

МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ УКРАЇНИ
СХІДНОУКРАЇНСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
імені Володимира Даля

КАФЕДРА БУДІВНИЦТВА, УРБАНІСТИКИ ТА ПРОСТОРОВОГО ПЛАНУВАННЯ

Методичні вказівки
до лабораторних робіт з дисципліни
«ОСНОВИ ТЕХНОЛОГІЇ ПРОЦЕСІВ ВОДОПІДГОТОВКИ»

*(для здобувачів вищої освіти
спеціальності G19 «Будівництво та цивільна інженерія»)
(Електронне видання)*

ЗАТВЕРДЖЕНО
на засіданні кафедри
будівництва, урбаністики та
просторового планування

Протокол № 1 від 12.08.2025 р.

УДК 628.1.033

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт з дисципліни «**Основи технології процесів водопідготовки**» (для здобувачів вищої освіти спеціальності G19 «Будівництво та цивільна інженерія») (Електронне видання) /Уклад.: Г.О. Татарченко, М.В. Білошицький – Київ: Вид-во СНУ ім. В. Даля, 2025. – 76 с.

Методичні вказівки до виконання лабораторних робіт спрямовано на вивчання і засвоєння здобувачами вищої освіти самостійно та на підставі лекційного матеріалу теоретичної основи та практичного матеріалу з дисципліни «Основи технології процесів водопідготовки», ознайомлення з найважливішими властивостями дисперсних систем, а також з основами знешкодження промислових скидів, у надбанні здобувачами вищої освіти навичок експериментальної роботи: вміння планувати послідовність дій при виконанні експерименту, правильно проводити вимірювання, фіксувати результати вимірювань згідно з вимогами до оформлення результатів експерименту, вміння обробляти результати вимірювань, робити висновки, щодо отриманих результатів експерименту.

На початку кожної теми наведено питання для самостійної підготовки здобувачів до проведення лабораторних робіт.

Укладачі: Г.О. Татарченко – д.т.н., професор

М.В. Білошицький – к.т.н., доцент

Рецензент: . Н.І. Білошицька к.т.н., доцент

ЗМІСТ

1. Лабораторна робота № 1. Загальні правила роботи і техніка безпеки для працюючих у хімічній лабораторії. Хімічний посуд	4
2. Лабораторна робота № 2. Визначення органолептичних показників якості води (запах, смак, кольоровість, каламутність)	14
3. Лабораторна робота № 3. Визначення рН води потенціометричним методом	24
4. Лабораторна робота № 4. Метод нейтралізації. Приготування і стандартизація робочих розчинів	32
5. Лабораторна робота № 5. Визначення кислотності та лужності води	36
6. Лабораторна робота № 6. Визначення форм карбонатної кислоти та карбонатної твердості води	41
7. Лабораторна робота № 7. Визначення загальної твердості води, вмісту іонів кальцію і магнію	50
8. Лабораторна робота № 8. Визначення вмісту сульфат-іонів у воді.	56
9. Лабораторна робота №9 Визначення вмісту хлорид-іонів у воді методом Мора	60
10. Лабораторна робота №10. Визначення вмісту загального заліза	64
11. Лабораторна робота №11. Визначення перманганатної окисності води методом Кубеля	68
Рекомендовані джерела	74

Лабораторна робота №1

1. Загальні правила роботи і техніка безпеки для працюючих у хімічній лабораторії. Хімічний посуд

1.1 Самостійна підготовка. Проробити такі питання:

- 1 Опишіть умови яких необхідно дотримуватись при нагріванні рідини.
- 2 Порядок розведення кислот.
- 3 Що необхідно робити з залишками реактивів після проведення лабораторної роботи?
- 4 Дії при нещасних випадках.
- 5 Дайте назву та призначення хімічного посуду, приладів, предметів при виконанні самостійної роботи.

1.2 Загальні правила роботи та техніка безпеки

Під час роботи в хімічній лабораторії необхідно суворо дотримуватися таких загальних правил безпеки:

1. Студенти обов'язково повинні працювати в халатах, вони зобов'язані підтримувати чистоту та порядок на робочому місці в лабораторії.
2. Слід точно дотримуватись порядку та послідовності операцій, вказаних у даних методичних вказівках. Не дозволяється приступати до виконання лабораторної роботи доти, доки студент не опанує усієї техніки її проведення.
3. Склянки з реактивами загального користування повинні знаходитись на визначеному місці, забороняється їх переносити на робочі столи. Необхідно слідкувати за тим, щоб на усіх банках з реактивами були етикетки з написом назви речовини та її концентрації. Перед і після використання скляного посуду, його слід ретельно вимити.
4. Працювати в лабораторії слід обережно, не проливати і не просипати реактиви. Надлишки реактивів **суворо забороняється** зсипати чи зливати назад у склянки з чистими реактивами.
5. Досліди з легкозаймистими, леткими, вогнебезпечними, токсичними речовинами, або речовинами, які мають неприємний запах, слід проводити подалі від відкритого полум'я і у витяжній шафі.

6. Забороняється зливати в раковину залишки кислот, лугів, вогнебезпечні рідини й рідини з сильним запахом, їх треба зливати в спеціальні склянки.

7. Категорично забороняється пробувати на смак або запах хімічні речовини, або пити воду з хімічного посуду.

8. Забороняється під час нагрівання рідин і твердих речовин у пробірках спрямовувати їх отвором на себе, або в бік студентів, які знаходяться поряд. Забороняється нахилитись над склянками, або заглядати у пробірку зверху, щоб уникнути нещасного випадку в разі можливого викиду нагрітої речовини або уламків скла.

9. Прилади, які необхідно нагрівати, або з яких будуть виділятися газу не слід залишати закритими.

10. Категорично забороняється вмикати без дозволу викладача будь-які прилади та рубильники.

11. Усі роботи, при яких можливе розбризкування їдких речовин (переливання кислот, лугів, або подрібнення чи розтирання в ступках) необхідно одягати гумові рукавички, захисні окуляри та фартух.

12. Для попередження бурхливого закипання і викиду рідини, яка нагрівається до кипіння, необхідно користуватись "кипілками" (шматочками подрібненого фарфору). "Кипілки" слід вносити тільки в холодну рідину.

13. Під час розведення концентрованих кислот, особливо сульфатної, слід обережно та поступово лити кислоту у воду, а не навпаки. При розведенні кислот виділяється велика кількість тепла і при додаванні води до кислоти розчин може розбризкуватись та потрапити на шкіру чи одяг.

14. У разі нещасного випадку слід негайно звернутися до викладача.

15. Якщо виникнуть непорозуміння стосовно виконання дослідів лабораторної роботи необхідно припинити роботу й звернутися до викладача.

16. В лабораторії категорично забороняється вживати їжу та пити воду. Після закінчення роботи необхідно як слід вимити руки.

17. По закінченню роботи своє робоче місце необхідно привести у

порядок.

Техніка безпеки при роботі з газовими пальниками

Підчас використання газових пальників, слід пам'ятати, що газ є отруйною і вибухонебезпечною речовиною. Неправильне й неохайне поводження з газовими пальниками може спричинити отруєння, пожежу, вибух. Потрібно спершу запалити сірник, а потім відкрити кран надходження газу. **Слідкуйте за тим, щоб газ не проскочив у середину пальника.** Якщо газ або зникає, або стає подовженим і горіння супроводжується свистінням, то це означає, що горіння відбувається всередині гумової трубки, що може привести до її займання. В цьому випадку негайно закрийте кран, зачекайте, поки пальник охолоне, і лише після цього знову запалюйте його, попередньо зменшивши приток повітря. **В разі появи запаху газу в лабораторії негайно повідомте про це викладача, загасіть вогонь, відчиніть двері та вікна, вийдіть з лабораторії!!!**

Перша допомога при нещасних випадках

У разі **термічного** опіку (полум'ям пальника або нагрітими предметами) уражене місце необхідно негайно протерти ватою, намоченою етиловим спиртом або 1% розчином перманганату калію. В разі сильного опіку потрібно накласти стерильну пов'язку або накрити обпечене місце чистою тканиною і обов'язково звернутись до лікаря.

Концентровані кислоти (хлоридна, сульфатна, нітратна тощо) та луги (їдкий натр, їдкий калій) при потраплянні на шкіру або в очі можуть завдати дуже тяжкі **хімічні** опіки. При опіках шкіри кислотою уражене місце слід негайно промити великою кількістю води, потім 3-5% розчином питної соди (гідрокарбонатом натрію) і знову ретельно промити водою. При потраплянні кислот або кислотної пари у очі, або до ротової порожнини, треба багаторазово промити їх струменем води, потім розчином питної соди та знову водою. При опіках шкіри їдкими лугами слід добре промити вражене місце водою (до зникнення відчуття слизькості), а потім 3-5% розчином оцтової (або борної) кислоти. У разі опіку очей лугом треба їх промивати під струменем води не менше 15 хвилин і негайно звернутися до лікаря.

2. Хімічний посуд

В аналітичних лабораторіях найбільш поширене застосування має мірний посуд (мірні конічні колби, бюретки, піпетки, мірні циліндри, стакани та мензурки тощо), який має певні функції та особливості у роботі.

Мірні колби (рис. 1) – плоскодонні колби з подовженим, вузьким горлом, на яке нанесена кругова позначка. Об'єм розчину до кругової позначки визначає місткість мірної колби.

На практиці використовують мірні колби місткістю 50, 100, 250, 500, 1000 см³. Мірні колби застосовують для приготування розчинів точної концентрації з фіксаналів або за точною наважкою речовини, а також для розбавлення розчинів. Мірні колби не дозволяється нагрівати і довгий час зберігати в них розчини, а також здійснювати хімічні реакції.



Рис. 1 – Мірні колби

При приготуванні розчину мірну колбу потрібно брати тільки за горлову частину і обов'язково вище позначки, щоб не змінити температуру розчину. Розчин або воду наливають до позначки таким чином, щоб вигнутий меніск рідини торкався позначки своєю нижньою частиною. При цьому позначка колби повинна знаходитися точно на рівні очей.

Бюретки (рис. 2) – градуйовані скляні трубки, що мають однаковий діаметр по всій довжині. Вони закріплюються вертикально на лабораторному штативі.

В нижній частині бюретки мають скляний кран або гумову трубку зі скляною кулькою (або затискувачем), які з'єднані зі скляним капіляром для витоку розчину. Бюретки призначені для титрування або для вимірювання невеликих об'ємів розчинів у серійних аналізах. Найчастіше використовують бюретки місткістю 25, 50 см³ з ціною поділки 0,1 см³. Таким чином, можна за допомогою бюретки виміряти об'єм з точністю до 0,03 см³, умовно поділяючи одну поділку бюретки на три частини.



Рис. 2 – Бюретки

Правила користування бюретками:

1) бюретку влаштовують у штативі чітко вертикально за допомогою металевих лапок і спеціальних затискувачів;

2) перед початком роботи бюретку через лійку двічі –промивають дистильованою водою, потім – робочим розчином, яким будуть титрувати, і тільки потім заповнюють робочим розчином до нульової позначки, контролюючи, щоб не було бульбашок повітря в скляному капілярі;

3) розчин з бюретки при титруванні додавати краплями, не допускаючи витікання струменем. Розчин у колбі, що титрують, обов'язково ретельно перемішувати;

4) при всіх відліках за бюреткою очі спостерігача повинні розташовуватися чітко на рівні меніска рідини.

Піпетки – скляні трубки з розширенням у середній частині – «**піпетки з кулькою** – піпетки Мора » (рис. 3 а). У верхній частині піпетки є одна кругова позначка, яка визначає її місткість (10, 25, 50, 100 см³), а її нижня частина витягнута в капіляр («носик» піпетки). Піпетка такої форми призначена для точного відбору проб розчинів певного об'єму (аліквот).



a



б

Рис. 3 – Піпетки:
a – піпетка Мора; *б* – градуйована піпетка

У лабораторній практиці застосовують також **градуйовані піпетки** (рис. 3 б). Це градуйовані циліндричні скляні трубки з відтягнутим кінцем, які мають різні значення ціни поділки. Такі піпетки використовують, як правило, для допоміжних операцій.

Правила користування піпетками:

- 1) піпетка повинна бути чистою;
- 2) носик піпетку занурюють у стаканчик з розчином і всмоктують його за допомогою резинової груші;
- 3) як тільки розчин у піпетці підніметься вище позначки, грушу швидко від'єднують від піпетки й швидко затуляють верхній отвір піпетки вказівним пальцем;
- 4) тримаючи вертикально над стаканчиком піпетку, її встановлюють таким чином, щоб позначка піпетки знаходилася на рівні очей, трохи послаблюють тиск вказівного пальця, щоб розчин почав поступово витікати в

стаканчик доти, доки нижній меніск розчину не торкнеться позначки, після чого припиняють витікання розчину;

5) вводять носик піпетки до колби або склянки, куди потрібно перенести порцію розчину (не торкаючись стінок посудини) і зливають розчин;

б) при зливанні всього розчину категорично **не дозволяється** видувати з кінчика піпетки утримувану капілярними силами краплю розчину, тому що піпетка градуйована на вільний злив. Після того, як розчин стече з піпетки, торкаються піпеткою до горла колби (склянки) і ще 5–10 секунд чекають.

Конічні колби (рис. 4) – плоскодонні конічні колби місткістю 200-500 см³. Ці колби завжди використовують при титруванні. В них вміщують піпеткою певний об'єм проб води або інших розчинів.



