

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ  
Київський національний університет будівництва і архітектури

# **ХІМІЯ ВОДИ ТА МІКРОБІОЛОГІЯ**

Методичні вказівки  
до виконання лабораторних робіт  
для студентів спеціальностей  
192 «Будівництво та цивільна інженерія»  
і 194 «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології»  
освітнього рівня «бакалавр»

Київ 2023

УДК 628.1

X46

Укладач Т. В. Аргатенко, канд. техн. наук, доцент

Рецензент О. В. Терновцев, канд. техн. наук, доцент

Відповідальний за випуск В. П. Хоружий, д-р техн. наук,  
професор

*Затверджено на засіданні кафедри водопостачання та  
водовідведення, протокол № 7 від 15 лютого 2023 року.*

В авторській редакції.

**Хімія** води та мікробіологія : методичні вказівки до виконання  
X46 лабораторних робіт / уклад. Аргатенко Т. В. – Київ : КНУБА, 2023. –  
40 с.

Наведено методики виконання деяких видів хімічного та  
технологічного аналізів природних і стічних вод.

Призначено для здобувачів першого (бакалаврського) освітнього  
рівня, які навчаються за спеціальностями 192 «Будівництво та  
цивільна інженерія» за освітньою програмою «Водопостачання та  
водовідведення» та 194 «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія  
та водні технології» за освітньою програмою «Водогосподарське  
будівництво і управління водними ресурсами та системами».

© КНУБА, 2023

## ЗМІСТ

Загальні положення.....	4
1. Види аналізів води.....	5
1.1. Хімічний аналіз води.....	5
1.2. Бактеріологічний аналіз води.....	10
1.3. Технологічний аналіз води.....	10
Лабораторна робота № 1. Визначення фізичних показників якості води та рН.....	12
Лабораторна робота № 2. Визначення жорсткості та лужності води.....	21
Лабораторна робота № 3. Визначення перманганатної окиснюваності води.....	26
Лабораторна робота № 4. Визначення оптимальної дози коагулянту.....	29
Лабораторна робота № 5. Визначення оптимальної дози хлору.....	33
Список літератури.....	38

## ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

Здобувачі бакалаврського освітнього рівня, які навчаються за спеціальностями 192 «Будівництво та цивільна інженерія» за освітньою програмою «Водопостачання та водовідведення» та 194 «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології» за освітньою програмою «Водогосподарське будівництво і управління водними ресурсами та системами», поряд з іншими дисциплінами вивчають питання очищення природних і стічних вод. Теоретичні основи для них надають освітні компоненти «Хімія води та мікробіологія» та «Хімія та технологія води». Метою вивчення цих дисциплін є здобуття студентами знань про якість природних, питних і стічних вод, механізми хімічних і фізико-хімічних процесів, які забезпечують вилучення певних домішок води, основи процесів підготовки води різного призначення, очищення та кондиціонування побутових і промислових стічних вод. Вони знайомлять студентів із властивостями води як речовини і сировини, що використовується для питних, господарчих і виробничих потреб людини, розкривають фізико-хімічну та біологічну сутність процесів, що відбуваються в спорудах очищення й підготовки природної води, очищення стічної води та підготовки її для повторного використання.

Основними завданнями лабораторних занять, що входять до цих курсів, є:

- набуття студентами навичок роботи в хімічній лабораторії;
- набуття практичних навичок проведення хімічного і фізико-хімічного аналізів і роботи з певними приладами й обладнанням;
- навчання студентів методик інтерпретації та опрацювання результатів лабораторних визначень.

Методичні матеріали містять основні методики визначення показників якості природних і стічних вод, що можуть стати в нагоді фахівцям із водопостачання та водовідведення, водної інженерії та водних технологій.

## 1. ВИДИ АНАЛІЗІВ ВОДИ

Залежно від кількості й точності визначень аналіз може бути *повним, скороченим і польовим*. За повного санітарно-хімічного аналізу отримують докладну характеристику води поверхневого джерела централізованого водопостачання й артезіанських свердловин, що вводять в експлуатацію. Проводять його в стаціонарних умовах (лабораторіях) найточнішими методами. Аналіз води передбачає кілька десятків визначень: температура, смак, запах, забарвлення, каламутність, уміст завислих речовин, жорсткість, лужність, рН, уміст хлоридів, сульфатів, нітритів, нітратів, фосфатів, силікатів, аміаку, іонів  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Mn}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cu}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{F}^+$ , вуглекислоти вільної і зв'язаної, розчиненого кисню, сірководню, щільний залишок, втрата під час прожарювання, окиснюваність, біохімічне споживання кисню (БСК), загальна кількість бактерій і кількість бактерій групи кишкової палички. Крім того, не рідше ніж один раз на рік проводять аналіз на вміст у воді радіоактивних речовин, сполук стронцію, селену, іонів  $\text{Mo}^{2+}$ ,  $\text{Be}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{As}^{5+}$ . У разі постійного виявлення цих компонентів їх включають у повний аналіз.

Аналіз цілого ряду компонентів води потрібно проводити на місці відбору проб у зв'язку з тим, що вони можуть суттєво змінюватися під час зберігання води. Здебільшого на місці відбору проб визначають температуру води, її смак, запах, уміст розчиненого кисню і вуглекислого газу, фосфатів, жорсткість, концентрацію іонів  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ . Не пізніше ніж через добу після відбору проби потрібно визначити вміст у воді завислих речовин, рН, каламутність, забарвлення, лужність, окиснюваність, БСК, щільний залишок.

Час проведення аналізів на вміст у воді іонів  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$  не лімітується.

До основних аналізів води належать *хімічний, бактеріологічний і технологічний*.

### 1.1. ХІМІЧНИЙ АНАЛІЗ ВОДИ

Хімічний аналіз води поділяється на *якісний і кількісний*.

Завдання якісного аналізу – встановлення якісного складу домішок. Кількісний аналіз дає змогу оцінити кількісний уміст домішок у воді.

Якісний аналіз дає відповідь типу «так – ні». Його виконують додаванням у дослідну пробу води реактиву (реагенту), який вступає в

реакцію з визначуваною домішкою води, що супроводжується характерною зміною системи (поява чи зміна забарвлення, помутніння). У ряді випадків проведення якісного аналізу буває достатнім, щоб установити придатність води для певних цілей. Наприклад, у воді, що використовується для виробництва кіноплівки, не повинно бути заліза. Якщо аналіз показує його присутність у воді, це однозначна відповідь про непридатність води для цього виробництва.

Якісний аналіз також дає змогу правильно вибрати метод кількісного аналізу. Більшість методів визначення кількісного вмісту домішок призводять до помилкових результатів у присутності елементів, які мають певний вплив.

Найпоширенішими методами кількісного аналізу є *гравіметричний, об'ємний (титриметричний) і фізико-хімічний*.

Гравіметричний аналіз виконується додаванням у пробу надлишку реактиву (тобто із запасом), який утворює з визначуваною речовиною малорозчинну сполуку, що дає осад. Останній відфільтровують, висушують, визначають його масу.

Характерною особливістю гравіметричного аналізу є додавання до проби води надлишку реактиву для забезпечення повноти реакції його з визначуваним компонентом. Реактив повинен бути селективним, тобто реагувати тільки з визначуваною домішкою.

Гравіметричний аналіз достатньо громіздкий і потребує значних витрат часу для отримання результату.

Принцип об'ємного аналізу полягає в тому, що визначувана речовина вступає в хімічну взаємодію з реактивом, який додають у пробу води у вигляді розчину точно відомої концентрації (титрований розчин) і в кількості, що еквівалентна кількості визначуваної речовини. Процес введення титрованого розчину реактиву в аналізовану воду називається титруванням. Кінець реакції між реактивом і визначуваною речовиною встановлюють за зміною забарвлення індикатора, який додають у воду як допоміжний реактив.

Для обчислення результату аналізу потрібно знати точні *об'єми* розчинів речовин, які беруть участь у реакції (титрованого розчину і проби води). Формула для розрахунку має вигляд:

$$x = \frac{v_1 \cdot N \cdot e \cdot 1000}{v_0},$$

де  $x$  – кількість визначуваної речовини, мг/дм<sup>3</sup>;  $v_1$  – об'єм титрованого розчину, витраченого на титрування проби досліджуваної води, см<sup>3</sup>;  $N$  – молярна концентрація еквівалента реактиву (титрованого розчину), г-екв/дм<sup>3</sup>;  $e$  – молярна маса еквівалента визначуваного компонента, г/г-екв;  $v_0$  – об'єм досліджуваної води, що взяли для титрування, см<sup>3</sup>.

У тих випадках, коли визначувана речовина є у воді в дуже малій кількості, найдоцільнішими є методи фізико-хімічного аналізу. Особливо поширені методи *колориметрії* та *нефелометрії*.

Методами колориметрії концентрацію речовини, якщо вона забарвлена, можна визначити безпосередньо, порівнюючи інтенсивність забарвлення зі стандартом (тобто з розчином з відомою концентрацією речовини). В інших випадках у досліджувану воду додають реактив, який вступає в реакцію з визначуваною речовиною і утворює забарвлену сполуку. Порівнюючи забарвлення досліджуваної води із стандартом, до якого введено той самий реактив, встановлюють концентрацію визначуваної речовини.

Порівнюючи інтенсивності забарвлення, використовують переважно такі методи: метод *кольорової шкали*, метод *порівняння забарвлення*, *фотоколориметричний*.

У разі використання методу кольорової шкали забарвлення досліджуваної проби води порівнюється із забарвленням серії стандартних розчинів, виготовлених таким самим способом. Аналіз виконується у скляних посудинах, які заповнюються досліджуваною водою і стандартними розчинами. Концентрація визначуваної речовини у воді дорівнює концентрації стандартного розчину, з кольором якого збігається колір проби води.

Із застосуванням методу порівняння забарвлення порівнюється інтенсивність забарвлення проби води і стандартного розчину, які можуть значно різнитися між собою. Порівняння проводять у спеціальних колориметричних циліндрах (*циліндри Генера*) із маленькими кранами, що розміщені в нижній частині циліндра. Висоту стовпа рідини в кожному циліндрі регулюють через відливання таким чином, щоб інтенсивності кольорів в обох циліндрах при розгляданні рідини зверху зрівнялись.

