HCO}_3^-} \cdot 10^{-10}$	$DP_{\text{CaCO}_3} \cdot 10^{-9}$	Темпер. води $t^{\circ}\text{C}$	$K_{\text{H}_2\text{CO}_3} \cdot 10^{-8}$	$K_{\text{HCO}_3^-} \cdot 10^{-10}$	$DP_{\text{CaCO}_3} \cdot 10^{-9}$
0	0,26	0,23	5,50	16	0,38	0,38	4,44
2	0,28	0,25	5,37	18	0,39	0,40	4,31
4	0,29	0,27	5,24	20	0,40	0,42	4,17
5	0,30	0,28	5,18	22	0,42	0,44	4,04
6	0,31	0,29	5,11	24	0,43	0,46	3,90
8	0,32	0,30	4,98	25	0,43	0,47	3,84
10	0,34	0,32	4,84	26	0,44	0,48	3,77
12	0,35	0,34	4,71	28	0,44	0,50	3,64
14	0,36	0,36	4,57	30	0,45	0,51	3,51
15	0,37	0,37	4,51	-	-	-	-

Таблиця 8

Добуток розчинності кальцій сульфату в дистильованій воді
при різних температурах і нормальному тиску

$t^{\circ}\text{C}$	DP_{CaSO_4}	$t^{\circ}\text{C}$	DP_{CaSO_4}
0	$3,22 \cdot 10^{-5}$	18	$3,66 \cdot 10^{-5}$
5	$3,42 \cdot 10^{-5}$	25	$3,72 \cdot 10^{-5}$
10	$3,55 \cdot 10^{-5}$	40	$3,74 \cdot 10^{-5}$



ПЕРЕДМОВА	3
I. ЗАГАЛЬНІ ПИТАННЯ ОРГАНІЗАЦІЇ ЛАБОРАТОРНИХ РОБІТ	4
1.1. Правила виконання лабораторних робіт.....	4
1.2. Техніка безпеки при виконанні лабораторних робіт.....	4
1.3. Методи відбору, консервації і зберігання проб води.....	5
1.4. Основні типи аналізу води.....	8
II. ЛАБОРАТОРНІ РОБОТИ	9
Лабораторна робота №1 „Визначення фізичних показників якості води”.....	9
Запитання для самоконтролю.....	14
Лабораторна робота №2 „Якісне дослідження природної води”.....	15
Запитання для самоконтролю.....	26
Лабораторна робота №3 „Визначення активної реакції води (рН)”.....	27
Запитання для самоконтролю.....	33
Лабораторна робота №4 „Визначення загальної лужності і карбонатної твердості води”.....	33
Запитання для самоконтролю.....	35
Лабораторна робота №5 „Визначення кислотності води”.....	35
Запитання для самоконтролю.....	37
Лабораторна робота №6 „Визначення загальної кальцієвої та магнієвої твердості води комплексонометричним методом”.....	37
Запитання для самоконтролю.....	42
Лабораторна робота №7 „Визначення йонів SO_4^{2-} у воді”.....	42
Запитання для самоконтролю.....	44
Лабораторна робота №8 „Визначення йонів Хлору у воді”.....	44
Запитання для самоконтролю.....	46
Лабораторна робота №9 „Фотоколориметричне визначення Феруму”.....	46
Запитання для самоконтролю.....	49
Лабораторна робота №10 „Визначення у воді Нітрогену амоніаку”.....	49
Запитання для самоконтролю.....	51
Лабораторна робота №11 „Визначення Нітрогену амоніаку фотоколориметричним методом”.....	52



Запитання для самоконтролю.....	53
Лабораторна робота №12 „Визначення Нітрогену нітритів”.....	53
Запитання для самоконтролю.....	56
Лабораторна робота №13 „Визначення Нітрогену нітратів”.....	56
Запитання для самоконтролю.....	57
Лабораторна робота №14 „Визначення перманганатної окиснюваності води”.....	58
Запитання для самоконтролю.....	59
Лабораторна робота №15 „Визначення вільної карбонатної кислотності”.....	60
Запитання для самоконтролю.....	61
Лабораторна робота №16 „Визначення зв’язаної карбонатної кислоти”.....	61
Запитання для самоконтролю.....	62
Лабораторна робота №17 „Визначення стабільності води по відношенню до бетону”.....	63
Запитання для самоконтролю.....	65
ІІІ. РОЗРАХУНКОВІ РОБОТИ.....	65
Розрахункова робота №1 „Дослідження складу природних вод і оцінка їх придатності для рибогосподарської діяльності”.....	65
Розрахункова робота №2 „Оцінка стійкості карбонатно-кальцієвої системи”.....	73
Розрахункова робота №3 „Оцінка стану сульфатно-кальцієвої системи”.....	76
ІV. ТЕРМІНОЛОГІЧНИЙ СЛОВНИК.....	78
V. РЕКОМЕНДОВА ЛІТЕРАТУРА.....	81
VI. ДОДАТКИ.....	83