Рис. 4 – Конічні колби

Мірні градуйовані циліндри (рис.5) й **мензурки** (рис.6) використовуються для грубого відмірювання об'єму рідини, існують різної ємкості: 5, 10, 25, 50, 100, 150, 250, 500, 1000 і 2000 см³.



Рис. 5 – Мірні циліндри



Рис. 6 – Мензурка

Хімічні стакани (рис. 7) бувають різної ємкості (від 50 до 1000 см³), їх використовуються для допоміжних робіт з водними розчинами й органічними рідинами.

Крапельниці (рис. 8) використовують для дозування індикаторів і повільного додавання реагенту до реакційної суміші.



Рис. 7 – Хімічні стакани



Рис. 8 – Крапельниця Шустера



Рис. 9 – Бюкс



Рис.10 – Лійка

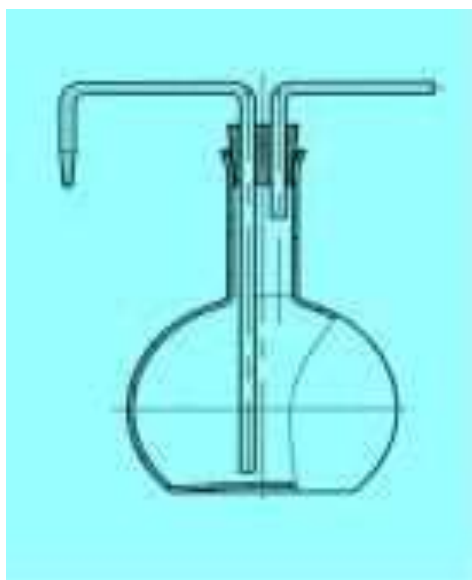


Рис. 11. – Промивалка



Рис. 12. – Ексикатор

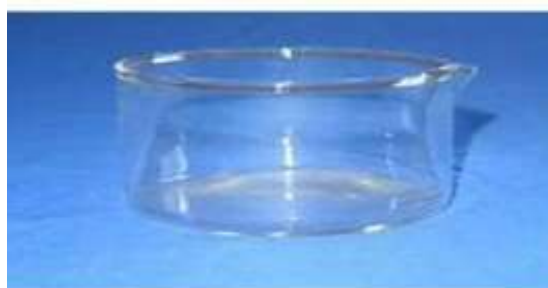


Рис. 13. – Кристалізатор

Бюкс – стаканчик з притертою пробкою (рис. 9) використовують для

зважування, висушування і зберігання речовин.

Лійка лабораторна (рис. 10) використовують для переливання рідин або їх фільтрування крізь паперові фільтри.

Промивалка (рис. 11) призначена для промивання осадів, посуду й приготування розчинів. *Ексикатор* (рис. 12) – посуд, у якому підтримують певну вологість повітря (звичайно близьку до нуля), виготовлений з товстого скла.

Використовують для повільного висушування за кімнатної температури й зберігання гігроскопічних сполук.

Кристалізатор (рис. 13) – тонкостінний плоскодонний скляний посуд для перекристалізації речовин; застосовують у лабораторній практиці.

Миття хімічного посуду

Хімічний посуд перед проведенням дослідів обов'язково необхідно ретельно вимити. *Посуд вважається чистим, якщо після виливання з нього води на внутрішній поверхні посуду не залишається крапель.*

Новий або мало забруднений посуд достатньо вимити водою з додаванням до неї будь-якого миючого засобу, промити декілька разів водопровідною водою і ополоснути дистильованою водою.

Для миття забрудненого скляного посуду використовують Розчин соди Na_2CO_3 . Рекомендують використовувати гарячий 30-40 % розчин Na_2CO_3 . Після миття посуд промивають декілька разів водопровідною і ополіскують дистильованою водою.

Сушити скляний посуд потрібно не завжди. Вимитий посуд часто достатньо перевернути до гори дном і дати воді збігти. Хімічний посуд ніколи не витирають рушником зсередини. В разі потреби висушування скляного посуду, це роблять у сушильній шафі (**окрім мірного посуду, котрий забороняється висушувати нагріванням**). Використовувати висушений в шафі посуд можна тільки після повного його остигання і прийняття температури приміщення.

Лабораторна робота № 2

Визначення органолептичних показників якості води (запах, смак, кольоровість, каламутність).

Органолептичний метод визначення запаху води

2.1 Самостійна підготовка Проробити такі питання:

1. Як проводиться визначення фізичних і органолептичних властивостей води?
2. Що таке бальна система оцінки смаку і запаху?
3. Як визначаються каламутність та кольоровість води?
4. При визначенні кольоровості води її забарвлення збіглося з п'ятим циліндром дихроматно-кобальтової шкали. Яка кольоровість води, чи відповідає вона нормам?
4. Якому балу відповідає помітна інтенсивність запаху питної води?
5. Які розчини називають нейтральними, кислими, лужними?
6. Яка кольоровість і прозорість допускається нормативами для питної води?

2.2 Робота в лабораторії

Посуд:

1. Колба плоскодонна з притертою пробкою місткістю 250-350 см³.
2. Скло годинникове.
3. Баня водяна.

Сутність методу визначення запаху води. Характер та інтенсивність запаху визначають органолептичним методом. Характер запаху води визначають відчуттям сприйнятого запаху (землистий, хлорний, нафтопродуктів тощо).

Методика визначення

Запах питної води визначають відповідно ДСТУ 7525:2014 Проби води відбирають об'ємами не менше 500 см³. Проби не консервують і визначення проводять не пізніше, ніж через 2 години після відбору.

Визначення запаху води здійснюють при температурі 20° і 60 °С.

При 20° С в колбу з притертою пробкою місткістю 250-350 см³ вміщують

100 см³ води, яку досліджують. Колбу закривають пробкою і кілька разів перемішують обертальними рухами, після чого колбу відкривають і визначають характер та інтенсивність запаху .

Для визначення запаху при 60°С у колбу на 250-350 см³ вміщують 100 см³ води, закривають годинниковим склом і нагрівають на водяній бані до 50-60°С, перемішують воду і, зсунувши скло вбік, швидко визначають характер і інтенсивність запаху.

Інтенсивність запаху води, визначають при 20° і 60°С і оцінюють за п'ятибальною шкалою, згідно з вимогами табл.2.1.

Таблиця 2.1

Інтенсивність запаху

Інтенсивність запаху	Характер виявленого запаху	Оцінка інтенсивності запаху, бал
Без запаху	Відсутність запаху	0
Дуже слабкий	Запах не відчувається споживачем, але виявляється при лабораторному дослідженні	1
Слабкий	Запах помічається споживачем, якщо звернути на цей його увагу	2
Помітний	Запах легко помічається і викликає несхвальний відгук про воду	3
Виразний	Запах звертає на себе увагу і примушує утриматися від пиття	4
Дуже сильний	Запах настільки сильний, що робить воду непридатною для використання	5

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 запах води за 20°С систем централізованого питного водопостачання повинен бути не більше 2 балів, а нецентралізованого – 0 балів. Запах під час нагрівання до 60°С – 2 та 1 відповідно.

Органолептичний метод визначення смаку води

Сутність методу визначення смаку води. Характер та інтенсивність смаку й присмаку води встановлюють органолептичним методом. Розрізняють чотири основних види смаку: солоний, кислий, солодкий, гіркий. Всі інші види

смакових відчуттів називаються присмаками, наприклад хлорний, рибний, металевий тощо. Кількісну оцінку запаху, смаку й присмаку води проводять за п'ятибальною шкалою, згідно з ДСТУ 7525:2014. Слід зауважити, що дослідження води на смак можливо тільки для вод бактеріологічно нешкідливих і нетоксичних. У сумнівних випадках воду слід прокип'ятити, охолодити до 15–20°C і тільки потім пробувати на смак.

Для визначення смаку досліджуваної води її набирають у рот малими порціями, не проковтуючи, і затримують у роті 3-5 секунд. Інтенсивність смаку й присмаку визначають при 20°C і оцінюють за п'ятибальною системою, згідно з вимогами табл. 2.2.

Таблиця 2.2

Смак і присмак

Інтенсивність смаку й присмаку	Характер смаку й присмаку	Оцінка інтенсивності смаку й присмаку, бал
1	2	3
Немає	Смак і присмак не відчуються	0
Дуже слабкий	Смак і присмак не відчуються споживачем, але виявляються при лабораторному дослідженні	1
Слабкий	Смак і присмак помічаються споживачем, якщо звернути на це його увагу	2
Помітний	Смак і присмак легко помічаються і викликають несхвальний відгук про воду	3
Виразний	Смак і присмак звертають на себе увагу і примушують утриматися від пиття	4
Дуже сильний	Смак і присмак настільки сильні, що роблять воду непридатною для вживання	5

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 смак питної води повинен бути не більше 2 балів.

2.3 Визначення кольоровості питної води

Робота в лабораторії

Прилади, посуд і реактиви:

1. Фотоелектроколориметр ФЕК–72 з синім світлофільтром ($\lambda = 413$ нм).
2. Кювети товщиною 5-10 см.
3. Циліндр Несслера місткістю 100 см³ – 12 шт.

4. Фільтр мембранний №4.

5. Піпетки мірні, ємкістю 1, 5, 10 см³.

6. Головний стандартний розчин $K_2Cr_2O_7$ і $CoSO_4 \cdot 7 H_2O$ (*розчин № 1*) – готують розчиненням 0,0875 г двохромовоокислого калію ($K_2Cr_2O_7$), 2,0 г сульфату кобальту ($CoSO_4 \cdot 7 H_2O$) і 1 см³ концентрованої сульфатної кислоти ($\rho = 1,84$ г/см³) в дистильованій воді з доведенням об'єму розчину до 1 дм³ (1 л). Такий розчин відповідає кольоровості 500°.

7. Розведений розчин H_2SO_4 (*розчин № 2*) – готують розчиненням 1 см³ концентрованої сульфатної кислоти ($\rho = 1,84$ г/см³) в дистильованій воді і доведенням об'єму розчину до 1 дм³. Такий розчин відповідає кольоровості 0°.

Кольоровість води зумовлена, головним чином, розчиненими гуміновими речовинами, колоїдними сполуками заліза, масовим розвитком водоростей. Кольоровість води можна визначити двома методами – візуальним (за дихроматно - кобальтовою шкалою) або фотометричним.

Методика візуального визначення кольоровості за дихроматно - кобальтовою шкалою.

Сутність методу. Кольоровість визначають шляхом візуального порівняння відтінку кольору проби води з кольором штучних стандартів – дихроматно– кобальтовою шкалою, що імітує кольоровість води. Кольоровість вимірюють у градусах, згідно з ДСТУ 7525:2014.

Приготування шкали кольоровості – в циліндрах Несслера місткістю 100 мл зливають і перемішують робочі розчини №1 і №2 у співвідношеннях, що вказані в табл. 2.3.

Таблиця 2.3

Об'єм розчину №1, мл	0	1	2	3	4	5	6	8	10	12	14
Об'єм розчину №2, мл	100	99	98	97	96	95	94	92	90	88	86
Градуси кольоровості	0	5	10	15	20	25	30	40	50	60	70

Розчин у кожному циліндрі відповідає визначеному градусу кольоровості. Шкалу кольоровості можна зберігати в темному місці 2-3 місяця, після чого її замінюють.

1. Визначення кольоровості досліджуваної води. В циліндр Несслера відміряють 100 см³ досліджуваної, при необхідності профільтрованої крізь мембранний фільтр № 4 природної води, ставлять циліндр на аркуш білого паперу і шляхом порівняння кольору проби води з кольором розчину стандартної шкали певного градусу кольоровості, знаходять схожі забарвлення. Порівнювати забарвлення необхідно дивлячись зверху. Якщо проба має кольоровість вище за 70°, її розводять дистильованою водою в певному співвідношенні до одержання забарвлення води, яке співпадає з забарвленням якогось розчину шкали кольоровості. Отриманий результат множать на число, що відповідає величині розведення.

Фотометричний метод визначення кольоровості води

Метод базується на використанні закону Бугера-Ламберта-Бера, який описує зменшення інтенсивності світла, що проходить крізь забарвлений розчин:

$$I = I_0 \cdot 10^{-\varepsilon Cl}, \quad (2.1)$$

де I_0 – інтенсивність падаючого світла;

I – інтенсивність світла, що пройшло крізь шар поглинаючої речовини;

ε – молярний коефіцієнт поглинання або, дм³/моль·см, що характеризує власні властивості речовини поглинати світло певної довжини хвилі, залежить від природи речовини, довжини хвилі, температури і не залежить від концентрації;

C – молярна концентрація поглинаючої речовини, моль/ дм³;

l – товщина поглинаючого шару (товщина кювети), см.

У логарифмічній формі рівняння (2.1) має вигляд

$$\lg \frac{I}{I_0} = -\varepsilon Cl \quad \text{або} \quad \lg \frac{I_0}{I} = \varepsilon Cl. \quad (2.2)$$

Здатність розчинів пропускати монохроматичне світло характеризується **коефіцієнтом пропускання** або просто **пропусканням** (T) і розраховується як

$$T = \frac{I}{I_0} \text{ (у долях) або } \tau = \frac{I}{I_0} \cdot 100\% \text{ (у відсотках)}. \quad (2.3)$$

Здатність розчинів поглинати світло характеризується **оптичною**

густиною (D) і розраховується як

$$D = -\lg T = \lg \frac{I_0}{I}. \quad (2.4)$$

Беручи до уваги рівняння (2.2) і (2.4) отримуємо рівняння закону Бугера-Ламберта-Бера у формі, що придатна для практичного застосування

$$D = \varepsilon Cl. \quad (2.5)$$

Закон Бугера-Ламберта-Бера: оптична густина розчину з певною товщиною поглинаючого шару прямо пропорційна концентрації речовини в розчині.