З досягненням однакової інтенсивності забарвлення мають місце співвідношення

$$C_{ст} \cdot h_{ст} = C_{в} \cdot h_{в} \quad \text{та} \quad C_{в} = \frac{C_{ст} \cdot h_{ст}}{h_{в}},$$

де  $C_{ст}$  і  $C_{в}$  – концентрації відповідно стандартного розчину і досліджуваної води;  $h_{ст}$  і  $h_{в}$  – висота стовпа стандартного розчину і води відповідно.

Фотоколориметричний метод визначення концентрації речовини заснований на вимірюванні інтенсивності світлового потоку (*коефіцієнт пропускання*), який пройшов крізь забарвлений розчин.

Для вимірювання коефіцієнта пропускання використовують фотоколориметри різних моделей (ФЕК, КФК-2, КФО та ін.).

Проведення фотоколориметричних вимірювань на колориметрі фотоелектричному однопроменевому (КФК) полягає у вимірюванні співвідношення двох потоків – повного й того, що пройшов крізь вимірюване середовище.

На фотоприймач по черзі направляються світлові потоки: повний  $\Phi_0$  і пропущений крізь досліджувану пробу води  $\Phi$ .

Коефіцієнт пропускання  $T$  досліджуваної води, який показує співвідношення цих потоків, визначається як відношення відповідних фотострумів  $I$  безпосередньо за шкалою мікроамперметра, тобто

$$T = \frac{I}{I_0} \cdot 100\%,$$

де  $I_0$ ,  $I$  – фотоструми, які відповідають відповідно повному світловому потоку  $\Phi_0$  і світловому потоку  $\Phi$ , що пройшов крізь досліджувану воду.

Проведенню вимірів передують підбір поглиначів (світлофільтрів) і вимірювальних кювет. Наявність комплекту поглиначів і кювет дає змогу підібрати такі умови для вимірювань, коли похибка у визначенні концентрації буде найменшою. Світлофільтр для роботи підбирається таким чином, щоб коефіцієнт світлопропускання мав найбільше значення. Вибір кювети здійснюється залежно від інтенсивності забарвлення досліджуваних розчинів: більшій інтенсивності відповідає менша робоча довжина кювети.

Попередньо будують *градувальний графік*. Для цього готують ряд розчинів визначуваної речовини з відомими концентраціями таким чином, щоб охопити діапазон можливих змін концентрацій у досліджуваному розчині. Потім додають у кожний розчин усі необхідні реактиви для аналізу визначуваної домішки і вимірюють коефіцієнти пропускання  $T$ , за якими будують градувальний графік, відкладаючи по осі абсцис відомі концентрації розчинів, а по осі ординат – відповідні їм значення коефіцієнтів пропускання.

Градувальний графік використовують для визначення невідомої концентрації речовини в досліджуваній воді. Для цього досліджувану воду

з доданими до неї реактивами наливають у ту саму кювету, за допомогою якої побудована градувальна крива, і, увімкнувши той самий поглинач, вимірюють коефіцієнт пропускання. На графіку знаходять значення коефіцієнта пропускання і відповідну йому концентрацію визначуваної речовини.

Спектрофотометричний метод базується на визначенні спектра поглинання або вимірюванні світлопоглинання за певної довжини хвилі, яка відповідає максимуму кривої поглинання досліджуваної речовини. Оптичну схему наведено на рис. 1. Аналіз здійснюють за поглинанням речовинами монохроматичного випромінювання у видимій, ультрафіолетовій і інфрачервоній ділянках спектра, що дає змогу аналізувати також і безбарвні розчини. Відносна помилка спектрофотометричних визначень індивідуальних речовин не перевищує 2 %.

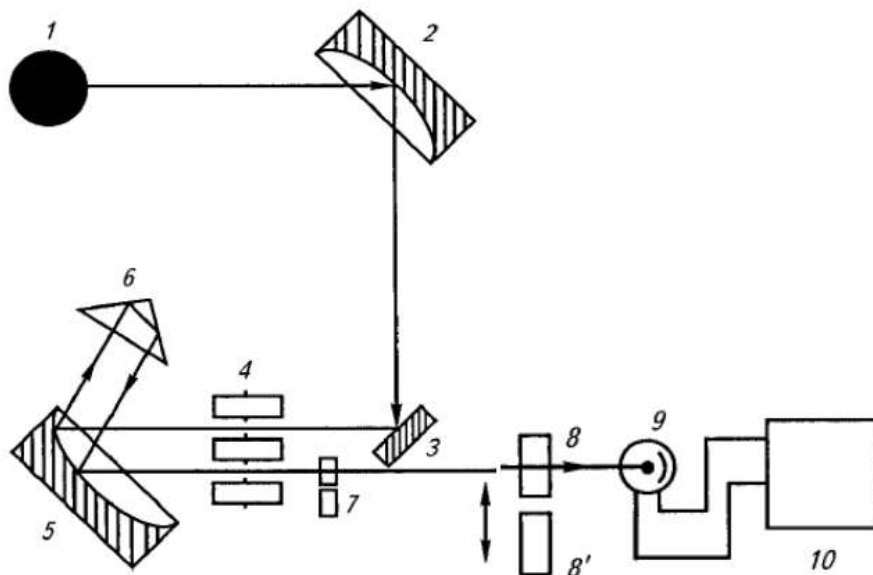


Рис. 1. Оптична схема спектрофотометра: 1 – джерело випромінювання; 2, 3, 5 – дзеркала; 4 – вхідна і вихідна щілини; 6 – призма; 7 – світлофільтри; 8, 8' – кювети; 9 – фотоелементи; 10 – підсилювач

Методами хімічного аналізу визначають *фізичні* та *хімічні* показники якості води.

До фізичних показників належать: уміст завислих речовин, забарвлення води, запах і смак; до хімічних – активна реакція води (рН), перманганатна окиснюваність, хімічне споживання кисню (ХСК), біохімічне споживання кисню (БСК), наявність азотовмісних речовин,

розчинені у воді газу, щільний залишок і втрата під час прожарювання, жорсткість, лужність, уміст у воді сульфатів, хлоридів, заліза, марганцю та інших елементів.

## 1.2. БАКТЕРІОЛОГІЧНИЙ АНАЛІЗ

За допомогою бактеріологічного аналізу води визначають кількість сапрофітних (нехвороботворних) бактерій і бактерій групи кишкової палички *Escherichia coli*, які характеризують фекальне забруднення води. Розрізняють такі бактеріологічні показники якості води:

- ЗМЧ – загальна кількість сапрофітних бактерій в 1 см<sup>3</sup> води; цей показник називають також загальним мікробним числом;
- БГКП (колі-індекс) – кількість бактерій групи кишкової палички, яка міститься в 1 дм<sup>3</sup> води.

## 1.3. ТЕХНОЛОГІЧНИЙ АНАЛІЗ

У сучасних умовах отримання води певної якості здійснюється за складною хімічною технологією, у якій застосовується велика кількість різних реагентів, матеріалів, фізичних агентів і різноманітні споруди.

Унаслідок цих дій властивості води зазнають значних змін, які важко передбачити, але потрібно брати до уваги, щоб забезпечити потрібний ефект очистки. Ці так звані *технологічні властивості* води визначають методами технологічного аналізу. За допомогою такого аналізу серед кількох можливих методів коригування певного показника якості води вибирають найбільш ефективний і економічний, встановлюють потрібну дозу реагенту, визначають кінетику осадження зависей, швидкість протікання води в різних спорудах, динаміку збільшення втрат напору у фільтрувальних спорудах тощо. Незнання технологічних властивостей води може призвести до значних помилок у проєктуванні водоочисних станцій.

*Технологічний аналіз* проводять:

- для визначення властивостей води у зв'язку з вибором джерела водопостачання та проєктування споруд для коригування якості води;
- з метою контролю показників якості води в процесі її обробки.

Сучасна водопідготовка – це складна хімічна технологія, у якій для обробки води використовують різні реагенти, матеріали, фізичні методи, різноманітне обладнання. Від характеру взаємодії домішок води з використовуваними речовинами залежить ефективність підготовки води

різного призначення. Відразу неможливо передбачити, як поведуть себе домішки води в процесі її обробки. Такі дані можна дістати, визначивши внаслідок технологічного аналізу так звані технологічні властивості води.

За допомогою технологічного аналізу встановлюють оптимальні дози реагентів для обробки води, які забезпечують найкращий ефект очищення й економічність процесів, визначають кінетику осідання завислих речовин, яка дає змогу визначити об'єм і розміри очисних споруд; підбирають оптимальні швидкості проходження води в очисних спорудах; забезпечують із кількох можливих варіантів коригування того чи іншого показника якості відбір найбільш ефективного й економічного тощо.

У разі використання найуживаніших технологічних схем очищення води потрібно мати дані про параметри, які характеризують її технологічні властивості: коагульованість, знебарвлення, осаджуваність зависі, фільтрованість, знезалізнення, пом'якшення, стабільність, хлорованість. Ці дані отримують за результатами технологічного аналізу води.

Незнання технологічних якостей води під час проєктування водоочисних станцій може призвести до серйозних помилок. Тому в практиці водопідготовки широко використовуються випробування, які передбачають пробне коагулювання, обробку води хлором, вуглювання, знезалізнення, стабілізацію тощо.

Технологічний аналіз проводять за такої самої температури, як і процеси обробки води у виробничих умовах.

## Лабораторна робота № 1

### ВИЗНАЧЕННЯ ФІЗИЧНИХ ПОКАЗНИКІВ ЯКОСТІ ВОДИ ТА PH

#### Уміст завислих речовин (каламутність води)

Природні води, особливо поверхневі, рідко бувають прозорими. *Каламутність* води зумовлюється наявністю в ній завислих частинок піску, глини, органічних домішок, фіто- і зоопланктону. Джерелом надходження їх у водойму є дощові й талі води, розмив річищ водотоків, скаламучення донних відкладень у вітряну погоду тощо.

Кількість завислих речовин у воді виражають у мг/дм<sup>3</sup>. Уміст їх у природних водах коливається в дуже широких межах – від кількох міліграмів до десятків грамів в 1 дм<sup>3</sup> води. Ці коливання часто залежать від пори року: для рівнинних річок характерний максимальний уміст завислих речовин у весняну повінь і мінімальний – узимку, для гірських річок звичайним є збільшення каламутності води в період злив і танення снігу в горах. Кількість завислих речовин у незабруднених водах характеризують показником «каламутність», який вимірюється у НОК (нефелометрична одиниця каламутності), причому  $1 \text{ НОК} = 0,58 \text{ мг/дм}^3$ .

Контроль каламутності води дуже важливий і з токсикологічного погляду. Так, у річкових водах з помірною каламутністю в завислому стані присутня переважна частина алюмінію, понад 90 % свинцю, 30–35 % миш'яку і кадмію і понад 20 % ртуті.

Нормативна каламутність питної води не повинна перевищувати 1 (3,5) НОК.

Міжнародний стандарт *ISO 7027* встановлює такі методи визначення каламутності води.

*Напівкількісні методи* (отримання інформації в польових умовах) – визначення прозорості води, що визначається товщиною шару рідини, крізь який можливо побачити стандартний текст або диск.

1. Метод із використанням трубки – для чистих і мало забруднених вод.

2. Метод із використанням диску – переважно для поверхневих вод.

*Кількісні методи* ґрунтуються на використанні оптичних нефелометрів (рис. 2).

3. Метод вимірювання послаблення потоку випромінювання – для вод із високою каламутністю (наприклад, стічних або забруднених поверхневих).

4. Метод визначення розсіювання випромінювання – для вод із малою каламутністю (наприклад, питних). Залежно від застосованого вимірювального приладу може бути використаний і для води з високою каламутністю.

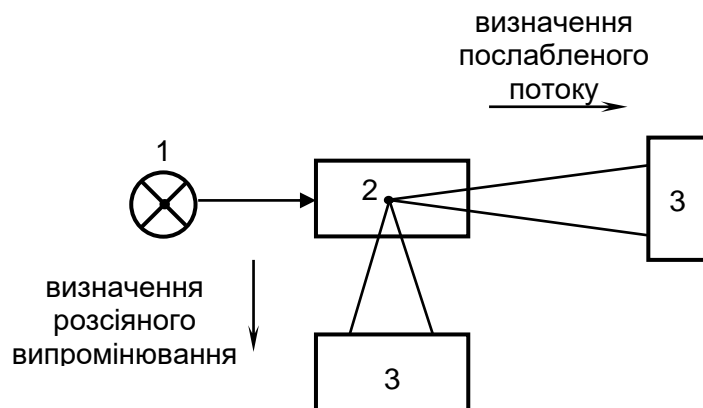


Рис. 2. Визначення каламутності оптичними нефелометрами:

1 – джерело світла; 2 – кювета з досліджуваным зразком води; 3 – оптичний нефелометр

## 1. Метод із використанням трубки

Використовується трубка для визначення прозорості – з безбарвного скла, довжиною 600 мм і внутрішнім діаметром 25 мм, градуйована поділками по 10 мм. Щільно підігнаний екран захищає трубку від бокового світла. Під трубку кладуть зразок шрифту, що являє собою чорний шрифт на білому тлі (висота 3,5 мм, ширина лінії 0,35 мм) або юстирувальну мітку (наприклад, чорний хрест на білому папері). Для освітлення зразка шрифту або юстирувальної мітки використовують постійне джерело світла – низьковольтну вольфрамову лампу потужністю 3 Вт.

### Методика визначення прозорості води «за шрифтом»

Пробу води ретельно перемішують і поміщають у трубку для визначення прозорості. Поступово знижують рівень води у трубці доти, доки не стане видимим зразок шрифту або юстирувальна мітка. Визначають максимальну висоту стовпа аналізованої води, за якої помітна мітка, за

поділками на трубі. Визначену висоту стовпа вказують з точністю до 10 мм.

## **2. Метод з використанням диска**

Використовується диск, відлитий із бронзи, покритий білим пластиком і прикріплений до ланцюжка або стержня. Діаметр диска 200 мм, у ньому шість отворів діаметром 55 мм, розташованих по колу діаметром 120 мм.

### Методика визначення прозорості води «за диском»

Диск на ланцюжку або стержні опускають у воду, щоб він був ледь помітним. Вимірюють максимальну довжину зануреного ланцюжка або стержня, за якої помітний диск. Вимірювання повторюють декілька разів. Для значень менших 1 м результат записують із точністю до 10 мм; для значень більших 1 м – з точністю до 0,1 м.

Можливість суб'єктивних помилок у разі застосування вищезгаданих методів є їх недоліком, якого можна уникнути, застосовуючи фотометричні методи.

Вода, яка містить завислі речовини, послаблює потік випромінювання і, крім того, ці нерозчинені речовини розсіюють випромінювання (рис. 1). Встановлення кореляції між умістом у пробі води завислих речовин (каламутністю води) і ступенем послаблення або розсіювання випромінювання, що проходить через цю пробу, дає змогу визначити каламутність води фотометричними методами.

## **2. Метод визначення послаблення потоку випромінювання**

Для застосування методу проводять калібрування приладу. Для цього готують серію зразків води (не менше ніж 5 проб) з відомими концентраціями завислих речовин. Використовуючи стандартні суспензії формазину, оксиду кремнію, каоліну або глини, відібраної коло водойми, будують градувальну криву: по горизонтальній осі відкладають величини концентрацій стандартних розчинів ( $K$ , НОК), а по вертикальній – відповідні їм значення коефіцієнта пропускання ( $T$ , %). Градувальна крива

повинна охоплювати ділянку можливих змін концентрацій завислих речовин у досліджуваній воді (рис. 2).

Потім, вимірюючи на приладі коефіцієнт пропускання досліджуваної води, за допомогою градуювального графіка визначають її каламутність.

#### Методика визначення каламутності води

Для вимірів застосовують лабораторний фотоколориметр КФК-2. Визначення проводять у кюветі з робочою довжиною  $l = 5$  см, зі світлофільтром із довжиною світлової хвилі  $\lambda = 540$  нм (зелений). У світловий потік поміщають кювету з контрольною рідиною – дистильованою водою, поруч у кюветному відділенні встановлюють кювету з досліджуваною водою. Якщо забарвлення досліджуваної води перевищує 10 град, контрольною рідиною слугує досліджувана вода, з якої видалені завислі речовини (центрифугуванням або фільтруванням через мембранний фільтр із діаметром пор 0,45 мкм). Закривають кришку кюветного відділення та ручками «ЧУВСТВИТЕЛЬНОСТЬ», «УСТАНОВКА 100 ГРУБО» й «УСТАНОВКА 100 ТОЧНО» встановлюють відлік 100 за шкалою колориметра.

Поворотом важеля переміщення кювет дистильовану воду заміняють кюветою з досліджуваною водою. Знімають відлік за шкалою колориметра, відповідний коефіцієнту пропускання води ( $T_d$ ) у %.

Уміст завислих речовин (каламутність досліджуваної води  $K_d$ ) визначають за градуювальним графіком (рис. 3).

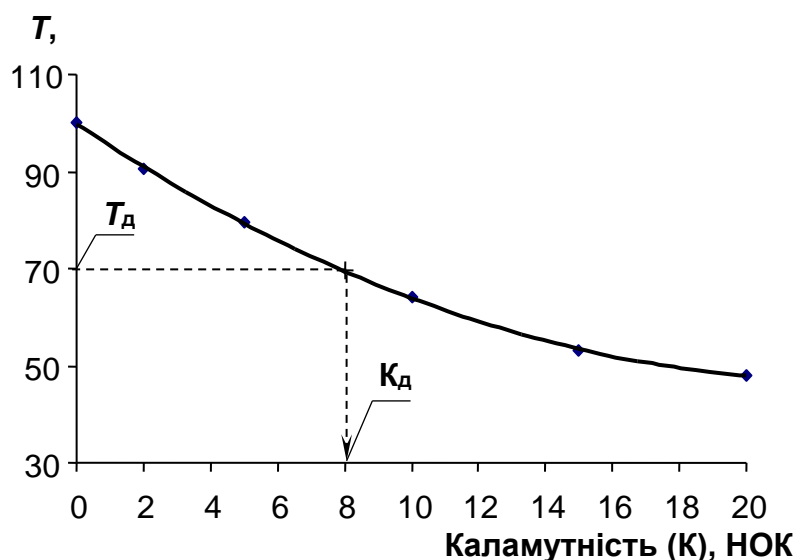


Рис. 3. Градуювальний графік для визначення каламутності води

### **3. Метод вимірювання розсіювання випромінювання**

Будують калібрувальний графік, вимірюючи розсіяний потік випромінювання. Усі подальші дії ідентичні методу визначення послаблення потоку.

### **4. Визначення каламутності води за допомогою лабораторного турбідиметра 2100Q IS USB**

Переносний турбідиметр вимірює каламутність у межах від 0 до 1000 НОК. Прилад має вимірювальне відділення та дисплей. На дисплеї відображається каламутність, одиниці вимірювання, стан калібрування, дата та час дослідження. Також є можливість зафіксувати і зберегти коди зразка й оператора. Для вимірювання каламутності використовується кругла кювета, що додається до приладу.

#### Хід виконання дослідження

Налити зразок води в кювету, закрити кришкою та акуратно протерти стінки, щоб не було плям і розводів. Вставити кювету у вимірювальне відділення, закрити його та натиснути кнопку «Вимірювання». На екрані висвітлиться напис «Йде стабілізація», а згодом відобразиться результат.

### **Забарвлення води**

Чиста вода в тонкому шарі є безбарвною, за значної товщини шару вона має блакитний відтінок. Інші відтінки свідчать про наявність у воді різних розчинених і завислих домішок.

*Забарвлення природної води зумовлене наявністю в ній гумусових речовин (відтінки бурого та жовтого кольору), колоїдних сполук заліза III (жовто-зелені відтінки), масовим розвитком водоростей (зелено-бурі, смарагдові відтінки). Стічні води деяких підприємств також надають воді досить інтенсивного забарвлення.*

У природних умовах речовини, що надають воді забарвлення, потрапляють у воду внаслідок процесів хімічного вивітрювання гірських порід, з підземним стоком, а також вимиваються з ґрунту і торфовища. Підвищене забарвлення мають води річок із болотним типом живлення.

Значне забарвлення води погіршує її органолептичні властивості, справляє негативний вплив на розвиток водних рослинних і тваринних

організмів унаслідок різкого зниження концентрації розчиненого кисню у водоймі, який витрачається на окиснення сполук заліза та гумусових речовин.