Графічно залежність D від C має вигляд прямої, що проходить через початок координат.

Таким чином, вимірюючи оптичну густина розчину, можна визначити концентрацію забарвленої речовини, а отже й кольоровість його розчину.

Методика фотометричного визначення кольоровості води

1. Побудова градуйованого графіку

В якості стандартних розчинів з відомою кольоровістю використовують розчини шкали кольоровості (див. табл. 2.3). Спочатку визначають оптичну густина кожного розчину за шкалою кольоровості (відносно кювети з дистильованою водою) за допомогою фотоелектроколориметра ФЕК-72. Для цього використовують кювети з товщиною поглинаючого світло шару розчину 5-10 см і синій світлофільтр ($\lambda = 413$ нм). За одержаними значеннями оптичних густин D розчинів шкали кольоровості і відповідних їм градусам кольоровості будують градуйований графік.

2. Вимірювання оптичної густини досліджуваної води

Воду, що досліджують, при необхідності фільтрують крізь мембранний фільтр №4. Після чого вимірюють оптичну густина фільтрату за тих же умов, що і стандартних розчинів.

За градуйованим графіком визначають кольоровість досліджуваної води.

Згідно до ДСанПіН 2.2.4-171-10 кольоровість питної води повинна бути не більше за 20°.

2.4 *Визначення каламутності води*

2.4.1 *Робота в лабораторії*

Прилади, посуд і реактиви:

1. Фотоелектроколориметр ФЕК- 72 с зеленим світлофільтром ($\lambda = 530$ нм).
2. Кювети з товщиною 5-10 см.
3. Піпетки мірні місткістю 1,5,10,25 і 100 см³.
4. Циліндр мірний місткістю 100 см³ – 12 шт.
5. Каолін збагачений для парфумерної промисловості, або для кабельної промисловості.
6. Пірофосфат калію $K_4P_2O_7 \cdot 3H_2O$ або натрію $Na_4P_2O_7 \cdot 3H_2O$
7. Насичений розчин хлорної ртуті $HgCl_2$.

Загальні відомості

Каламутність води зумовлюється наявністю в ній завислих частинок піску, глини, органічних і неорганічних колоїдних речовин, фіто – і зоопланктону. Причиною каламутності є мули, гідроксиди алюмінію та заліза, силіцієва кислота, планктони тощо. Каламутність води визначають згідно з **ДСТУ 7525:2014** не пізніше, ніж через 24 години після відбору проби.

Сутність методу. Каламутність води визначають фотометричним методом шляхом порівняння каламутності проби води, яку досліджують з каламутністю робочих стандартних суспензій. Метод базується на можливості використання закону Бугера-Ламберта-Бера для безкольорових суспензій або білих золів, коли зменшення інтенсивності світла, яке пройшло, обумовлено домінуючим впливом опалесценції (світлорозсіювання) від завислих часток, тоді як у кольорових розчинах домінуючий вплив має поглинання світла. Пристосованість закону Бугера-Ламберта-Бера для безкольорових суспензій перевіряють графічно: залежність оптичної густини від концентрації завислих речовин повинна бути лінійною.

Фотометричний метод використовують лише при концентрації зависей менших за 100 мг/ дм³, при більшому вмісті їх визначають гравіметричним методом, фільтруючи воду крізь беззольні паперові фільтри "синя стрічка" або

мембранні фільтри.

Методика визначення

1. Приготування головної стандартної суспензії каоліну 25-30 г каоліну ретельно збовтують з 3-4 дм³ дистильованої води і залишають стояти на 24 години. Через 24 години сифоном відбирають рідину, яка не освітлилася (суспензія каоліну). До каоліну, що залишився, доливають воду, збовтують і залишають стояти ще 24 год., після чого сифоном знову відбирають рідину, що не освітлилася. Цю операцію повторюють тричі, кожен раз приєднуючи чергову порцію відібраної неосвітленої суспензії до попередніх. Накопичену таким чином суспензію ретельно збовтують і залишають вистоюватися ще 3 дні, після чого рідину зливають. До утвореного осаду додають 100 см³ дистильованої води, збовтують і отримують основну стандартну суспензію каоліну.

Концентрацію головної суспензії каоліну визначають ваговим методом (не менше, ніж у двох паралельних пробах): 5 см³ суспензії вміщують у тигель, маса якого попередньо була доведена до постійної ваги, висушують при температурі 105°С до постійної ваги, зважують і розраховують вміст каоліну в 1 дм³ суспензії. Вміст каоліну в суспензії повинен бути близьким до 4 г/дм³.

Далі отриману суспензію стабілізують пірофосфатом калію або натрію (200 см³ на 1 дм³) і консервують насиченим розчином хлорної ртуті (1 см³ на 1 дм³).

Головна стандартна суспензія придатна для використання 6 міс.

2. Приготування робочих стандартних суспензій каоліну

а) приготування вихідної стандартної суспензії

З головної стандартної суспензії каоліну (*перед початком приготування розчину обов'язково збовтати!*) готують **вихідний** стандартний розчин, який містить 100 мг/дм³ каоліну.

б) приготування робочих суспензій

З вихідного стандартного розчину (100 мг/дм³) готують робочі суспензії наступних концентрацій: 0,1; 0,2; 0,3; 0,4; 0,5; 1,0; 1,5; 2,0; 5,0 мг/дм³. У табл.2.4 наведені співвідношення, в яких змішується вихідний стандартний розчин

суспензії з водою.

Таблиця 2.4

Об'єм вихідної стандартної суспензії, дм ³	1	2	3	4	5	10	15	20	50
Об'єм води, дм ³	999	998	997	996	995	990	985	980	950
Каламутність робочої стандартної суспензії, мг/дм ³	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	1,0	1,5	2,0	5,0

Усі робочі суспензії консервують, додаючи 1 см³ насиченого розчину сулеми ($HgCl_2$) на 1 дм³ суспензії.

Вихідні і робочі розчини суспензії готують на бідистильованій воді і зберігають не більше доби.

3. Побудова градуювального графіку

Градуювальний графік будують для робочих розчинів суспензій. Визначають оптичну густину кожної робочої суспензії за допомогою фотоелектроколориметра ФЕК-72 М, для чого використовують кювети з товщиною поглинаючого світло шару суспензії 5-10 см і зелений світлофільтр ($\lambda = 530$ нм). Контрольною рідиною є дистильована вода. Отримані значення оптичної густини D робочих суспензій і відповідні їм каламутності (мг/ дм³) використовують для побудови градуювального графіка.

4. Вимірювання поглинання світла досліджуваної води

Оптичну густину природної, ретельно збовтаної проби води вимірюють у зеленій частині спектру ($\lambda = 530$ нм), у кюветі з товщиною поглинаючого світло шару розчину 5-10 см. Якщо кольоровість проби води за дихроматно-кобальтовою шкалою менша за 10^0 , то контрольною рідиною може бути бідистильована вода. Якщо кольоровість проби води вища за 10^0 , то контрольною рідиною може бути досліджувана вода, з якої вилучені завислі речовини шляхом фільтрування крізь мембранний фільтр №4.

Каламутність природної води в мг/ дм³ визначають за градуювальним графіком.

Результати аналізів води на запах, смак, кольоровість та каламутність

занести до таблиці 2.5.

Таблиця 2.5

Зведена таблиця

№ з/п	Запах води, бал	Смак, бал	Кольоровість, градуси	Каламутність, мг/дм ³

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 каламутність питної води має бути не більше 1,0 НОК для централізованого водопостачання та 2,6 НОК підземного джерела. НОК – нефелометричні одиниці каламутності.

Лабораторна робота 3

Визначення рН води потенціометричним методом

3.1 Самостійна підготовка

Проробити такі питання:

1. До якого типу електродів відноситься скляний електрод? Які в нього недоліки і переваги?
2. Поясніть механізм виникнення стрибка потенціалу на межі скло – розчин.
3. Як готують електрод до роботи?
4. У чому сутність калібрування скляного електрода. Чим зумовлена необхідність цієї процедури?
5. Яка будова хлорсрібного електроду? До електродів якого типу він відноситься? Чому саме цей електрод застосовують як електрод порівняння?

Загальні положення потенціометричного методу

Кількісною мірою кислотності середовища, тобто вмісту в розчині іонів водню, є величина

$$p a_{H^+} = - \lg a_{H^+} \quad (3.1)$$

Це суто теоретична величина, бо експериментально визначити активність окремого іону a_{H^+} (або коефіцієнт активності) неможливо. Експериментально визначають тільки так зване "інструментальне" значення рН, яке умовно теж знаходять як

$$pH = - \lg a_{H^+} \quad (3.2)$$

Визначення рН розчинів здійснюють **потенціометричним методом**, який ґрунтується на вимірюванні електрорушійної сили (Е) гальванічного елемента, складеного з **індикаторного електрода**, потенціал якого є функцією концентрації іонів водню в розчині, і **електрода порівняння**, який має сталий і добре відтворюваний потенціал. Величина Е залежить від концентрації іонів H^+ розчині.

На сьогодні найбільш поширеним електродом порівняння є **хлорсрібний електрод**, а індикаторним – **скляний іон-селективний електрод (ІСЕ)**.

Скляний іон-селективний електрод виготовляють зі спеціального сорту електропровідного скла у вигляді скляної кульки з порожниною, заповненою розчином HCl з концентрацією $0,1$ моль/ $дм^3$. У цей розчин занурено допоміжний хлорсрібний електрод, що виконує роль зовнішнього виводу скляного електрода для його підключення до однієї з клем приладу, що вимірює значення електричного потенціалу.

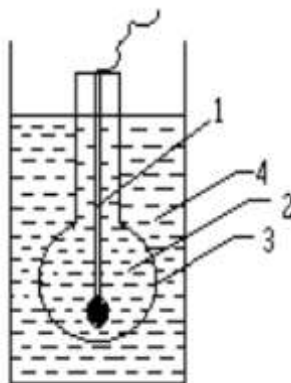


Рис. 3.1 – Скляний електрод

1 – внутрішній допоміжний хлорид срібний електрод; 2 – $0,1$ М розчин HCl ;
3 – скляна мембрана; 4 – розчин, що досліджується на вміст іонів H^+ .

Схематично будова зображеного на рис. 3.1 скляного електрода має вигляд $Ag, AgCl | HCl (C=0,1 \text{ моль/ } дм^3) | \text{скло} || H^+$ (досліджуваний розчин).

Потенціал такого електрода лінійно залежить від показника активності іонів водню зовнішнього розчину, тобто значення pH :

$$\varphi_{\text{скл}} = \varphi_{\text{скл}}^0 + \frac{2,3RT}{F} \lg a_{H^+}; \quad (3.3)$$

$$\varphi_{\text{скл}} = \varphi_{\text{скл}}^0 + \theta \lg a_{H^+}; \quad (3.4)$$

$$\varphi_{\text{скл}} = \varphi_{\text{скл}}^0 - \theta pH, \quad (3.5)$$

де $\varphi_{\text{скл}}$ – потенціал скляного електроду (стрибок потенціалу, що виникає на межі фаз скло-зовнішній розчин), В;

$\varphi_{\text{скл}}^0$ – певна стала, В. Це умовне значення потенціалу не можна уособлювати зі стандартним електродним потенціалом, бо ця стала зумовлена сортом скла та типом внутрішнього електрода;

$\theta = \frac{2,3RT}{F}$ – крутизна електродної функції. За умови $T=298K$, $\theta=0,059$ В.

3.1.1 Експериментальна частина

Реагенти, посуд і апаратура

1. Іономер І-160 М.
2. Скляний електрод ЕСЛ–43-07.
3. Хлоридсрібний електрод ЕВЛ–1М3.1

Підготовку електродів до роботи здійснюють згідно до правил, наведеними у паспортах до електродів.

2. Буферні розчини – стандарт титри:
 - 0,05 *m* розчин гідрофталату калію ($KHC_8H_4O_4$), **pH= 4,01**;
 - 0,025 *m* розчин дигідрофосфату калію та 0,025 *m* розчин гідрофосфату натрію ($KH_2PO_4 + Na_2HPO_4$), **pH=6,86**;
 - 0,01 *m* розчин тетраборату натрію ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$), **pH=9,18**.

Готувати буферні розчини необхідно на звільненій від вуглекислоти дистильованій воді. Буферні розчини зберігають у герметичному скляному або поліетиленовому посуді. Термін зберігання фосфатного буферу – 2 міс., решти – 3 міс.

3. Стаканчик місткістю 100 см³.
4. Хлорид калію, хч, насичений розчин.
5. Кислота хлоридна, 0,1М розчин.

Мета роботи:

1. Освоїти принципи та техніку прямих потенціометричних визначень і роботу зі скляним електродом.

2. Визначити *pH* проб води за допомогою іономіра лабораторного І-160 М. Лабораторний іономір І-160 М (рис. 3.3.), призначений для прямого і непрямого потенціометричного вимірювання активності іонів водню (*pX*), активності та концентрації інших одновалентних і двовалентних аніонів і катіонів (*pX*), окисно-відновних потенціалів (*Eh*) і температури у водних розчинах з поданням результатів у цифровій формі й у вигляді аналогового сигналу напруги постійного струму. За допомогою цього іономіру, використовуючи різні іон-селективні електроди, можна визначати вміст багатьох іонів, наприклад H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , NO^- , Cl^- , Br^- тощо.