Забарвлення води виражають в умовних одиницях – *градусах еталонної дихромат-кобальтової шкали*.

Для приготування шкали використовують два розчини: № 1 і № 2. Розчин № 1 містить 0,0875 г дихромату калію, 2 г сульфату кобальту і 1 см<sup>3</sup> сірчаної кислоти (густиною 1,84 г/см<sup>3</sup>) в 1 дм<sup>3</sup> дистильованої води. Розчин № 2 містить 1 см<sup>3</sup> сірчаної кислоти (густиною 1,84 г/см<sup>3</sup>) в 1 дм<sup>3</sup> дистильованої води. Змішуючи в різних співвідношеннях розчини № 1 і № 2 (табл. 1), отримують шкалу забарвлення – ряд еталонних розчинів із різним забарвленням.

*Таблиця 1*

**Склад розчинів еталонної дихромат-кобальтової шкали**

Об'єм розчину, см <sup>3</sup>		Забарвлення еталонного розчину, град.	Об'єм розчину, см <sup>3</sup>		Забарвлення еталонного розчину, град.
№1	№2		№1	№2	
0	100	0	6	94	30
1	99	5	8	92	40
2	98	10	10	90	50
3	97	15	12	88	60
4	96	20	14	86	70
5	95	25	16	84	80

Забарвлення води визначають колориметричним методом (розд. 1.1), порівнюючи її із еталонними розчинами. Порівняння забарвлення проводять або візуально в циліндрах Генера або за допомогою приладу, прокаліброваного за набором еталонних розчинів. За наявності у пробі досліджуваної води завислих речовин (каламутна вода) перед визначенням забарвлення її потрібно центрифугувати або фільтрувати через мембранний фільтр (діаметр пор 0,45 мкм) для видалення цих речовин.

Відповідно до вимог ДержСанПіН забарвлення питної води не повинно перевищувати 20 (35) град.

Методика визначення забарвлення води фотоколориметричним методом

Сутність метода полягає у вимірюванні світлопоглинання забарвленої проби води за допомогою фотометра.

Для вимірів застосовують лабораторний фотоелектроколориметр КФК-2.

Визначення проводять у кюветі з робочою довжиною  $l = 5$  см, зі світлофільтром із довжиною світлової хвилі  $\lambda = 440$  нм (синій). У світловий потік поміщають кювету з дистильованою водою, поруч у кюветному відділенні встановлюють кювету з досліджуваною водою. Закривають кришку кюветного відділення та ручками «ЧУВСТВИТЕЛЬНОСТЬ», «УСТАНОВКА 100 ГРУБО» й «УСТАНОВКА 100 ТОЧНО» встановлюють відлік 100 за шкалою колориметра.

Поворотом важеля переміщення кювет дистильовану воду замінюють кюветою з досліджуваною водою. Знімають відлік за шкалою колориметра, відповідний коефіцієнту пропускання досліджуваної води  $T_d, \%$ .

Забарвлення досліджуваної води  $K_d$  визначають за попередньо побудованою калібрувальною кривою.

#### Методика визначення забарвлення води спектрофотометричним методом

Сутність метода полягає у вимірюванні світлопоглинання забарвленої проби води за допомогою спектрофотометра. Для вимірів застосовують лабораторний спектрофотометр DR3900.

Прилад DR3900 являє собою спектрофотометр із діапазоном довжин хвиль світла, що використовується для вимірювань від 320 до 1100 нм. Має кюветне відділення та сенсорний екран.

Для визначення забарвлення води використовують дюймові прямокутні кювети, що безпосередньо встановлюються в кюветне відділення.

Використовують функцію «холостої проби», коли якість проби порівнюють з еталоном – дистильованою водою. Для цього в меню обирається аналіз «Забарвлення води», у кюветне відділення розміщується кювета з дистильованою водою, натискається «Нуль». Тоді в кюветне відділення розміщується кювета зі зразком води і натискається «Вимірювання». На екрані показується результат.

### **Активна реакція води (рН)**

*Активна реакція води* визначає її кислотність або лужність. Вода, як і кислоти, солі та луги, частково дисоціює на іони:



Ступінь дисоціації води дуже незначна: з 55,56 моля води, що міститься у 1 дм<sup>3</sup>, дисоціює лише 10<sup>-7</sup> молів. У хімічно чистій воді концентрація іонів водню дорівнює концентрації гідроксид-іона:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ моль/дм}^3.$$

За 22 °С добуток концентрації цих іонів:

$$k_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}.$$

Цей добуток, який має назву іонного добутку води, зберігає постійне значення і в присутності речовин, які утворюють під час дисоціації іони водню та гідроксид-іони:  $k_w = \text{const}$ . Це означає, що досить визначити концентрацію одного з іонів (H<sup>+</sup> або OH<sup>-</sup>), щоб вирахувати кількість іншого. На практиці знаходять концентрацію іонів водню і позначають її за допомогою *водневого показника рН*, який являє собою від'ємний десятковий логарифм концентрації іонів водню:

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

Величина рН характеризує стан водного середовища:

– у нейтральному середовищі  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/дм<sup>3</sup>, тож рН = 7;

– якщо  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ , рН < 7 – середовище кисле;

– якщо  $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ , 7 < рН < 14 – середовище лужне.

Активна реакція води – один із найважливіших показників її якості, що визначає характер протікання хімічних і біохімічних процесів у природних водах та очисних спорудах. Від рН залежить розвиток і життєдіяльність водних організмів, форма існування у воді цілого ряду хімічних сполук, корозійна активність води стосовно металів та бетону тощо. Водневий показник важливий для проведення ряду процесів її обробки: наприклад, у разі коагулювання, реагентного пом'якшення, знезалізнення, виділення сполук кремнію, марганцю тощо, а також для виконання деяких видів хімічного аналізу.

Значення рН річкової води коливається в межах 6,5...8,5, болотної води – 5,5...6,0, океанської – 7,0...8,3. рН води залежить від сезону: взимку для більшості річкових вод спадає (6,8...7,4), влітку піднімається (7,4...8,2).

ДержСанПіН України регламентує рН у межах 6,5...8,5.

Для визначення рН використовується *електрометричний метод (ISO 10523)*.

Електрометричний метод визначення рН ґрунтується на вимірюванні електрорушійної сили (ЕРС) електрохімічного ланцюжка, складеного з проби води, скляного електрода й електрода порівняння. Цим методом досягається стандартне відхилення, якщо  $\Delta pH = 0,05$  чи менше.

Під час електрометричного визначення рН використовують лабораторний рН-метр зі скляним електродом вимірювання та хлорсрібним електродом порівняння. У разі занурення скляного електрода у розчин між поверхнями кульки скляного електрода і розчину виникає обмін іонами, унаслідок якого іони літію в зовнішніх шарах скла заміщуються іонами водню, скляний електрод стає водневим. Між поверхнею скла й аналізованим розчином виникає різниця потенціалів (ЕРС), пропорційна рН розчину.

#### Методика визначення рН розчину електрометричним методом

Вимірювання рН води потрібно проводити якнайшвидше після відбору проби, оскільки рН швидко змінюється через протікання різних хімічних, фізичних і біохімічних процесів у пробі.

Для вимірів застосовують лабораторний рН-метр.

Перед визначенням електроди ретельно промивають дистильованою водою та просушують паперовим фільтром.

Опускають електроди у склянку з досліджуваною водою, очікують встановлення рівноважного значення рН на дисплеї, фіксують його значення з точністю до 0,01. Після закінчення визначення рН електроди занурюють у склянку з дистильованою водою.

## Лабораторна робота № 2

### ВИЗНАЧЕННЯ ЖОРСТКОСТІ ТА ЛУЖНОСТІ ВОДИ

#### Жорсткість води

*Жорсткість* природної води зумовлена наявністю в ній іонів кальцію та магнію. У природних умовах солі надходять у воду внаслідок взаємодії розчиненого в ній діоксиду вуглецю  $\text{CO}_2$  з карбонатними мінералами (доломітами, вапняками) і хімічного вивітрювання та розчинення гірських порід. Джерелом кальцію і магнію є також стічні води силікатної, металургійної та хімічної промисловості, поверхневий стік із сільськогосподарських угідь, які оброблялися мінеральними добривами, що містять кальцій.

Наявність у воді великої кількості солей кальцію та магнію є небажаною через те, що вода при цьому стає непридатною для господарських цілей: має місце перевитрата мийних засобів під час прання, багато тканин втрачають свою еластичність, погано розварюються овочі, погіршується їх смак, а також смак м'яса й інших продуктів.

Жорстку воду не можна вживати в багатьох галузях промисловості: у виробництві високосортної целюлози, деяких видів паперу, кіноплівки тощо. Використання жорсткої води для живлення парових котлів призводить до різкого погіршення їх роботи внаслідок утворення накипу.

Жорсткість поверхневих вод характеризується помітними сезонними коливаннями, досягаючи найбільшого значення наприкінці зими, а найменшого – у паводок. Жорсткість підземних вод значно стабільніша.

Розрізняють *карбонатну*  $J_{\text{к}}$ , *некарбонатну*  $J_{\text{нк}}$ , *кальцієву*  $J_{\text{Ca}}$ , *магнієву*  $J_{\text{Mg}}$  та *загальну жорсткість*  $J_{\text{заг}}$ .

Карбонатна жорсткість зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатів кальцію та магнію  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  і  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ , а некарбонатна – кальцієвих і магнієвих солей сильних кислот ( $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{MgSO}_4$  та ін.). Наявність солей кальцію зумовлює кальцієву жорсткість, а наявність солей магнію – магнієву.

Загальна жорсткість – це сума кальцієвої і магнієвої жорсткості:

$$J_{\text{заг}} = J_{\text{Ca}} + J_{\text{Mg}}$$

або карбонатної і некарбонатної:

$$J_{\text{заг}} = J_{\text{к}} + J_{\text{нк}}$$

Одиниця виміру жорсткості води – мг-екв/дм<sup>3</sup>. Згідно з ДержСанПіН жорсткість питної води в Україні не повинна перевищувати 7 мг-екв/дм<sup>3</sup>.

Загальна жорсткість у ґрунтових і поверхневих водах, а також у питній воді встановлюється титриметричним методом, який є непридатним для мінералізованої та морської води.

**Визначення загальної жорсткості ґрунтується** на реакції іонів кальцію та магнію з трилоном Б, унаслідок чого утворюються комплексні сполуки. На закінчення реакції вказує зміна кольору індикатора еріохром чорного з винно-червоного на синій. Оскільки іони Ca<sup>2+</sup> і Mg<sup>2+</sup> утворюють із трилоном Б малостійкі комплекси, титрування проводять у лужному середовищі, застосовуючи для цього буферну суміш гідроксиду амонію з хлоридом натрію (аміачний буферний розчин), що має рН = 10.

#### Методика визначення загальної жорсткості

У конічну колбу місткістю 250 см<sup>3</sup> наливають 100 см<sup>3</sup> води, додають 5 см<sup>3</sup> аміачного буферного розчину, кілька кристаликів сухої суміші індикатора еріохром чорного з хлоридом натрію. Колір розчину буде винно-червоний. Відразу пробу титрують стандартним розчином трилону Б (0,1 моль/дм<sup>3</sup>) з енергійним перемішуванням до зміни кольору на синій.

Загальну жорсткість, Ж<sub>заг</sub>, обчислюють за формулою, мг-екв/дм<sup>3</sup>:

$$Ж_{заг} = \frac{v_1 \cdot C_1}{v_0} \cdot 1000,$$

де  $v_1$  – об'єм розчину трилону Б, витраченого на титрування, см<sup>3</sup>;

$C_1$  – концентрація розчину трилону Б, моль/дм<sup>3</sup> ( $C_1 = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>);

$v_0$  – об'єм проби води, взятої на аналіз, см<sup>3</sup> (переважно,  $v_0 = 100$  см<sup>3</sup>).

**Визначення кальцієвої жорсткості ґрунтується** на утворенні іонами Ca<sup>2+</sup> з мурексидом малодисоційованого за рН = 10...12 стійкого комплексу малинового кольору. У разі подальшого титрування проби трилоном Б кальцій утворює з ним ще менш дисоційований комплекс. Вільна форма мурексиду, що виділяється при цьому, забарвлює воду у фіолетовий колір.

#### Методика визначення кальцієвої жорсткості

У конічну колбу місткістю 250 см<sup>3</sup> наливають 100 см<sup>3</sup> води, додають 2 см<sup>3</sup> 10%-го розчину гідроксиду натрію для утворення потрібного рН. Потім вносять кілька кристаликів сухої суміші мурексиду з хлоридом

натрію, перемішують і повільно титрують стандартним розчином трилону Б (0,1 моль/дм<sup>3</sup>) до переходу малинового забарвлення у фіолетове.

Кальцієву жорсткість,  $J_{Ca}$ , обчислюють за формулою, мг-екв/дм<sup>3</sup>:

$$J_{Ca} = \frac{v_1 \cdot C_1}{v_0} \cdot 1000,$$

де  $v_1$  – об'єм розчину трилону Б, витраченого на титрування, см<sup>3</sup>;

$C_1$  – концентрація розчину трилону Б, ммоль/дм<sup>3</sup> ( $C_1 = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>);

$v_0$  – об'єм проби води, взятої на аналіз, см<sup>3</sup> ( $v_0 = 100$  см<sup>3</sup>).

**Визначення карбонатної жорсткості ґрунтується** на реакції іонів  $HCO_3^-$  із соляною кислотою в присутності індикатора – метилового оранжевого (ISO 9963-1).

#### Методика визначення карбонатної жорсткості

У конічну колбу місткістю 250 см<sup>3</sup> наливають 100 см<sup>3</sup> води і додають 2...3 краплі розчину індикатора і перемішують. Розчин набуває жовтого кольору. Далі пробу титрують розчином соляної кислоти (0,1 моль/дм<sup>3</sup>) до зміни кольору на оранжевий.

Карбонатну жорсткість,  $J_k$ , обчислюють за формулою мг-екв/дм<sup>3</sup>:

$$J_k = \frac{v_1 \cdot C_1}{v_0} \cdot 1000,$$

де  $v_1$  – об'єм розчину соляної кислоти, витраченого на титрування, см<sup>3</sup>;

$C_1$  – концентрація розчину соляної кислоти, ммоль/дм<sup>3</sup> ( $C_1 = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>);

$v_0$  – об'єм проби води, взятої на аналіз, см<sup>3</sup> ( $v_0 = 100$  см<sup>3</sup>).

#### **Лужність води**

Під загальною лужністю води розуміють суму гідрокарбонатних  $HCO_3^-$ , карбонатних  $CO_3^{2-}$ , гідроксидних  $OH^-$  іонів та аніонів слабких кислот. Відповідно до цього розрізняють *гідрокарбонатну*, *карбонатну* та *гідроксидну* лужність. Оскільки в більшості природних вод переважають вуглекислі сполуки (здебільшого іони  $HCO_3^-$ ), зазвичай враховують лише гідрокарбонатну і карбонатну лужність.

Якщо  $pH \geq 8,3$ , а також у разі застосування деяких методів очищення води (наприклад, вапняне або содово-вапняне пом'якшення) потрібно враховувати і гідроксидну лужність.

Головним джерелом гідрокарбонатних і карбонатних іонів у поверхневих водах є процеси хімічного вивітрювання та розчинення

карбонатних порід вапняків, мергелів, доломітів. Значна кількість гідрокарбонатів надходить з атмосферними опадами і ґрунтовими водами. Карбонатні й гідрокарбонатні іони потрапляють у водойми зі стічними водами підприємств хімічної, силікатної, содової та інших галузей промисловості.

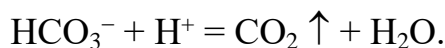
У річкових водах уміст гідрокарбонатних і карбонатних іонів коливається від 30 до 400 мгНСО<sub>3</sub><sup>-</sup>/дм<sup>3</sup>. У підземних водах їх вміст помітно зростає – 150...900 мгНСО<sub>3</sub><sup>-</sup>/дм<sup>3</sup>.

Лужність не входить до числа жорстко обмежених за своїм значенням показників якості води, однак ДержСанПіН України рекомендує т. зв. показники фізіологічної повноцінності складу води, до яких входить і загальна лужність 0,5...6,5 мг-екв/дм<sup>3</sup>.

Лужність води – важливий показник для проведення багатьох процесів очищення води, особливо в разі обробки її коагулянтами, пом'якшенні.

**Визначення лужності води ґрунтується** на реакції іонів НСО<sub>3</sub><sup>-</sup> із соляною кислотою в присутності індикатора – метилового оранжевого (ISO 9963-1).

Реакція проходить згідно з рівнянням:



На закінчення реакції вказує зміна кольору з жовтого на оранжевий.

#### Методика визначення лужності

У конічну колбу місткістю 250 см<sup>3</sup> наливають 100 см<sup>3</sup> води і додають 2...3 краплі розчину індикатора, перемішують і титрують розчином соляної кислоти ( $C_1 = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>) до зміни кольору.

Лужність, Л, обчислюють за формулою, мг-екв/дм<sup>3</sup>:

$$L = \frac{v_1 \cdot C_1}{v_0} \cdot 1000,$$

де  $v_1$  – об'єм розчину соляної кислоти, витраченого на титрування, см<sup>3</sup>;

$C_1$  – концентрація розчину соляної кислоти, ммоль/дм<sup>3</sup> ( $C_1 = 0,1$  моль/дм<sup>3</sup>);

$v_0$  – об'єм проби води, взятої на аналіз, см<sup>3</sup> ( $v_0 = 100$  см<sup>3</sup>).

**Результати лабораторної роботи** оформляють у вигляді таблиці (табл. 2) і фрагмента діаграми гіпотетичного складу солей у воді (рис. 4).

## Результати визначення жорсткості та лужності води

Номер проби	Результати досліджень, мг-екв/дм <sup>3</sup>					
	Ж <sub>з</sub>	Ж <sub>Ca</sub>	Ж <sub>Mg</sub>	Ж <sub>к</sub>	Ж <sub>нк</sub>	Л

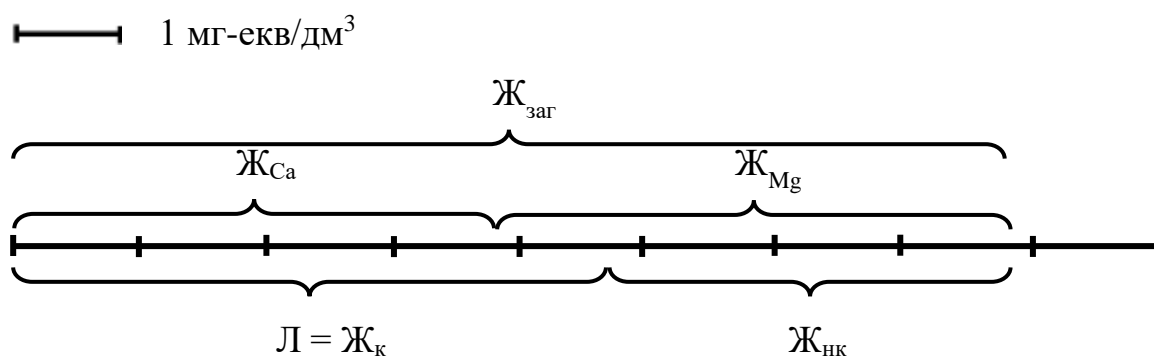


Рис. 4. Приклад оформлення результатів лабораторної роботи у вигляді фрагмента діаграми гіпотетичного складу солей у воді

### Лабораторна робота № 3

## ВИЗНАЧЕННЯ ПЕРМАНГАНАТНОЇ ОКИСНЮВАНOSTІ ВОДИ

### Окиснюваність води

*Окиснюваність* води – це величина, яка характеризує сумарний уміст у воді органічних речовин і легкоокиснюваних неорганічних домішок (сірководню, сульфідів, сполук заліза II та ін.). Органічні речовини надходять у водойми здебільшого з дощовими й талими водами, унаслідок розвитку рослинних і тваринних організмів, розмиву русел водостоків, скидання стічних вод.

Окиснюваність характеризується кількістю кисню, потрібного для окиснення органічних і легкоокиснюваних неорганічних домішок, які містяться в 1 дм<sup>3</sup> води, і визначається в мгО<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>.

Для чистих поверхневих водойм величина окиснюваності коливається в межах 2...8 мгО<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>. Найменші значення характерні для артезіанської води – до 2 мгО<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>. Річки з болотним живленням відрізняються значним ступенем окиснюваності води.