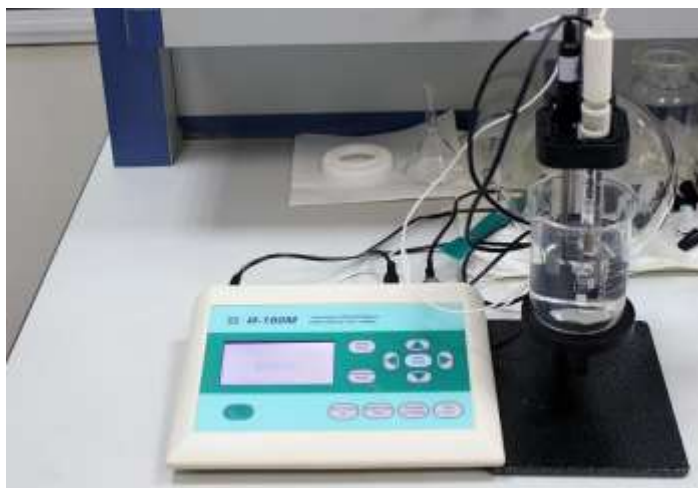


Рис. 3.3. Іономір I-160М

При визначенні рН досліджуваної води прямою потенціометрією, за допомогою іономеру I–160 М можна діяти двома способами:

1. Для декількох буферних розчинів з відомими значеннями pH виміряють E і будують градувальний графік у координатах $E-pH$. Далі виміряють E проби води, що аналізують, і за градувальним графіком знаходять pH .

2. При масових визначеннях достатньо надійно відкалібрувати прилад за двома буферними розчинами з відомими значеннями pH і потім одразу визначити pH досліджуваної води.

Визначення рН води проводять одразу після відбору проби для запобігання хімічних і біохімічних процесів, що можуть привести до суттєвої зміни рН води.

Для визначення рН використовують гальванічний елемент, який складають з індикаторного скляного електрода (ЕСЛ –43–07), потенціал якого є функцією концентрації іонів H^+ у розчині, та електрода порівняння (хлоридсрібний ЕВЛ-1МЗ.1), потенціал якого є сталим і не залежить від концентрації іонів H^+ .

Порядок роботи на іономірі при визначенні рН

1. Перед початком роботи прилад необхідно ввімкнути й прогріти протягом 30 хв.

2. Для проведення вимірів вимірювальний (скляний) і допоміжний (хлорсрібний) електроди встановити на штатив і підключити відповідно до гнізд «ІЗМ.» і «ВСП.» приладу.

3. **Вибір каналу вимірювання** (іономір має 9 каналів). Натисканням

кнопки ◀ або ▶ встановити курсор на цифру, що позначає номер каналу. Кнопками ▲ або ▼ вибрати номер каналу. Натиснути кнопку «ВВОД».

4. Робота в режимі «УСТАНОВКА»:

4.1. Натисканням кнопки «РЕЖИМ» вибрати режим «УСТАНОВКА», натиснути кнопку «ВВОД». У режимі «УСТАНОВКА» необхідно:

4.1.1. Вибрати «Вид іонів» (H^+ , Na^+ , NO_3^- тощо). При вимірюванні рН слід вибрати H^+ . Після вибору натисніть кнопку «ВВОД».

4.1.2. Вибрати одиниці вимірювання «Размерность» (рХ). Після вибору натисніть кнопку «ВВОД».

4.1.3. Перевірити координати ізопотенціальної точки скляного електрода (pH_i і E_i). На дисплеї для електроду ЕСЛ-43-07 повинні з'явитися координати ізопотенціальної точки: $pH_i = 7$; $E_i = -25$ мВ. Допустима похибка відхилення рН в ізопотенціальній точці $\Delta pH = \pm 0,3$ і $E = \pm 25$ мВ.

Після перевірки значень координат ізопотенціальної точки натисніть кнопку «ВВОД».

5. Робота в режимі «НАСТРОЙКА»

5.1. Натисканням кнопки «Режим» вибрати режим «НАСТРОЙКА» і натиснути кнопку «ВВОД».

Для настройки використовують 3 контрольних буферних розчина з відомими значеннями рН. При цьому доцільно вибирати буферні розчини таким чином, щоб з рН, близьким до рН досліджуваної води. Перед кожним занурюванням електродів у буферний розчин або пробу води обов'язково необхідно робочі частини електродів промити дистильованою водою, а залишки крапель води обережно видалити (без тертя) фільтрувальним папером!!

5.2. Налаштування за першим буферним розчином (рН=6,86).

5.2.1. Занурити електроди й термометр у перший буферний розчин таким чином, щоб робочі частини електродів не торкалися один одного, стінок і дна стаканчика. Кулька скляного й носик хлорсрібного електродів обов'язково повинні знаходитися під поверхнею рідини.

5.2.2. Установка температури розчинів.

Іономір може працювати при автоматичній («Т_а») або ручній («Т_р») установці температури. Ручну установка використовують при постійній температурі розчинів. Для **ручної установки** температури необхідно: натисканням кнопки ► перемістити курсор у поле значення наявної температури, що показує термометр. Ввести необхідне значення температури, використовуючи кнопки ▲, ▼, ◀, ▶ і натиснути кнопку «ВВОД».

5.2.3. Дочекатися встановлення стабільного значення температури і Е (ЕРС) у правому верхньому куті приладу (не менше 3 хв.).

При цьому на дисплеї виводиться значення рН першого буферного розчину.

Якщо визначене приладом рН співпадає з теоретичним значенням рН буферного розчину, то натискають кнопку «ВВОД»;

Якщо визначене приладом рН не співпадає з теоретичним значенням рН буферного розчину, то необхідно відкорегувати значення рН, котре виводиться на дисплей, використовуючи кнопки ▲, ▼, ◀, ▶, після чого натиснути кнопку «ВВОД». Прилад запропонує провести настройку за другим буферним розчином.

5.3. Настройка за другим буферним розчином проводять згідно з пунктами (5.2.1–5.2.3).

Увага! Якщо в процесі настройки за двома розчинами в правому нижньому куті дисплея з'явиться повідомлення $K_s < 0,8$ або $K_s > 1,2$ (де K_s – поправочний коефіцієнт, який враховує відхилення реальної крутизни електродної функції від теоретичного значення), необхідно замінити буферні розчини й повторити настройку! Якщо повідомлення повториться, необхідно замінити електроди!

6. Робота в режимі «ИЗМЕРЕНИЕ»

Натисканням кнопки «РЕЖИМ» вибрати «ЗАКОНЧИТЬ» настройку і прилад автоматично перейде в режим «ИЗМЕРЕНИЕ», після чого необхідно:

- 1) виконати контроль правильності проведення настройки за третім контрольним буферним розчином;
- 2) виконати вимірювання рН проби води.

3) отримані результати занести до таблиці 1.

Таблиця 1

Визначення показнику рН

№ з/П	Назва проби води	Показник рН

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 рН питної води повинно бути в межах 6,5-8,5.

Лабораторна робота № 4

Метод нейтралізації. Приготування і стандартизація робочих розчинів

4.1 Самостійна підготовка

Проробити такі питання:

1. У чому суть методу нейтралізації, які реакції лежать у його основі ?
2. Які речовини можна визначити методом нейтралізації і чому?

Наведіть приклади.

3. Які робочі розчини використовують у методі нейтралізації? Якої концентрації їх готують і чому?

4. Які речовини використовують як вихідні, які вимоги до них ставляться?

5. Які індикатори використовують у методі нейтралізації? Що таке інтервал переходу й показник титрування індикатора?

6. На чому ґрунтується вибір індикатора, яке значення при цьому має стрибок рН на кривій титрування?

4.2 Робота в лабораторії

Посуд і реактиви

1. Хлоридна кислота HCl (конц.).
2. Хлоридна кислота (фіксанал).
3. Тетраборат натрію $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (бура).
4. Гідроксид натрію $NaOH$ (ч.д.а.).
5. Індикатори: метиловий жовтогарячий і фенолфталеїн – 0,1%-ні розчини.
6. Бюретка місткістю 25 см^3 .
7. Колби мірні ($250, 500, 1000\text{ см}^3$).
8. Конічна колба місткістю 250 см^3 .
9. Піпетки місткістю $10, 20\text{ см}^3$.

4.3 Приготування і стандартизація робочих розчинів

В якості робочих розчинів у методі нейтралізації використовують: розчини кислот (найчастіше $0,1\text{ М}$ або $0,05\text{ М}$ розчин HCl) і розчини лугів (найчастіше $0,1$

М або 0,05 М розчин $NaOH$) .

4.3.1 Приготування 0,1 М розчину HCl

а) Приготування 0,1 М розчину HCl проводять з фіксаналу.

Фіксанали (стандарт – титри) – це запаєні в скляні ампули точно зважені маси твердих або точно відміряні об'єми рідких речовин, необхідні для приготування виключно 1 дм³ розчину певної концентрації (наприклад, 0,1 М або 0,05 М тощо). Щоб приготувати 0,1 М розчин HCl з фіксаналу, ампулу старанно вимивають і витирають. У мірну колбу на 1 дм³ вставляють лійку з вкладеним у неї бойком таким чином, щоб довгий кінець його ввійшов у трубку лійки, а короткий (гострий) був направлений догори. Дно вимитої ампули пробивають гострим кінцем бойка в лійці. Другим бойком пробивають верхнє дно ампули і сильним струменем води повністю вимивають вміст ампули в колбу. Потім ретельно перемішують отриманий розчин і доводять його дистильованою водою до мітки 1 дм³. Отриманий розчин переливають у чисту склянку і наносять на неї маркування (концентрація, дата).

б) Приготування і стандартизація ~ 0,1 М робочого розчину лугу

У методі нейтралізації в якості розчинів лугів використовують зазвичай 0,1 М розчин гідроксиду натрію. Оскільки $NaOH$ енергійно реагує з CO_2 повітря, утворюючи на поверхні реактиву карбонати, та є гігроскопічним, то його розчин готують швидко, за приблизною наважкою.

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

Для приготування 1 дм³ 0,1 М розчину гідроксиду натрію наважка $NaOH$ повинна бути 4 г ($m(NaOH) = 0,1 \cdot 40 \cdot 1 = 4$ г), але замість розрахованих 4 г $NaOH$ беруть 5-6 г. Наважку зважують швидко на технохімічних вагах у закритому бюксі. Після чого висипають її в склянку і ополіскують 2–3 рази малими порціями води. Промитий їдкий натр вміщують у калібровану на 1 дм³ колбу, доливають невелику кількість води, а коли реактив повністю розчиниться, дають розчину охолонути і доводять об'єм розчину дистильованою водою до позначки. Ретельно перемішують і переливають у чисту склянку. Наносять маркування (концентрація, дата).

Приготування робочого ~0,1 М розчину *NaOH* методом розведення з 1М розчину *NaOH*

1М розчин *NaOH* готують заздалегідь, виходячи з того, що для приготування, наприклад 1 дм³ цього розчину потрібна наважка:

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

Наважку беруть більшу (до 50 г), швидко зважуючи її на технічних вагах. Наважку вміщують у склянку, швидко ополіскують 2- 3 рази малими порціями води. Промитий їдкий натр вміщують у калібровану на 1 дм³ колбу і готують розчин. Спочатку слід долити невелику кількість води, а коли реактив розчиниться, дають розчинові охолонути і доводять об'єм розчину до 1 дм³.

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

Кожен студент отримує індивідуальне завдання на приготування певного об'єму (V_1) ~ 0,1 М розчину *NaOH* з 1 М розчину *NaOH*, виходячи з того, що наявності є мірні колби місткістю 100, 110, 200, 220, 250 і 500 см³.

Для приготування необхідного розчину слід розрахувати об'єм 1М розчину *NaOH* (V_2), який потрібно взяти для приготування певного об'єму 0,1М розчину *NaOH* (V_1). Наприклад, для приготування 100 см³ 0,1 М розчину *NaOH* об'єм 1М розчину *NaOH* розраховують позначки із співвідношення:

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

де C_1 – молярна концентрація розчину, який потрібно приготувати;

C_2 – молярна концентрація розчину, з якого готують;

V_1 – об'єм розчину, який потрібно приготувати;

V_2 – об'єм розчину, з якого готують.

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

$$V_2 = \frac{C_1 \cdot V_1}{C_2} = \frac{0,1 \cdot 100}{1} = 10 \text{ см}^3$$

Для приготування 100 см³ 0,1 М розчину *NaOH* піпеткою набирають 10 см³ 1М розчину *NaOH* і переносять його в чисту мірну колбу місткістю 100 см³, дистильованою водою доводять об'єм розчину до 100 см³, ретельно

перемішують.

Стандартизація приготованого ~ 0,1 М розчину $NaOH$

Стандартизацію розчину $NaOH$ виконують 0,1 М розчином HCl , який приготували з фіксаналу.

Для титрування сильної кислоти гідроксидом натрію можна вибрати будь-який індикатор рН якого найближче підходить до рН = 7 (точка еквівалентності). У випадку титрування сильних кислот лугами (або навпаки) можна використовувати і метиловий жовтогарячий, і фенолфталеїн.