Окиснюваність – важливий показник гігієнічної характеристики води. Раптове його підвищення у джерелі зазвичай свідчить про забруднення стічними водами і потребу у вжитті заходів щодо санітарної охорони водойми.

Визначення окиснюваності ґрунтується на реакції органічних сполук з окиснювачами, унаслідок якої встановлюють кількість окиснювача й еквівалентну йому кількість кисню, витрачених на окиснення цих сполук.

Повнота окиснення органічних речовин залежить від виду окиснювача, що був застосований. Найчастіше для цього використовують перманганат або дихромат калію. Відповідно розрізняють *перманганатну* та *дихроматну* окиснюваність.

Перманганат калію (KMnO<sub>4</sub>) окиснює не всі органічні речовини, що є у воді, при цьому ступінь їх окиснення різний. Тому перманганатна окиснюваність дає умовне уявлення про наявність у воді органічних домішок і може використовуватися для аналізу питної та мінеральної води, мало забруднених поверхневих вод і для порівняння якості води у різний час або в різних місцях водойми. Позитивною рисою методу є порівняно швидке отримання результату.

Для характеристики стічних вод і природних вод, забруднених стоками, визначають дихроматну окиснюваність. Вона точніше

характеризує вміст органічних забруднень, оскільки дихромат калію окиснює близько 90 % присутніх у воді органічних речовин.

Дихроматну окиснюваність ще називають *хімічним споживанням кисню (ХСК)*, тому що вона характеризує вміст усіх органічних речовин у воді, у тому числі важкоокиснюваних.

Частіше для характеристики ступеня органічного забруднення водойми та стічних вод визначають *біохімічне споживання кисню (БСК)*. БСК – це кількість кисню, яка витрачається в певний проміжок часу на окиснення домішок води під час перебігу в ній біохімічних процесів. У цьому випадку окиснювачами є бактерії, які використовують органічні речовини як джерело живлення і енергії.

БСК характеризує вміст у воді *біорозкладних* речовин, тобто таких, що можуть бути окиснені біохімічним шляхом. Цей показник якості застосовують для аналізу стічних вод для визначення можливості їх біохімічного очищення: уміст біорозкладних речовин у стічних водах має становити не менше ніж 70 % від загальної величини органічного забруднення.

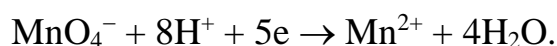
**Визначення перманганатної окиснюваності ґрунтується** на окисненні органічних речовин, що присутні у пробі води, перманганатом калію в кислому середовищі з кип'ятінням.

Згідно з ДержСанПіН України перманганатна окиснюваність питної води не повинна перевищувати 5 мгО<sub>2</sub>/дм<sup>3</sup>.

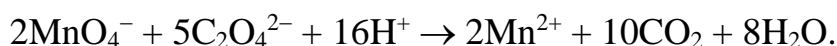
#### Методика визначення перманганатної окиснюваності

У конічну колбу місткістю 250 см<sup>3</sup> наливають 100 см<sup>3</sup> води, додають 5 см<sup>3</sup> сірчаної кислоти (розведення 1 : 3) і розчин перманганату калію (молярна концентрація еквівалента 0,01 г-екв/дм<sup>3</sup>) у кількості  $v_n = 10$  см<sup>3</sup>. Накривши колбу воронкою, кип'ятять 10 хвилин від моменту закипання.

Перманганат калію, як сильний окислювач, реагує з присутніми у воді відновниками:



Оскільки перманганат додають із надлишком, його залишок забарвлює досліджувану пробу води і реагує із щавлевою кислотою, яку додають у кількості 10 см<sup>3</sup> (молярна концентрація еквівалента 0,01 г-екв/дм<sup>3</sup>) у зняту з нагрівального приладу колбу:



Гарячий розчин після введення щавлевої кислоти втрачає колір. Щоб визначити залишок щавлевої кислоти, пробу в колбі відразу титрують розчином  $\text{KMnO}_4$  (молярна концентрація еквівалента  $0,01$  г-екв/дм<sup>3</sup>) до слабкорожевого кольору. Кількість витраченого розчину  $\text{KMnO}_4$  позначаємо  $v_1$  (перше титрування). Отже, на реакції з органічними речовинами досліджуваної води і  $10$  см<sup>3</sup> щавлевої кислоти витрачено  $(v_n + v_1)$  см<sup>3</sup> розчину  $\text{KMnO}_4$  (молярна концентрація еквівалента  $0,01$  г-екв/дм<sup>3</sup>).

Для визначення кількості розчину перманганату калію, який витрачається на титрування  $10$  см<sup>3</sup> щавлевої кислоти (молярна концентрація еквівалента  $0,01$  моль/дм<sup>3</sup>), тобто для визначення титру  $\text{KMnO}_4$ , в ту саму колбу в ще гарячий розчин доливають  $10$  см<sup>3</sup> розчину щавлевої кислоти і знову титрують перманганатом калію до слабкорожевого кольору, який зберігається протягом  $1$  хвилини. Кількість витраченого розчину  $\text{KMnO}_4$  позначаємо  $v_2$  (друге титрування). Об'єм розчину  $\text{KMnO}_4$ , який витрачено на реакції з органічними домішками досліджуваної води, становить  $(v_n + v_1 - v_2)$  см<sup>3</sup>.

Перманганатну окиснюваність,  $O_k$ , обчислюють за формулою:

$$O_k = \frac{(v_n + v_1 - v_2) \cdot k \cdot e \cdot C_1 \cdot 1000}{v_0}, \text{ мгО}_2/\text{дм}^3,$$

де  $v_n$  – об'єм перманганату калію, введений початково, ( $v_n = 10$  см<sup>3</sup>);

$v_1$  та  $v_2$  – об'єми перманганату калію, витрачені на перше та друге титрування відповідно, см<sup>3</sup>;

$k$  – поправковий коефіцієнт,  $k = 10/v_2$ ;

$e$  – молярна маса еквівалента кисню, г/г-екв ( $e = 8$  г/г-екв);

$C_1$  – молярна концентрація еквівалента  $\text{KMnO}_4$ , ( $C_1 = 0,01$  г-екв/дм<sup>3</sup>);

$v_0$  – об'єм досліджуваної води, см<sup>3</sup> ( $v_0 = 100$  см<sup>3</sup>).

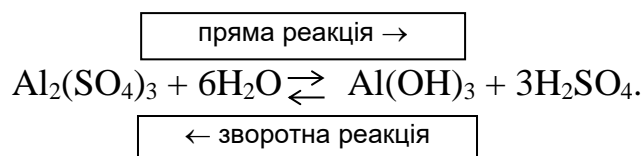
## Лабораторна робота № 4

### ВИЗНАЧЕННЯ ОПТИМАЛЬНОЇ ДОЗИ КОАГУЛЯНТУ

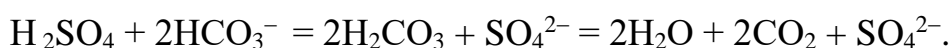
Для видалення з води речовин, які зумовлюють її колір і каламутність, застосовують *обробку води коагулянтами*. Як коагулянти використовують солі алюмінію і заліза: сульфат алюмінію, сульфат заліза II, сульфат заліза III, хлорид алюмінію, хлорид заліза II, хлорид заліза III, змішаний коагулянт, який складається із сульфату алюмінію та хлориду заліза, взятих у співвідношенні 1 : 1 або 1 : 2 та ін.

*Коагулянти* – це солі сильних кислот і слабких основ, і тому в разі введення у воду вони гідролізуються.

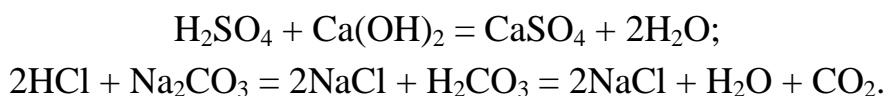
*Гідролізом* називається реакція розкладання речовини водою, унаслідок якої відбувається зв'язування продуктів розкладу з одним або обома іонами води з утворенням малодисоційованих або важкорозчинних речовин. Гідроліз солей супроводжується зміною рН середовища:



Реакції гідролізу оборотні. Тому, щоб забезпечити повноту перебігу гідролізу (пряма реакція), потрібно зв'язувати (нейтралізувати) кислоту, що утворюється за гідролізу. Цю функцію виконують присутні в природних водах гідрокарбонат-іони ( $\text{HCO}_3^-$ ), які зумовлюють природну лужність води:



Якщо лужність оброблюваної води невелика або застосовується значна доза коагулянту, кислота, що утворюється під час гідролізу коагулянту, може нейтралізуватися неповністю. Наслідком цього є погіршення процесу утворення пластівців, поява у воді залишкового алюмінію або заліза. Щоб уникнути цього, воду додатково піддуговують введенням вапна  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  або соди  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :



Гідроксиди алюмінію та заліза надзвичайно мало розчинюються у воді й виділяються з неї у вигляді колоїдних позитивно заряджених частинок із великою сумарною поверхнею.

Гумусові речовини, що надають воді забарвлення, і частинки порід і ґрунтів, які визначають її каламутність, являють собою негативно заряджені колоїди. Унаслідок великої вільної поверхневої енергії і різності зарядів ці дві системи взаємодіють: на позитивно зарядженій поверхні гідроксидів добре адсорбуються гумусові речовини, а самі частинки гідроксидів адсорбуються на поверхні частинок ґрунту, глини й інших завислих речовин.

Разом із тим наявність у воді від'ємно заряджених іонів призводить до коагуляції колоїдних частинок гідроксидів, тобто відбувається зниження їх заряду і втрата ними стійкості. Унаслідок цього частинки починають злипатися між собою, створюючи так звану *надміцелярну структуру*. Остання під впливом гідродинамічних сил потоку розривається в найслабших місцях, унаслідок чого утворюються мікропластівці, котрі потім укрупнюються за взаємного зіткнення. Осідання такої коагульованої зависі призводить до видалення з води речовин, які надають їй каламутності й забарвлення.

Для успішного перебігу процесу потрібно правильно вибрати дозу коагулянту. *Оптимальною* називається така найменша доза коагулянту, яка забезпечує забарвлення очищеної води < 20 град. за мінімальної її каламутності й доброго утворення пластівців (достатньо швидке утворення великих, добре осідаючих пластівців).

Оптимальна доза коагулянту залежить від природи й інтенсивності забарвлення оброблюваної води, її каламутності, лужності, рН, температури; цей показник визначають під час пробного коагулювання води різними дозами коагулянту.

#### Методика визначення оптимальної дози коагулянту

Попередньо визначають забарвлення, каламутність, лужність і рН досліджуваної води.

У 8 циліндрів наливають по 250 см<sup>3</sup> досліджуваної води. У перший циліндр вводять градуйованою мірною піпеткою розчин коагулянту концентрацією 25 мг/см<sup>3</sup> і ретельно перемішують воду у циліндрі мішалкою 10 разів. Відмічають початок досліду. Таким же чином послідовно обробляють воду в інших циліндрах дозами коагулянту відповідно до таблиці вихідних даних (табл. 3).

Таблиця даних для дозування розчину коагулянту

Номер циліндра	1	2	3	4	5	6	7	8
Об'єм розчину коагулянту, що вводиться в циліндр, $v_k$ , см <sup>3</sup>	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0
Доза коагулянту, яка відповідає введеному об'єму розчину, $D_k$ , мг/дм <sup>3</sup>	50	100	150	200	250	300	350	400

Оброблена коагулянтном вода в циліндрах відстоюється протягом 2 годин. Під час відстоювання води відмічають початок утворення пластівців ( $t_{пл}$ ) і початок їх осідання ( $t_{ос}$ ), а також вид пластівців (великі, маленькі, рихлі, щільні).

Через 2 години верхній шар води в циліндрах ( $\approx 150$  см<sup>3</sup>) обережно зливають у чисті колби, ретельно перемішують і вимірюють каламутність (К). Потім цю воду відфільтровують крізь паперовий фільтр і визначають її забарвлення (З), лужність (Л) і рН. Результати оформлюють у вигляді таблиці (табл. 4).

Таблиця 4

Результати лабораторного коагулювання

Номер циліндра	$D_k$ , мг/дм <sup>3</sup>	Показники якості води після коагулювання			
		К, мг/дм <sup>3</sup>	З, град.	Л, мг-екв/дм <sup>3</sup>	рН

На підставі проведених дослідів графічно виражають залежність каламутності, забарвлення, рН і лужності обробленої коагулянтном води від кількості введеного коагулянту і визначають його оптимальну дозу. На рис. 5 наведено приклад визначення оптимальної дози коагулянту за графіками залежностей каламутності та забарвлення коагульованої води від дози введеного коагулянту. Графіки  $pH = f(D_k)$  та  $L = f(D_k)$  мають допоміжну функцію – за їх характером можна судити про правильність дозування реагенту та достатність лужного резерву води для успішного процесу.

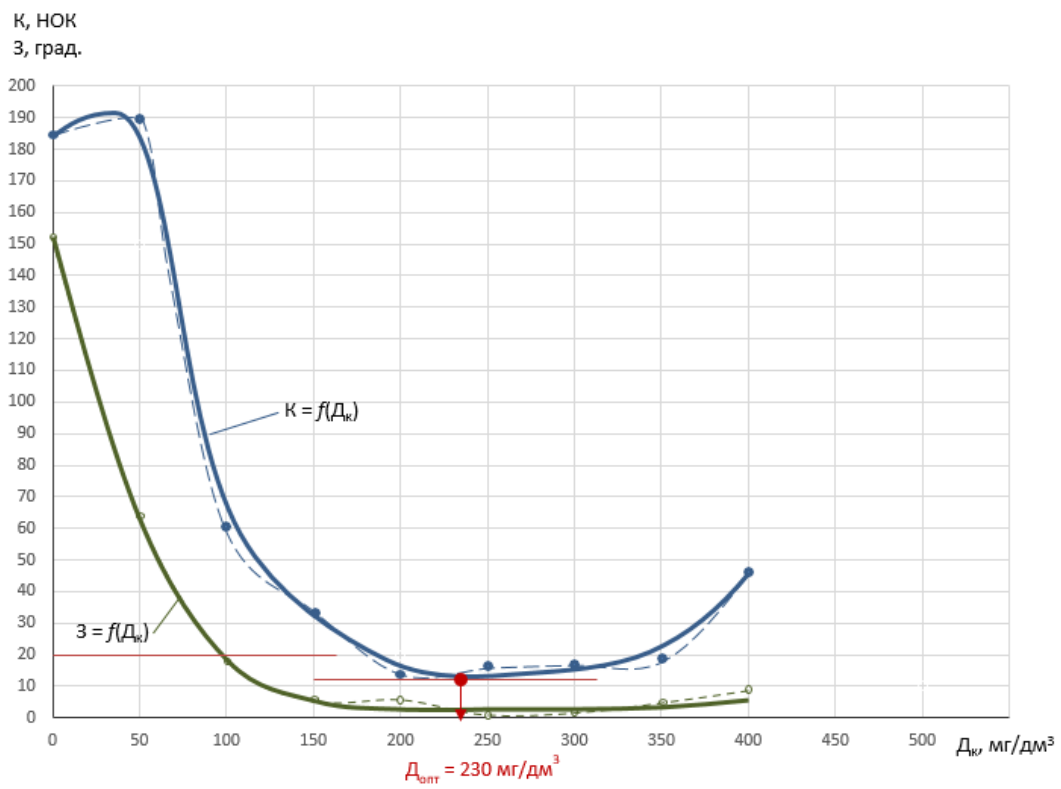


Рис. 5. Приклад графічного визначення оптимальної дози коагулянту

## Лабораторна робота № 5

### ВИЗНАЧЕННЯ ОПТИМАЛЬНОЇ ДОЗИ ХЛОРУ

Знезараження води здійснюють для звільнення її від хвороботворних (патогенних) мікроорганізмів. Знезараженню піддається очищена вода перед подачею її споживачу. Методи знезараження поділяють на *реагентні* й *безреагентні*.

До реагентних методів належить обробка води сильними окисниками, іонами важких металів (срібло, мідь) тощо. Як окисники використовують хлор і його сполуки, які містять активний хлор (хлорноватисту кислоту, гіпохлорити, хлораміни), діоксид хлору, озон.

До безреагентних методів належить термічна й ультразвукова обробка води, застосування ультрафіолетового чи іонізуючого випромінювання.

Найпоширеніший метод знезараження води – *хлорування*. Обробка води активним хлором призводить до ураження й загибелі бактеріальної клітини внаслідок окиснення і хлорування складових частин клітини мікроорганізму.

Для порівняння знезаражувальної дії різних хлоровмісних речовин введено поняття *активний хлор*. Це кількість газоподібного хлору, яка відповідає кількості кисню, що виділяється хлоровмісною речовиною під час введення її у воду.

Бактерицидний ефект хлорування значною мірою залежить від початкової дози хлоровмісного реагенту і тривалості контакту його з водою. На руйнування бактеріальних клітин витрачається лише незначна частина введеного у воду хлору. Більша його частина як сильного окиснювача витрачається на реакції з різними органічними і мінеральними домішками води – гумусовими речовинами, солями заліза II, нітритами, аміаком, сірководнем, молекулярними органічними речовинами.

Кількість хлору, яка витрачається на окиснення органічних і неорганічних домішок, визначає *хлоропоглинання* води. Хлоропоглинання води – це кількість хлору ( $\text{мг/дм}^3$ ), яка витрачається за 30-хвилинного контакту його з досліджуваною водою. Хлоропоглинання характеризує ступінь забруднення води: чим воно вище, тим більше у воді домішок, які реагують із хлором. Хлоропоглинання річкової та озерної води зазвичай не перевищує  $2\text{...}2,5 \text{ мг/дм}^3$ , а у ставках і болотах досягає  $5 \text{ мг/дм}^3$ .

Одночасно із знезараженням під час хлорування зменшується вміст солей заліза, запобігається розвиток біологічних обростань водоочисних споруд тощо.

Залежно від цільового призначення хлорування методи обробки води хлором поділяють на дві групи: *остаточне хлорування (постхлорування)* і *попереднє хлорування*.

Остаточне хлорування – завершальний етап очищення води (власне знезараження), який проводиться після всіх інших методів її обробки.

*Дозу хлоровмісного реагенту* для хлорування очищеної води вибирають таким чином, щоб після окиснення всіх домішок у воді залишався деякий надлишок хлору (залишковий хлор) для того, щоб уникнути можливого вторинного бактеріального забруднення води під час проходження її водопровідною мережею. Відповідно до ДержСанПіН, після 30-хвилинного контакту хлору з водою кількість залишкового активного хлору не повинна перевищувати 0,5 мг/дм<sup>3</sup>.

Попереднє хлорування – це обробка води хлором, яка передує іншим процесам її очищення. Попереднє хлорування використовують для боротьби із значним бактеріальним забрудненням води, за підвищеного ступеня забарвлення води, для покращення протікання деяких процесів очищення води, а також для підтримання належного санітарного стану очисних споруд. При цьому застосовують великі дози хлору, але, на відміну від перехлорування, метод не потребує подальшого дехлорування води. Надлишок хлору практично повністю видаляється у процесі проходження води по спорудах водоочисної станції. Надлишковий активний хлор витрачається на окиснення різних домішок, сорбується пластівцями гідроксидів алюмінію та заліза, окиснює органічні речовини, які накопичуються в завантаженні фільтрів, тощо.

Розрізняють три способи хлорування: *нормальне, перехлорування* і *комбіноване хлорування*.

Нормальне хлорування застосовується для знезараження води, яку беруть із надійних у санітарному відношенні джерел із хорошими фізико-хімічними показниками. Доза хлору зазвичай невелика, вона повинна забезпечувати потрібний бактерицидний ефект і не погіршувати при цьому органолептичних показників якості води. **Оптимальною** вважається така найменша **доза хлору**, яка після 30-хвилинного контакту з водою забезпечує величину залишкового активного хлору у воді в межах 0,3...0,5 мг/дм<sup>3</sup>.

Якщо нормальне хлорування не забезпечує потрібного бактерицидного ефекту чи призводить до погіршення органолептичних властивостей води, застосовується перехлорування, тобто обробка води підвищеними дозами хлору (1...10 мг/дм<sup>3</sup>). Перехлорування усуває багато неприємних запахів і присмаків води, руйнує ряд токсичних речовин. Надлишок хлору, який перевищує допустиму норму (0,3...0,5 мг/дм<sup>3</sup>), видаляється з води дехлоруванням. За невеликого надлишку хлор видаляється аерацією, а в разі великого – хімічними методами: обробка води сірчистим газом і гіпосульфитом натрію, фільтрування через зернисте активоване вугілля тощо.