Хід визначення. До колби на 200-250 см³ піпеткою вміщують 10-20 см³ 0,1 М розчину HCl , додають 3-4 краплини **метилового жовтогарячого** і швидко титрують з бюретки розчином $NaOH$ до переходу кольору від червоного через жовтогарячий до жовтого від однієї краплини $NaOH$ (рН=4,4). З **фенолфталеїном** розчин HCl титрують від безкольорового до слабко рожевого забарвлення (рН=9), яке не зникає протягом 30 сек.

Титрування повторюють не менше ніж 3 рази; різниця у вимірюванні об'єму не повинна перевищувати 0,1 см³. Отримані результати занотують до журналу у вигляді таблиці:

№ п/п	Об'єм (мл) розчину HCl , взятого на титрування	Концентрація HCl , моль/дм ³	Об'єм (мл) розчину $NaOH$, витраченого на титрування	Концентрація $NaOH$, моль/дм ³
1.				
2.				
3.				

Розрахунок молярної концентрації лугу $C(NaOH)$ виконують за формулою:

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

де $C(HCl)$ – молярна концентрація хлоридної кислоти в розчині, моль/ дм³;
 $V(HCl)$ – об'єм розчину хлоридної кислоти, який взяли для титрування, см³;
 $V(NaOH)$ – об'єм розчину лугу, який пішов на титрування, см³.

Лабораторна робота № 5

Визначення кислотності та лужності води

5.1 Самостійна підготовка. Проробити такі питання:

1. Що таке кислотність води, присутністю яких сполук вона зумовлена?
2. Що таке загальна, вільна, активна кислотності води?
3. Як визначають різні форми кислотності води?
4. Що таке лужність води, присутністю яких сполук вона зумовлена?
5. Що розуміють під загальною та вільною лужністю води?
6. Що таке гідрокарбонатна, карбонатна та гідратна лужність води?
7. Як визначають різні форми лужності?

5.2 Робота в лабораторії. Посуд і реактиви

1. 0,1М розчин $NaOH$; 0,1М розчин HCl .
2. Індикатори: метиловий жовтогарячий (метилованж) і фенолфталеїн (0,1% розчини).
3. Бюретка місткістю 25 см³.
4. Конічна колба місткістю 200–250 см³.
5. Піпетки місткістю 100 см³.

5.3 Кислотність води. Загальні відомості

Кислотність природних вод залежить в основному від вмісту розчиненого вільного діоксиду вуглецю, гумінових та інших слабких органічних кислот. Визначення кислотності проводять, як правило, одразу після відбору проби води. Під кислотністю води розуміють вміст у воді речовин, що реагують з 0,1 М розчином $NaOH$. Визначення кислотності проводять, як правило, одразу після відбору проби води.

Кислотність природних незабруднених вод зумовлена:

- вмістом розчиненого діоксиду вуглецю CO_2 ;
- вмістом гумінових й інших слабких органічних кислот.

Величина рН таких природних вод більше за 4,4. Якщо рН води менша ніж 4,4, тоді така вода може бути забруднена сильними мінеральними кислотами або

солями, що утворені сильними кислотами й слабкими гідроксидами, які у воді гідролізуються з утворенням кислого середовища.

Кислотність води визначають титруванням проби води 0,1 М розчином $NaOH$ [1]. Відомо, що при титруванні електрометричним методом за допомогою рН-метру, кінець титрування вільної кислотності має місце при $pH \approx 4,4$, а загальної кислотності – при $pH \approx 8,3$. При звичайному титруванні з використанням індикаторів метилового жовтогогарячого (інтервал переходу забарвлення від – 3 до 4,4, а $pT = 4$) і фенолфталеїну (інтервал переходу забарвлення рН – від 8,2 до 10, а $pT = 9$) кількість 0,1 М розчину $NaOH$, при використанні якого рН розчину досягає значення 4,4 (жовте забарвлення метилоранжу), відповідає вільній кислотності, а 9 (слабке рожеве забарвлення) – загальній кислотності. Якщо рН досліджуваної води більше за 9 (забарвлення фенолфталеїну рожеве), то її кислотність дорівнює нулю.

5.3.1 Методика визначення загальної кислотності (рН від 0 до 9).

У конічну колбу місткістю 200-250 cm^3 піпеткою відібрати 100 cm^3 досліджуваної води, додати 3-4 краплини фенолфталеїну і титрувати 0,1 М розчином $NaOH$ (розчин лугу додавати краплинами) до появи слабого рожевого забарвлення розчину, яке не повинно зникати протягом 2-3 хв. Титрування повторити декілька разів до отримання не менше, ніж трьох результатів, що відрізняються не більше, ніж на 0,1 cm^3 .

Загальну кислотність (ммоль/ dm^3) розраховують за формулою:

$$K = \frac{C(NaOH) \cdot V(NaOH) \cdot 1000}{V(H_2O)}, \quad (5.1)$$

де $C(NaOH)$ – молярна концентрація $NaOH$ у розчині, моль/ dm^3 ;

$V(NaOH)$ – об'єм робочого розчину $NaOH$, витрачений на титрування з фенолфталеїном, cm^3 ;

$V(H_2O)$ – об'єм проби води, cm^3 .

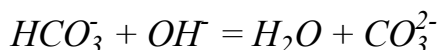
5.3.2 Методика визначення вільної кислотності (рН < 4,4)

У конічну колбу місткістю 250-350 см³ піпеткою налити 100 см³ досліджуваної води, додати 3-4 краплини метилового жовтогарячого і титрувати 0,1 М розчином *NaOH* до зміни кольору від червоного до жовтого. Якщо при додаванні до проби води метилового жовтогарячого забарвлення води стає жовтим, то це означає, що вільна кислотність дорівнює нулю. Титрування повторюють кілька разів до отримання не менше, ніж трьох результатів, що відрізняються не більше, як на 0,1 см³.

Вільну кислотність (ммоль/дм³) розраховують за формулою (5.1).

5.4 Лужність води. Загальні відомості

Під загальною лужністю води розуміють суму аніонів OH^- , CO_3^{2-} , HCO_3^- , що містяться у воді. Одночасно всі аніони існувати не можуть унаслідок протікання кислотно-лужної взаємодії:



Іони HCO_3^- існують у інтервалі рН 4-9. При рН < 9 тільки гідрокарбонат-іони зумовлюють загальну лужність води. Іони зумовлюють вільну лужність води. Іони OH^- , CO_3^{2-} існують при рН > 9 і зумовлюють вільну лужність води.

Метод визначення загальної лужності води і її компонентів базується на титруванні проби води 0,1М розчином *HCl* у присутності метилового жовтогарячого до переходу забарвлення від жовтого до жовтогарячого. При цьому можливий перебіг таких реакцій:



Вільну лужність визначають титруванням проби води 0,1М розчином *HCl* у присутності фенолфталеїну до знебарвлення його розчину (рН<8,2).

Якщо титрування проводити за допомогою рН-метру (електрометричний метод), то кінець титрування вільної лужності має місце при рН ≈ 8,3, а загальної лужності при рН ≈ 4,5.

При звичайному титруванні з використанням індикаторів метилового жовтогарячого і фенолфталеїну кількість 0,1 М розчину HCl , при використанні якого рН розчину досягає значення 8,2 (знебарвлення фенолфталеїну), відповідає вільній лужності, а 4 (перехід жовтого забарвлення в жовтогаряче) – загальній лужності. Якщо рН досліджуваної води менше за 4 (забарвлення метилового жовтогарячого – жовтогаряче або червоне), то її лужність дорівнює нулю.

5.4.1 Методика визначення вільної лужності (рН > 9)

У конічну колбу на 200-250 см³ відміряти піпеткою 100 см³ досліджуваної води, додати 3-4 краплини фенолфталеїну і титрувати 0,1 М розчином HCl до знебарвлення розчину від однієї краплини розчину HCl . Титрування повторюють кілька разів до отримання не менше, ніж трьох результатів, що відрізняються не більше, чим на 0,1 см³.

Вільну лужність (L_B) розраховують за формулою

$$L_B = \frac{C(HCl) \cdot V(HCl) \cdot 1000}{V(H_2O)}, \text{ ммоль/дм}^3 \quad (5.5)$$

де $C(HCl)$ – молярна концентрація розчину HCl , моль/ дм³;

$V(HCl)$ – об'єм 0,1 М розчину HCl , витрачений на титрування в присутності фенолфталеїну, см³;

$V(H_2O)$ – об'єм проби води, що взяли для дослідження, см³.

5.4.2 Методика визначення загальної лужності води

У конічну колбу місткістю 250 см³ піпеткою відміряти 100 см³ досліджуваної води, додати 3-4 краплини метилового жовтогарячого і титрувати 0,1 М робочим розчином HCl до переходу забарвлення від жовтого до жовтогарячого (рН=4). Титрування повторюють кілька разів до отримання не менше, ніж трьох результатів, що відрізняються не більше, як на 0,1 см³.

Розрахунок лужності загальної (L_3) ведуть за формулою

$$L_3 = \frac{C(HCl) \cdot V(HCl) \cdot 1000}{V(H_2O)}, \text{ ммоль/дм}^3 \quad (5.6)$$

де $C(HCl)$ – молярна концентрація розчину HCl , моль/ дм³;

$V(HCl)$ – об'єм 0,1 М розчину HCl , витрачений на титрування в

присутності метилового жовтогарячого, см³;

$V(H_2O)$ – об'єм проби води, що взяли для дослідження, см³.

Примітка. Загальну й вільну лужність можна визначити в інший спосіб – в одній пробі води.

Хід визначення. Спочатку знаходять вільну лужність, титруючи пробу води 0,1 М розчином HCl з фенолфталеїном (V_1) до знебарвлення (див. дослід 5.4.1.). Потім до цієї ж проби води, після зникнення рожевого забарвлення, додають 3-4 краплини метилового жовтогарячого і продовжують титрувати 0,1 М розчином HCl до переходу забарвлення від жовтого до жовтогарячого (V_3).

Тоді, вільну лужність розраховують за формулою (5.5), а загальну лужність за формулою

$$L_3 = \frac{C(HCl) \cdot (V_1 + V_3) \cdot 1000}{V(H_2O)} \text{ ммоль/дм}^3 \quad (5.7)$$

За результатами такого визначення різних видів лужності води можна розкласти лужність на **гідратну, карбонатну й гідрокарбонатну** та оцінити внесок кожної з них у загальну лужність води.

1. Якщо $V_1 = V_3$, то лужність води зумовлена виключно іонами CO_3^{2-} і така лужність має назву карбонатної лужності. Для обчислення карбонатної лужності використовують об'єм $2V_1$.

2. Якщо $V_1 > V_3$, то компонентами лужності води є іони CO_3^{2-} і OH^- . Ці іони зумовлюють карбонатну й гідратну лужність, відповідно. Для обчислення карбонатної лужності використовують об'єм $2V_3$, гідратної лужності – об'єм $(V_1 - V_3)$.

3. Якщо $V_1 < V_3$ то компонентами лужності води є іони CO_3^{2-} , HCO_3^- . Ці іони зумовлюють карбонатну й гідрокарбонатну лужність води. Для обчислення карбонатної лужності використовують об'єм $2V_1$, гідрокарбонатної $(V_3 - V_1)$. Загальну лужність обчислюють з урахуванням $(V_1 + V_3)$.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 загальна лужність нецентралізованого питного водопостачання повинна бути в межах 0,5-6,5 ммоль/дм³.

Лабораторна робота № 6

Визначення форм карбонатної кислоти та карбонатної твердості води

6.1 Самостійна підготовка Проробити такі питання:

1. Що називають вільною, напівзв'язаною та зв'язаною карбонатною кислотою?
2. Що таке рівноважна карбонатна кислота, як змінюється її наявність при підвищенні карбонатної твердості води і зростанні концентрації іонів Ca^{2+} ?
3. Яка карбонатна кислота називається агресивною? Поясніть дію агресивної карбонатної кислоти на бетон і корозію металевих труб.
4. Методика визначення вільної карбонатної кислоти, карбонат- і гідрокарбонат-іонів.
5. Що таке карбонатна твердість води, в яких одиницях її вимірюють?
6. Наявністю яких сполук у воді зумовлена карбонатна твердість води?
7. Якими способами можна усунути карбонатну твердість води?
8. Як визначають карбонатну твердість? Дати обґрунтування вибору індикатора при визначенні карбонатної твердості.

6.2 Робота в лабораторії

Посуд і реактиви

1. 0,1М розчин NaOH; 0,1М розчин HCl.
2. Індикатори: 0,1% розчини фенолфталеїну та метилоранжу (метиловий жовтогарячий).
3. Бюретка місткістю 25 см³.
4. Конічна колба місткістю 250 см³.
5. Піпетка місткістю 100 см³

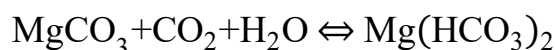
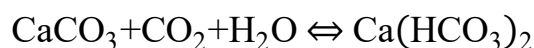
6.3 Визначення форм карбонатної кислоти

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

Діоксид вуглецю CO_2 , під час розчинення у воді, частково вступає з нею у взаємодію з утворенням карбонатної кислоти. Окремо визначити вміст діоксиду вуглецю і карбонатної кислоти у воді важко, тому сумарну концентрацію цих

компонентів приймають за концентрацію **вільної вуглекислоти**. Так як тільки близько 1% розчиненого діоксиду вуглецю утворює карбонатну кислоту, розрахунок вмісту вільної вуглекислоти ведуть на діоксид вуглецю CO_2 . Концентрація вільної вуглекислоти кислоти в поверхневих водах може досягати 10-30 мг/ дм³.

Напівзв'язаною формою вуглекислоти у воді є **гідрокарбонат-іони** HCO_3^- , які утворюються в процесі дисоціації вуглекислоти за 1-м ступенем: $H_2CO_3 = H^+ + HCO_3^-$, а також у результаті розчинення карбонатних порід під дією карбонатної кислоти:



Гідрокарбонат-іони – найпоширеніша форма вуглекислоти в природних водах (до 300 мг/ дм³). Вони зумовлюють лужність і карбонатну твердість води.

При дисоціації вуглекислоти за 2-м ступенем утворюються карбонат-іони: $HCO_3^- \Leftrightarrow H^+ + CO_3^{2-}$ (**зв'язана форма** вуглекислоти). Вони містяться тільки в лужних водах (при $pH > 9$) у присутності іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} . Вміст CO_3^{2-} у природних водах невеликий внаслідок малої розчинності карбонату кальцію.

Одночасно всі три форми вуглекислоти у воді існувати не можуть. Кожна з форм існує в певному інтервалі pH . З іншого боку, саме наявність тієї чи іншої форми вуглекислоти зумовлює те чи інше pH води. На рис. 5.1 наведена залежність відсоткового вмісту форм вуглекислоти від pH води.

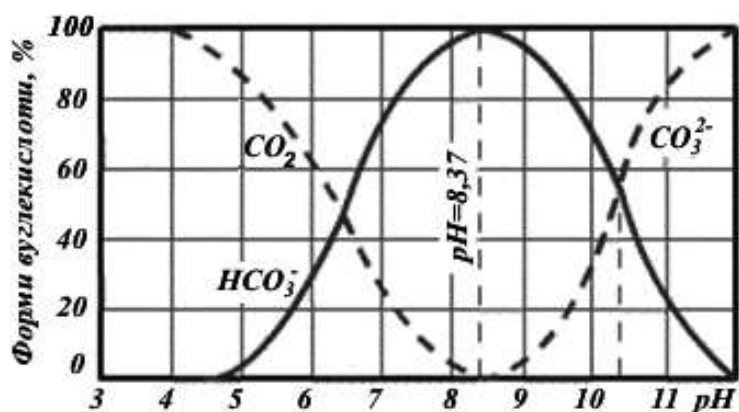


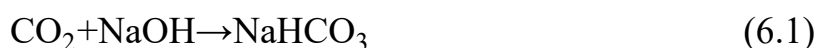
Рис. 5.1 – Залежність відсоткового вмісту форм вуглекислоти від pH води

З рис. 5.1 витікає, що:

- якщо $\text{pH} \leq 4,4$ у воді присутня тільки вільна вуглекислота.
- в інтервалі pH від 4,4 до 8,37 у рівновазі знаходяться дві форми вуглекислоти – CO_2 та іони HCO_3^- , причому концентрація останніх зростає з підвищенням pH і досягає максимального значення при pH 8,37.
- в інтервалі pH від 8,37 до 12 у рівновазі знаходяться іони HCO_3^- і CO_3^{2-} ;
- при $\text{pH} > 12$ – тільки іони CO_3^{2-} .

6.3.1 Визначення вмісту вільної вуглекислоти CO_2 ($4,4 < \text{pH} < 9$)

Вільна вугільна кислота за pH більше 4,4 зумовлює загальну кислотність природних питних вод (рис. 5.1). Тому визначення вмісту вільної CO_2 проводять титруванням проби води 0,1 М розчином лугу NaOH у присутності фенолфталеїну ($\text{pT} = 9$) від безбарвного до слабо рожевого кольору. При цьому CO_2 переходить у гідрокарбонат-іон:



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

Розрахунок концентрації вільної вуглекислоти (ммоль/ dm^3) виконують за формулою

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

Вміст вільної вуглекислоти (мг/ dm^3) розраховують як

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

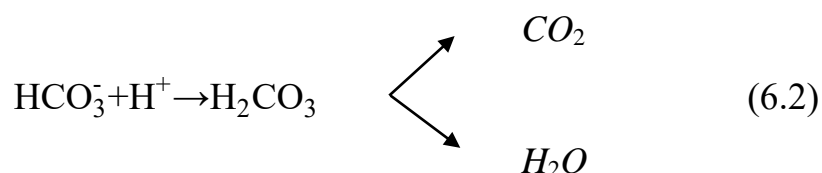
де $M(\text{CO}_2)$ – молярна маса CO_2 , що дорівнює 44 г/моль (фактор еквівалентності CO_2 , згідно з рівнянням (6.1), дорівнює 1).

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

$$X(\text{CO}_2) = K_{\text{заг}} - K_{\text{в}} - K_{\text{гум}}, \text{ ммоль/дм}^3.$$

6.3.2 Визначення вмісту гідрокарбонат-іонів HCO_3^- (напівзв'язаної вуглекислоти) – інтервал рН $4 < \text{pH} < 9$

В інтервалі рН від 4 до 9 гідрокарбонат-іони (HCO_3^-), унаслідок гідролізу, зумовлюють загальну лужність води (див. рис 7.1). Тому їх вміст визначають титруванням проби води 0,1 М розчином HCl у присутності метилового жовтогарячого. При цьому має місце перебіг реакції:



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

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

Розрахунок концентрації іонів HCO_3^- (ммоль/ дм^3) проводять за формулою

$$X(\text{HCO}_3^-) = \text{Л}_{\text{заг}} = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})}, \quad (6.3)$$

Вміст іонів HCO_3^- (мг/ дм^3) розраховують як

$$Y(\text{HCO}_3^-) = X(\text{HCO}_3^-) \cdot M(\text{HCO}_3^-) \quad (6.4)$$

де $M(\text{HCO}_3^-)$ – молярна маса HCO_3^- – іонів, що дорівнює 61 г/моль (фактор еквівалентності іонів HCO_3^- , згідно з рівнянням (7.2), дорівнює 1).

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

а) визначення вмісту іонів CO_3^{2-}

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



Методика визначення. В конічну колбу місткістю 250 см³ відміряти піпеткою 100 см³ досліджуваної води, додати 3-4 краплини фенолфталеїну і титрувати 0,1 М розчином *HCl* до зникнення рожевого забарвлення (V_1).

Розрахунок концентрації іонів CO_3^{2-} (ммоль/дм³) виконують за формулою

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

де V_1 – об'єм 0,1 М розчину *HCl*, що пішов на титрування у присутності фенолфталеїну, см³;

Вміст іонів CO_3^{2-} (мг/дм³) розраховують як

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

де – молярна маса іонів CO_3^{2-} , що дорівнює 60 г/моль (фактореквівалентності іонів CO_3^{2-} , згідно з рівнянням (6.5), дорівнює 1).

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

б) визначення вмісту іонів HCO_3^{2-}

Методика визначення вмісту іонів HCO_3^{2-}

До відтитрованої з фенолфталеїном проби води (див. дослід 6.3.3.а) додати 3-4 краплини метилового жовтогарячого і титрувати 0,1 М розчином *HCl* до появи жовтогарячого забарвлення (V_2). При цьому гідрокарбонат – іони (і наявні раніше, і ті, що утворилися при титруванні CO_3^{2-} – іонів) перетворюються у вільну вуглекислоту (див. рівняння (6.2)).

Розрахунок концентрації іонів HCO_3^{2-} (ммоль/дм³) виконують за формулою:

$$X(\text{HCO}_3^{2-}) = \frac{(V_2 - V_1) \cdot C(\text{HCl}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})},$$

де V_2 – об'єм *HCl*, що пішов на титрування з метиловим жовтогарячим, см³;

V_1 – об'єм *HCl*, що пішов на титрування проби води з фенолфталеїном, см³.

Вміст іонів HCO_3^- (мг/дм³) розраховують за формулою (6.4).

Отримані результати занести до таблиці 6.1.

Розрахунок концентрації іонів

№ проби	$X(\text{CO}_3^{2-})$	$X(\text{HCO}_3^{2-})$

6.3.4 Розрахунок агресивної вуглекислоти

Визначення агресивної вуглекислоти виконують, користуючись даними табл. 6.2.

Введемо позначення: нехай S – це сума вільної і напівзв’язаної вуглекислоти, $(C_{\text{CO}_2} + C_{\text{HCO}_3}) \text{ мг/дм}^3$; q – сума напівзв’язаної і агресивної вуглекислоти, мг/дм^3 .

Складемо знайдені кількості вільної і напівзв’язаної вуглекислоти (останню знаходять множенням $\text{ммоль/дм}^3 \text{ HCO}_3^-$ на 22). Отриману суму знаходять у графі "S", а в графі "q" – суму напівзв’язаної і агресивної вуглекислоти. Кількість агресивної вуглекислоти знаходять, відніманням вмісту напівзв’язаної кислоти від числа в графі "q".

Приклад. Вміст іону $\text{HCO}_3^- = 4,55 \text{ ммоль/дм}^3$ і вільної вуглекислоти $\text{CO}_2 = 60 \text{ мг/дм}^3$, тоді вміст напівзв’язаної вуглекислоти буде $4,55 \times 22 = 100 \text{ мг/дм}^3$, сума вільної і напівзв’язаної вуглекислоти буде $100 + 60 = 160 \text{ мг/дм}^3$. Знаходимо число 160 в графі "S" і відповідне йому число в графі "q" – 118,1. Цифра 118,1 є сумою напівзв’язаної і агресивної вуглекислоти.

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

$$\text{CO}_2 = 118,1 - 100 = 18,1 \text{ (мг/дм}^3\text{)}.$$

Таблиця 6.2

Обчислення агресивної CO_2

S	Q	S	Q	S	Q	S	Q	S	Q
1	1	45	43,0	89	77,3	133	104,3	177	126,2
2	2	46	43,9	90	78,0	134,8	104,8	178	126,6
3	3	47	44,7	91	78,7	135	105,4	179	127,0
4	4	48	45,6	92	79,3	136	105,9	180	127,5
5	5	49	46,5	93	80,0	137	106,5	181	127,9
6	6	50	47,3	94	80,8	138	106,9	182	128,4
7	7	51	47,8	95	81,4	139	107,5	183	128,6
8	8	52	48,4	96	82,1	140	108,1	184	129,2
9	9	53	49,0	97	82,7	141	108,6	185	129,7
10	10	54	50,7	98	83,3	142	109,1	186	130,2
11	11	55	51,5	99	84,0	143	109,6	187	130,6
12	12	56	52,4	100	84,6	144	110,2	188	131,0
13	13	57	53,2	101	85,3	145	110,7	189	131,4
14	13,9	58	54,0	102	85,9	146	111,2	190	131,9
15	14,9	59	54,8	103	86,5	147	111,7	191	132,3
16	15,9	60	55,7	104	87,2	148	112,2	192	132,7
17	16,9	61	56,5	105	87,7	149	112,5	193	133,2
18	17,8	62	57,2	106	88,4	150	113,2	194	133,7
19	18,8	63	58,1	107	89,1	151	113,7	195	134,0
20	19,7	64	58,8	108	89,7	152	114,3	196	134,4
21	20,8	65	59,6	109	90,4	153	114,7	197	134,8
22	21,7	66	60,4	110	90,9	154	115,3	198	135,2
23	22,7	67	61,2	111	91,6	155	115,8	199	135,7
24	23,7	68	62,0	112	92,2	156	116,3	200	136,0
25	24,6	69	62,8	113	92,8	157	116,6	210	141,6
26	25,6	70	63,5	114	93,4	158	117,3	220	145,6
27	26,5	71	64,3	115	94,0	159	117,6	230	149,8
28	27,5	72	65,0	116	94,6	160	118,1	240	153,8
29	28,4	73	65,8	117	95,1	161	118,6	250	161,2
31	30,3	75	67,3	119	96,3	163	119,6	260	164,9
32	31,2	76	68,0	120	97,0	164	120,1	270	168,5
33	32,2	77	68,8	121	97,6	165	120,6	280	171,9
34	33,1	78	69,5	122	98,1	166	121,0	290	175,3
35	34,0	79	70,3	123	98,6	167	121,5	300	178,8
36	34,9	80	71,0	124	99,2	168	122,0	310	182,1
37	35,9	81	72,7	125	99,8	169	122,5	330	185,0
38	36,8	82	72,4	126	100,4	170	123,0	340	188,3
39	37,7	83	73,1	127	100,9	171	123,4	350	191,3
40	38,6	84	73,8	128	101,5	172	123,9	360	194,2
41	39,5	85	74,5	129	102,1	173	124,3	370	197,3
42	40,3	86	75,2	130	102,6	174	124,7	380	199,9
43	41,2	87	76,9	131	103,2	175	125,2	390	202,8
44	42,1	88	76,5	132	103,7	176	125,6	400	205,7

6.4 Визначення карбонатної твердості води

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

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

Таким чином, не прямим, а замісним титруванням іонів HCO_3^- можна визначити карбонатну твердість води. Карбонатна твердість води (ммоль/дм³), залежно від величини рН води, може бути розрахована як:

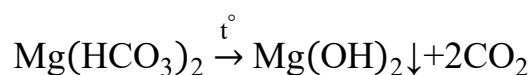
$$\text{при рН} > 9 \quad T_K = X(\text{HCO}_3^-) = L_{\text{заг}} - L_{\text{в}};$$

$$\text{при рН} < 9 \quad T_K = X(\text{HCO}_3^-) = L_{\text{заг}}, \text{ оскільки } L_{\text{в}} = 0.$$

З цих рівнянь випливає, що визначення карбонатної твердості проводять аналогічно визначенню концентрації іонів HCO_3^- (ммоль/дм³) – дивитись дослід 6.3.2. чи 6.3.3. б) або розраховують як різницю між загальною і вільною лужністю.