Комбіноване хлорування, тобто хлорування води спільно з іншими знезаражувальними речовинами (іони срібла, міді, перманганат калію, аміак), застосовується для підсилення бактерицидного ефекту дії хлору чи для фіксації його у воді на довший строк (хлорування з амонізацією).

#### Методика визначення оптимальної дози хлору

У 8 конічних колб місткістю 250 см<sup>3</sup> з добре підігнаними гумовими пробками наливають по 100 см<sup>3</sup> досліджуваної води. У кожену колбу приливають хлорну воду з концентрацією активного хлору 0,1 мг/см<sup>3</sup> (табл. 5).

*Таблиця 5*

**Таблиця даних для дозування хлорної води**

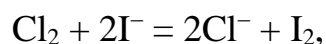
Номер колби	1	2	3	4	5	6	7	8
Кількість хлорної води, що приливається, $v_{Cl}$ , см <sup>3</sup>	0,5	0,75	1,0	1,25	1,5	2,0	3,0	5,0
Доза хлору, відповідна введеному об'єму, $D_{Cl}$ , мг/дм <sup>3</sup>	0,5	0,75	1,0	1,25	1,5	2,0	3,0	5,0

Після введення хлорної води колби швидко і щільно закривають пробками, перемішують і відзначають час початку дослідження. Через 30 хвилин у кожній колбі визначають залишковий активний хлор  $x_{Cl}$ .

#### Методика визначення залишкового хлору

У колбу з 100 см<sup>3</sup> досліджуваної води додають 5 см<sup>3</sup> буферного розчину, 5 см<sup>3</sup> 5 %-го розчину йодиду калію і 1 см<sup>3</sup> 2 %-го розчину крохмалю.

За наявності активного хлору вода забарвлюється в синій колір, тому що хлор витісняє із йодиду калію вільний йод:



а йод, що виділився, забарвлює крохмаль у синій колір.

Пробу води титрують розчином тіосульфату натрію (0,005 моль/дм<sup>3</sup>) до знебарвлення. Вода знебарвлюється, коли весь йод зв'язується тіосульфатом натрію.

Уміст активного хлору  $x_{\text{Cl}}$  у пробі визначають за формулою, мг/дм<sup>3</sup>:

$$Z_{\text{Cl}} = \frac{v_1 \cdot C_1 \cdot e}{v_0} \cdot 1000,$$

де  $v_1$  – об'єм розчину тіосульфату натрію, який витрачено на титрування, см<sup>3</sup>;

$C_1$  – молярна концентрація еквівалента тіосульфату натрію, моль/дм<sup>3</sup> ( $C_1 = 0,005$  г-екв/дм<sup>3</sup>);

$e$  – молярна маса еквівалента хлору, ( $e = 35,5$  г/Г-екв);

$v_0$  – об'єм досліджуваної води, взятої на аналіз, см<sup>3</sup> ( $v_0 = 100$  см<sup>3</sup>).

Результати оформлюють у вигляді таблиці (табл. 6) і графіка кривої хлоропоглинання води (рис. 6).

Таблиця 6

#### Результати лабораторного хлорування води

Номер колби	$D_{\text{Cl}}$ , мг/дм <sup>3</sup>	$v_1$ , мг/дм <sup>3</sup>	$Z_{\text{Cl}}$ , мг/дм <sup>3</sup>

За графіком кривої хлоропоглинання визначають оптимальну дозу хлору (рис. 6).

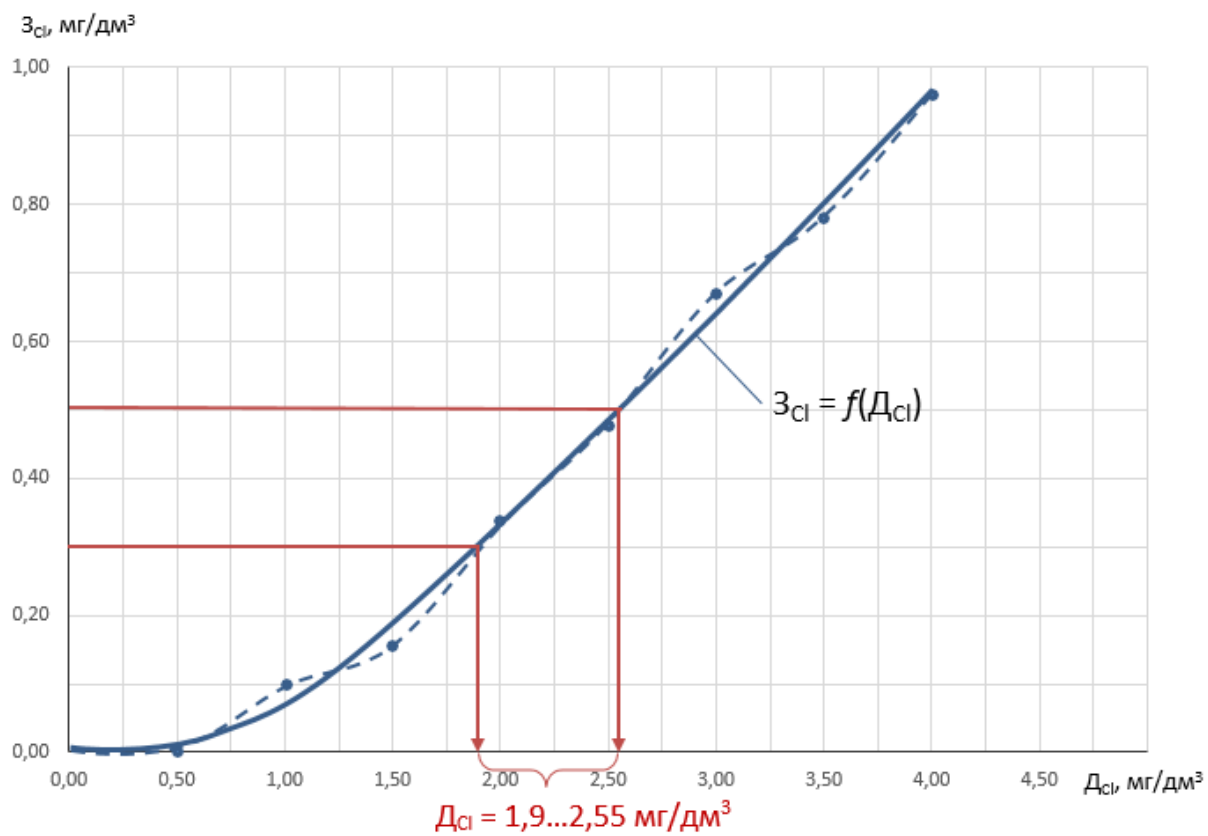


Рис. 6. Приклад графічного визначення оптимальної дози хлору

## Список літератури

1. *Державні санітарні норми та правила «Гігієнічні вимоги до води питної, призначеної для споживання людиною»* : ДСанПіН 2.2.4-171-10. – [Чинні від 12.05.2010] // Офіційний вісник України, 2010, № 51. – С. 99.
2. *Водопостачання. Зовнішні мережі та споруди. Основні положення проектування* : ДБН В.2.5-74:2013. – [Чинні від 01.01.2014]. – Київ : Мінрегіон України, 2013. – 286 с.
3. *Вода питна. Вимоги та методи контролювання якості води* : ДСТУ 7525:2014 [Чинні від 23.10.2014]. – Київ : Мінекономрозвитку України, 2014. – 28 с.
4. *Хімія води та мікробіологія : навчальний посібник / під ред. канд. хім. наук, доцента О. М. Валкіної*. – Сімферополь : ВД «АРІАЛ», 2011. – 246 с.
5. *Хільчевський В. К. Хімічний аналіз та оцінка якості природних вод : навч. посіб.* / В. К. Хільчевський, М. Р. Забокрицька. – Луцьк : Вежа-Друк, 2021. – 76 с.
6. *Антипчук А. Ф., Кіреєва І. Ю. Водна мікробіологія : навч. посібн.* – Київ : Кондор, 2005. – 256 с.
7. *Запольський А. К. Водопостачання, водовідведення та якість води : підручник*. – Київ : Вища школа, 2005. – 671 с.
8. *Кульський Л. А., Накорчевская В. Ф. Химия воды*. – Київ : Вища школа, 1986. – 239 с.
9. *Накорчевська В. Ф. Мікробіологія води*. – Київ : ВПОЛ, 1999. – 68 с.
10. *Хімія води та мікробіологія : методичні вказівки до лабораторних робіт з курсу / уклад.: В. Ф. Накорчевська, Т. В. Аргатенко*. – Київ : КНУБА, 2003. – 40 с.
11. *Хімія води та мікробіологія : методичні вказівки до виконання контрольної роботи / уклад. Т. В. Аргатенко*. – Київ : КНУБА, 2020. – 24 с.
12. *Методичні вказівки до виконання контрольної роботи / уклад.: Т. В. Аргатенко, О. М. Матвієнко*. – Київ : КНУБА, 2006. – 20 с.

**Для нотаток**

Навчально-методичне видання

# ХІМІЯ ВОДИ ТА МІКРОБІОЛОГІЯ

Методичні вказівки  
до виконання лабораторних робіт  
для студентів спеціальностей  
192 «Будівництво та цивільна інженерія»  
і 194 «Гідротехнічне будівництво, водна інженерія та водні технології»  
освітнього рівня «бакалавр»

Укладач **АРГАТЕНКО** Тетяна Вікторівна

Випусковий редактор *Т. В. Івченко*  
Комп'ютерне верстання *Д. М. Ніколаєвич*

Підписано до друку 13.12.2023. Формат 60 x 84<sub>1/16</sub>  
Ум. друк. арк. 2,32. Обл.-вид. арк. 2,5.  
Електронний документ. Вид. № 116/Ш-23

Видавець і виготовлювач:  
Київський національний університет будівництва і архітектури

Повітрофлотський проспект, 31, Київ, Україна, 03037

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру суб'єктів  
видавничої справи ДК № 808 від 13.02.2002