6.4.1 Визначення усувної та неусувної твердості води

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



Тимчасову твердість поділяють на усувну і неусувну.

Визначення неусувної карбонатної твердості ($T_{\text{н}}$) проводять, як описано в досліді 6.3.2., після кип'ятіння досліджуваної води протягом 1 год. Обчислення $T_{\text{н}}$ ведуть за формулою (6.3).

Усувну карбонатну твердість води ($T_{\text{у}}$) розраховують як

$$T_{\text{у}} = T_{\text{к}} - T_{\text{н}}, \text{ ммоль/дм}^3.$$

Отримані результати заносимо до таблиці 6.3

Визначення твердості води

№	T_K , ммоль/дм ³	T_H , ммоль/дм ³	T_U , ммоль/дм ³

Лабораторна робота № 7

Визначення загальної твердості води, вмісту іонів кальцію і магнію

7.1 Самостійна підготовка

Проробити такі питання:

1. Присутністю яких солей зумовлена загальна, тимчасова й постійна твердість води?
2. Які методи існують для визначення загальної твердості води? Як визначають постійну твердість?
3. Які індикатори використовують у комплексометричному методі визначення іонів кальцію і магнію у воді? На чому засновано їх використання?
5. В якому середовищі проводиться комплексометричне визначення загальної твердості води, чим це пояснюється? Поясніть дію аміачної буферної суміші.
6. Які іони заважають визначенню загальної твердості води комплексометричним методом, як ліквідувати їх вплив?

7.2 Робота в лабораторії

Посуд і реактиви:

1. Колби конічні для титрування місткістю 250 см³.
2. Піпетки місткістю 100, 50, 25 см³.
3. Бюретки для титрування місткістю 25 см³.
4. Циліндри місткістю 25 см³.
5. Амонійна буферна суміш (рН = 9,2)– 20 г хлориду амонію марки х.ч. розвести в 100 см³ дистильованої води і перемішати з 100 см³ 20 % -го розчину NH₄OH, довести дистильованою водою до 1 дм³.
6. Робочий 0,05 н. розчин трилону Б.
7. 10%-вий розчин NaOH.
8. Індикатор хромоген чорний (змішують і розтирають у ступці 0,25 г кристалічного хромогену чорного з 50 г сухого NaCl).
9. Індикатор мурексид (змішують і розтирають у ступці 0,5 г мурексиду та 100 г NaCl).

7.3 Визначення загальної твердості води

Відповідно до ДСТУ 7525:2014 загальна твердість питних, підземних, поверхневих вод визначається комплексонометричним методом. Цей метод ґрунтується на утворенні безбарвних комплексних сполук іонів кальцію та магнію з трилоном Б у лужному середовищі (рН ~ 10) в присутності індикатору хромогену чорного. Визначення проводять титруванням проби води 0,05 н. розчином трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$) в присутності хромогену чорного від червоно-вишневого до синього забарвлення. Визначенню загальної твердості води заважають мідь, цинк, манган і високий вміст карбонатів і гідрокарбонатів.

7.3.1 Методика визначення загальної твердості води

1. У конічну колбу місткістю 200-250 см³ піпеткою відміряють такий об'єм води, щоб на його титрування йшло не більше 10 см³ 0,05 н. розчину трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$), і доводять дистильованою водою до 100 см³. Рекомендований об'єм досліджуваної води і концентрація трилону Б, залежно від очікуваної твердості, наведені в табл. 7.1.

Таблиця 7.1

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

Очікувана твердість води, ммоль/дм ³	Об'єм проби води для аналізу, см ³	Концентрація розчину трилону Б ($f_{\text{екв}} = 1/2$), моль/дм ³
0,005 – 5,0	50	0,05
5,0 – 10,0	25	0,05
10,0 – 20,0	10	0,05

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

3. Додають 10-15 мг сухої суміші кристалів індикатору хромогену чорного з хлоридом натрію. Розчин забарвлюється в червоно – вишневий колір, унаслідок утворення маломіцних комплексних сполук іонів кальцію і магнію з

хромогеном чорним.

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

Загальну твердість води $T_{\text{заг}}$ (ммоль/дм³) розраховують за формулою

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

де $C(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}\cdot 2\text{H}_2\text{O})$ – молярна концентрація еквівалента трилону Б в робочому розчині, моль/дм³;

$V(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}\cdot 2\text{H}_2\text{O})$ – б'єм робочого розчину трилону Б, який витрачено на титрування, см³;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм проби води, взятої для титрування, см³.

При визначенні загальної твердості природних вод іноді виникають деякі проблеми:

– нечітка зміна забарвлення в точці еквівалентності. Це вказує на присутність міді та цинку. Для усунення впливу цих речовин до проби води додають 1-2 см³ розчину сульфід натрію (3,7 г $\text{Na}_2\text{S}\cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчиняють у 100 см³ дистильованої води) і знову проводять дослідження.

– після додавання до проби води буферного розчину та індикатора проба води поступово знебарвлюється або стає мишастого кольору. Це свідчить про наявність у воді мангану. Для усунення його впливу на результати визначення загальної твердості води перед внесенням усіх реактивів до проби води необхідно додати п'ять крапель 1%- ного розчину солянокислого гідроксиламіну $\text{NH}_2\text{OH}\cdot \text{HCl}$ (1 г $\text{NH}_2\text{OH}\cdot \text{HCl}$ розчиняють у дистильованій воді та доводять об'єм до 100 см³).

Після цього додають усі реактиви і проводять визначення;

– титрування набуває зтяжнього характеру з нестійким і нечітким забарвленням. Це свідчить про високу лужність води. Її вплив усувають додаванням до проби води (до внесення всіх реактивів) 0,1 М розчину HCl у

кількості, необхідній для повної нейтралізації лужності води, з подальшим кип'ятінням води протягом 5 хвилин. Після цього додають усі реагенти і виконують визначення.

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 загальна твердість води має бути в межах 1,5–7 ммоль/дм³

7.4 Визначення вмісту іонів кальцію у воді

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

Методика визначення вмісту іонів кальцію

1. У конічну колбу місткістю 250 см³, виходячи з очікуваної кальцієвої твердості води, відміряють певний об'єм досліджуваної води (див. табл. 7.2), розбавляють його (при необхідності) до 100 см³ дистильованою водою.

Таблиця 7.2

Рекомендований об'єм досліджуваної води і концентрація трилону Б залежно від концентрації іонів кальцію у воді

Концентрація іонів кальцію, ммоль/дм ³	Об'єм проби води, см ³	Концентрація трилону Б ($f_{\text{екв}}=1/2$), моль/дм ³
0,5 – 2,5	100	0,05
2,5 – 5,0	50	0,05
5,0 – 10,0	25	0,05

2. До проби води циліндром додають 2 см³ 10%-вого розчину $NaOH$ (для створення рН 12-13). *рН отриманого розчину обов'язково контролюють індикаторним папером!*

3. Додають 10–15 см³ суміші мурексиду з $NaCl$ (на кінці шпателя). Після

розчинення індикатора розчин забарвлюється в рожевий колір, внаслідок утворення комплексних сполук іонів кальцію з мурексидом.

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

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

$$T(1/2\text{Ca}^{2+}) = \frac{C(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}\cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot V(1/2\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}\cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})},$$

Вміст іонів кальцію ($\text{мг}/\text{дм}^3$) розраховують як

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

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

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 вміст іонів кальцію (для нецентралізованого питного водопостачання) повинен бути в межах 25-75 $\text{мг}/\text{дм}^3$, оптимальний вміст 130 $\text{мг}/\text{дм}^3$.

Визначенню кальцію заважають іони заліза, мангану, міді, цинку, свинцю, які також здатні утворювати забарвлені комплексні сполуки з мурексидом. Але для природних незабруднених вод цей вплив незначний і ним можна знехтувати. Чутливість методу 0,4-0,6 $\text{мг}/\text{дм}^3$, похибка визначення – 1%.

7.5 Визначення магнієвої твердості води

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

$$T(1/2\text{Mg}^{2+}) = T_{\text{заг.}} - T(1/2\text{Ca}^{2+}), \text{ ммоль}/\text{дм}^3$$

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

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

Визначення твердості води

№	$T_{\text{заг}}$, ммоль/дм ³	$T(\text{Ca}^{2+})$, ммоль/дм ³	$T(\text{Mg}^{2+})$, ммоль/дм ³

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

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 вміст іонів магнію для нецентралізованого питного водопостачання повинен бути в межах 10–50 мг/дм³, оптимальний вміст 80 мг/дм³.

Лабораторна робота № 8

Визначення вмісту сульфат-іонів у воді

8.1 Самостійна підготовка

Проробити такі питання:

1. У вигляді яких сполук може існувати сульфат-іон у воді?
2. Чому вода, яка містить багато сульфатів, не придатна для питних цілей?

3. У чому сутність визначення сульфатів у воді?

Сульфат-іони потрапляють у воду при розчиненні осадових порід, до складу яких входить гіпс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, а також у результаті окислення сірководню або сірки, які містяться в промислових стічних водах.

Присутність у воді сульфатів у великій кількості небажана тому що, наприклад, Na_2SO_4 порушує діяльність шлунково-кишкового тракту, а солі $CaSO_4$ і $MgSO_4$ зумовлюють твердість води і погіршують її органолептичні властивості – вода набуває гірко-присмаку. Вода, що містить велику кількість сульфатів і хлоридів, має підвищену корозійну активність.

Вміст сульфат-іонів у питній воді згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 повинен бути в межах 250 мг/дм³.

Проби води при визначенні сульфатів не консервують.

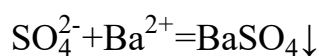
8.2 Робота в лабораторії. Посуд, матеріали, реактиви

1. Бюретка місткістю 25 см³.
2. Піпетки місткістю 50, 1 см³.
3. Конічна колба місткістю 250 см³.
4. Циліндри місткістю 25 см³.
5. Стандартний 0,05 н. розчин трилону Б.
6. Амонійний буферний розчин (рН=9,2).
7. Стандартний розчин $BaCl_2$ і $MgCl_2$ (10 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ і 4 г $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ в 1 дм³ води).
8. 10%- ний розчин $BaCl_2$.

9. 0,1 М розчин HCl .
10. 0,1 М розчин $NaOH$.
11. Індикатор метиловий красний.
12. Індикатор хромоген чорний Т (0,5 г хромогену чорного Т ретельно розтирають із 100 г $NaCl$. ч.д.а.).

8.2.1 Якісне визначення сульфат-іонів

Якісне визначення сульфат-іонів базується на реакції осадження сульфат-іонів розчином хлориду барію:



Методика визначення. До 10 мл проби води додають 2–3 краплини 0,1 М розчину хлоридної кислоти та 0,5 см³ 10%-ного розчину $BaCl^{2+}$. При вмісті сульфатів 5-50 мг/ дм³ виникає опалесценція або слабка каламутність, при більшому вмісті сульфатів випадає білий осад.

8.2.2 Кількісне визначення сульфат-іонів

Кількісно сульфат-іони визначають комплексометричним методом за допомогою трилону Б. Сутність методу полягає в тому, що до проби води додають надлишок іонів Ba^{2+} – стандартний розчин $BaCl^{2+}$ і $MgCl^{2+}$ (10 г $BaCl^{2+} \cdot 2H_2O$ і 4 г $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ в 1 дм³ води). Частина іонів барію зв'язує сульфат-іони в нерозчинний осад $BaSO_4$. Іони Ba^{2+} , що залишилися в розчині, відтитровують стандартним розчином трилону Б, з яким іони барію утворюють комплексні сполуки. Вміст сульфат-іонів розраховують за різницею витрат трилону Б, який іде на зв'язування іонів барію до і після осаджування сульфат-іонів. Оскільки досліджувана вода завжди містить іони Ca^{2+} і Mg^{2+} , які також утворюють комплексні сполуки з трилоном Б, то на присутність цих іонів потрібно ввести відповідні поправки.

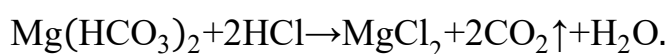
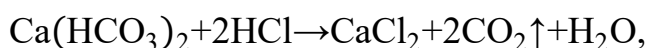
Методика кількісного визначення сульфат-іонів [2]

Дослід 1. У конічну колбу місткістю 200-250 см³ піпеткою набирають 50 см³ проби води, циліндром додають 5 см³ амонійного буферного розчину (для

створення і підтримки рН ~ 10), додають шпателем 10-15 мг сухої суміші кристалів індикатора хромогену чорного з $NaCl$. Отриманий розчин титрують 0,05 н розчином трилону Б ($f_{екв} = 1/2$) від вишнево-червоного до синього забарвлення і занотовують до журналу об'єм трилону Б (V_1), витрачений на титрування проби води. Таким чином, визначають загальний вміст іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} у воді (загальна твердість води).

Дослід 2 (холостий дослід). У конічну колбу на 200-250 см³ піпеткою набирають 50 см³ дистильованої води і піпеткою додають 1 см³ стандартного розчину $BaCl_2$, що містить іони магнію. *Іони магнію потрібні для більш точного встановлення точки еквівалентності.* Далі циліндром додають 5 см³ амонійного буферного розчину і 10-15 мг індикатора хромогену чорного з $NaCl$. Отриманий розчин титрують 0,05 н. розчином трилону Б ($f_{екв} = 1/2$) від вишнево-червоного до синього забарвлення і занотовують до журналу об'єм трилону Б (V_2), витрачений на титрування холостої проби води.

Дослід 3. У конічну колбу на 200-250 см³ піпеткою набирають 50 см³ досліджуваної води, додають 2-3 краплі розчину індикатора метилового червоного (рТ = 5,5) і підкисляють пробу води 0,1 М розчином хлоридної кислоти до появи червоного забарвлення. Колбу встановлюють на газовий пальник і кип'ятять 3-5 хв. від початку закипання. При цьому спостерігають, щоб протягом усього процесу кип'ятіння колір розчину залишався червоним. Якщо він стане блідим або жовтим, потрібно додати ще декілька краплин 0,1 М розчину HCl . *Присутність HCl потрібна для того, щоб гідрокарбонати кальцію і магнію перевести в добре розчинні хлориди кальцію і магнію (для збереження іонів кальцію і магнію), а кип'ятіння – для інтенсивного видалення CO_2 , який утворюється в результаті реакцій:*



Після кип'ятіння до розчину додають 1 см³ стандартного розчину $BaCl_2$, що містить іони магнію, і кип'ятять ще 10–15 сек. для більш повного осадження іонів SO_4^{2-} іонами Ba^{2+}

Далі пробу води охолоджують 10-15 хв. і нейтралізують 0,1 М розчином $NaOH$ до появи жовтого забарвлення. Потім до проби води циліндром додають 5 cm^3 амонійного буферного розчину та 10-15 мг індикатора хромогену чорного з $NaCl$. Отриманий розчин титрують 0,05 н. розчином трилону Б ($f_{екв} = 1/2$) від вишнево-червоного до синього забарвлення і занотують до журналу об'єм трилону Б (V_3), витрачений на титрування проби води.

Вміст сульфат-іонів X (в ммоль/ dm^3) розраховують за формулою

$$X = \frac{(V_1 + V_2 + V_3) \cdot C \cdot 1000}{V_4}, \text{ ммоль/дм}^3;$$

де C – молярна концентрація еквівалента трилону Б ($f_{екв} = 1/2$), моль/ dm^3 ;

V_1 – об'єм трилону Б, який пішов на титрування іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} (дослід 1), cm^3 ;

V_2 – об'єм трилону Б, який пішов на титрування іонів Ba^{2+} і Mg^{2+} (дослід 2), cm^3 ;

V_3 – об'єм трилону Б, який пішов на титрування іонів Ca^{2+} , Mg^{2+} і надлишкового Ba^{2+} , що не зв'язався з сульфат-іонами (дослід 3), cm^3 ;

V_4 – об'єм проби води, cm^3 .

Вміст сульфат-іонів Y (в мг/ dm^3) розраховують за формулою

$$Y(SO_4^{2-}) = X(1/2 SO_4^{2-}) \cdot M(1/2 SO_4^{2-}),$$

де $M(1/2 SO_4^{2-})$ – молярна маса еквівалента іонів SO_4^{2-} , що дорівнює 48 г/моль;

Таблиця 8.1

Дослід 1, V_1 , cm^3	Дослід 2, V_2 , cm^3	Дослід 3, V_3 , cm^3	$Y(SO_4^{2-})$, мг/ dm^3

Лабораторна робота № 9

Визначення вмісту хлорид-іонів у воді методом Мора

9.1 Самостійна підготовка

Проробити такі питання:

1. Які умови випадіння осадів?
2. Чим зумовлене використання K_2CrO_4 в якості індикатору в методі Мора?
3. Який порядок випадіння осадів при титруванні хлорид-іонів розчином нітрату срібла в присутності хромату калію.

Загальні положення

Хлорид-іони, внаслідок своєї високої розчинності, завжди присутні в природних водах. Вони зумовлюють солоність морських і океанічних вод, а за своїм вмістом у прісних водоймах хлориди посідають третє місце після гідрокарбонат – і сульфат-іонів.

9.2 Робота в лабораторії.

Посуд, матеріали, реактиви:

1. Піпетки місткістю 100, 50, 10, 1 см³.
2. Бюретки місткістю 25 см³.
3. Колби конічні місткістю 250 см³ – 2 шт.
4. Крапельниця з фенолфталеїном.
5. Колориметрична пробірка.
6. 0,05М розчин $AgNO_3$.
7. Суспензія гідроксиду амонію.
8. 5%-вий розчин K_2CrO_4
9. 10%- ний розчин $AgNO_3$.
10. 0,1М розчин NaOH і 0,1 н. розчин H_2SO_4 .

9.3 Якісне визначення хлорид-іонів

У колориметричну пробірку наливають 5 см³ води і додають три краплини

10%– ного розчину нітрату срібла. Приблизний вміст хлорид-іонів визначають за характером осаду або каламутності у відповідності до вимог табл.(9.1).

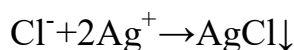
Таблиця 9.1

Приблизне кількісне визначення хлорид-іонів

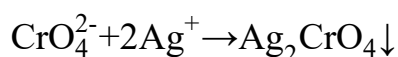
Характеристика осаду або каламутності	Вміст Cl^- , мг/дм ³
1. Опалесценція або слабка каламутність	1 – 10
2. Велика каламутність	10 – 50
3. Утворюються пластівці, осаджуються не одразу	50 – 100
4. Білий об'ємний осад	більш 100

9.4 Кількісне визначення хлорид-іонів

Кількісне визначення хлорид-іонів здійснюють аргентометричним методом Мора, який ґрунтується на утворенні в нейтральному або слабо лужному середовищі ($pH=6-10$) малорозчинного осаду хлориду срібла ($DP = 1,78 \cdot 10^{-10}$)



Для встановлення кінця титрування використовують індикатор-хромат калію K_2CrO_4 , який з надлишком іонів срібла утворює цеглисте-червоний осад хромату срібла ($DP = 1,1 \cdot 10^{-12}$)



Можливість титриметричного визначення хлоридів у присутності хромат-іонів пояснюється тим, що осад хлориду срібла менш розчинний, ніж осад хромату срібла

$$C_{AgCl} = [Ag^+] = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3;$$

$$C_{Ag_2CrO_4} = [CrO_4^{2-}] = \sqrt[3]{1,1 \cdot 10^{-12} / 4} = 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3.$$

Очевидно, що бурий осад хромату срібла почне утворюватися тільки після того, коли повністю випаде осад хлориду срібла.

Метод Мора застосовують для визначення хлоридів у воді з концентрацією

понад 2 мг/дм³. Без додаткового розбавлення можна титрувати проби води з концентрацією хлоридів до 100 мг/ дм³. Визначенню хлоридів заважають сульфіти, сульфіді та тіосульфати, які можна розкласти пероксидом водню в лужному середовищі. Фосфат – іони заважають при концентрації понад 25 мг/дм³, іони заліза – при концентрації більше 10 мг/ дм³.

Методика визначення

Якщо вода каламутна, її фільтрують крізь беззольний фільтр, промитий гарячою водою. Якщо вода має кольоровість вище 30°, пробу знебарвлюють додаванням гідроксиду амонію. Для цього до 200 см³ проби додають 6 см³ суспензії гідроксиду амонію і збовтують суміш до знебарвлення рідини. Потім пробу фільтрують крізь беззольний фільтр. Перші порції фільтру відкидають.

Залежно від результатів якісного визначення відбирають у конічну колбу 100 мл досліджуваної води (або менший її об'єм – 10-15 см³) і доводять до 100 см³ дистильованою водою. Без розведення визначають хлориди в концентрації до 400 мг/ дм³. рН проби води повинно бути в межах 6,5-10.

Якщо рН води невідоме, то до проби води необхідно додати 2 краплини фенолфталеїну (рТ = 9). При появі рожевого забарвлення прилити по краплях 0,1 М розчин H₂SO₄ до знебарвлення.

В разі відсутності забарвлення необхідно нейтралізувати пробу води 0,1 М розчином NaOH до появи рожевого забарвлення, що зникає при збовтуванні.

Відміряний об'єм води вносять до двох конічних колб і додають по 1 см³ розчину індикатора K₂CrO₄. Одну пробу титрують робочим розчином нітрату срібла до зміни жовто-цитринного забарвлення на цеглисто-червоне, а другу використовують як контрольну пробу. При значному вмісті хлоридів утворюється осад AgCl, що заважає визначенню. В цьому випадку до відтитрованої першої проби додають 2-3 краплини титрованого розчину NaCl до зникнення цеглисто- червоного відтінку, потім титрують іншу пробу, користуючись першою як контрольною.

Вміст хлорид – іону X (ммоль/дм³) обчислюють за формулою

$$X = \frac{C(\text{AgNO}_3) \cdot V(\text{AgNO}_3) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})},$$

де $C(\text{AgNO}_3)$ – молярна концентрація AgCl в робочому розчині, моль/ дм³;

$V(\text{AgNO}_3)$ – об'єм розчину AgCl , витрачений на титрування, см³;

$M(\text{Cl}^-)$ – молярна маса хлорид – іона, що дорівнює 35,45 г/моль;

$V(\text{H}_2\text{O})$ – об'єм проби води, взятий для титрування, см³.

Вміст хлорид – іону Y (мг/дм³) обчислюють за формулою

$$Y(\text{Cl}^-) = X(\text{Cl}^-) \cdot M(\text{Cl}^-),$$

де $M(\text{Cl}^-)$ – молярна маса хлорид – іона, що дорівнює 35,45 г/моль;

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-170-10 вміст хлорид-іонів у питній воді не повинен перевищувати 250 мг/ дм³

Лабораторна робота № 10

Визначення вмісту загального заліза

10.1 Самостійна робота.

Проробити такі питання:

1. У вигляді яких сполук знаходиться залізо в природних водах?
2. Який гранично припустимий вміст заліза у воді, придатної для питних цілей?
3. До чого приводить надлишковий вміст заліза у воді?
4. Якими методами може бути визначений вміст заліза у воді?
5. У чому полягає сутність фотометричного аналізу?
6. Що таке стандартні й нульові розчини?
7. Як будують калібрований графік, у чому його призначення?

10.2 Загальні положення

Залізо постійно міститься в поверхневих і підземних водах у вигляді іонів Fe^{2+} і Fe^{3+} . Підвищений вміст заліза у воді надає їй буре забарвлення і залізистий присмак. Крім того, наявність у воді солей заліза (II) сприяє розвитку залізистих бактерій, колонії яких, а також продукти їхньої життєдіяльності забивають каналізаційні труби.

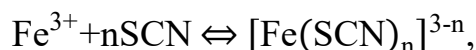
10.3 Робота в лабораторії. Посуд, матеріали, реактиви, прилади

1. Бюретка місткістю 25 см³.
2. Пробірки діаметром 10-15 мм.
3. Циліндри колориметричні місткістю 100 см³.
4. Стандартний розчин заліза:
 - а) головний розчин – 0,8636 г залізо-амонійних галунів $Fe(NH_4)(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ розчиняють у невеликій кількості дистильованої води в мірній колбі на 1 дм³, додають 2 см³ концентрованої хлоридної кислоти густиною 1,19 г/см³ і доводять об'єм розчину дистильованою водою до 1 дм³. 1 см³ розчину містить 0,1 мг заліза.
 - б) робочий розчин – 50 см³ основного стандартного розчину розбавляють до 1 дм³ дистильованою водою (щораз готують свіжий розчин). 1 см³ розчину містить 0,005 мг заліза.

5. Хлоридна кислота ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$).
6. Хлоридна кислота (1:1).
7. 50%- вий розчин роданіду амонію або калію - NH_4SCN або $KSCN$ (50 г роданіду розчиняють у 50 см^3 води)
8. Персульфат амонію $(NH_4)_2S_2O_8$ (ч.д.а.).
9. Фотоелектроколориметр ЛМФ–72; зелений светофільтр ($\lambda = 490\text{-}530 \text{ нм}$)
10. Кювета товщиною 2 см.

10.4 Якісне визначення вмісту заліза з наближеною кількісною оцінкою

Якісне визначення концентрації загального заліза (III) базується на взаємодії в сильно кислому середовищу заліза (III) і роданіду амонію з утворенням забарвленої в червоний колір комплексної сполуки роданіду заліза (III):



де $n = 1-6$.

Інтенсивність забарвлення пропорційна концентрації заліза (III) у воді.

Хід визначення. В пробірку наливають 10 см^3 досліджуваної води, вносять дві краплі концентрованої соляної кислоти, кілька кристалів персульфату амонію (для окиснення Fe^{2+} в Fe^{3+}) і $0,2 \text{ см}^3$ роданіду амонію або калію. Наближений вміст заліза визначають відповідно до табл.10.1:

Таблиця 10.1

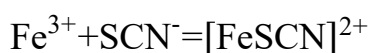
Якісне визначення вмісту загального заліза

Забарвлення при розгляді збоку	Забарвлення при розгляді зверху	Вміст заліза (III), мг/дм ³
Забарвлення немає	Забарвлення немає	<0,05
Ледь помітне жовтувато- рожеве	Надзвичайно слабке жовтувато-рожеве	0,1
Дуже слабке жовтувато- рожеве	Слабко жовтувато – рожеве	0,25
Слабке жовтувато – рожеве	Світло жовтувато – рожеве	0,5
Світло жовтувато-рожеве	Жовтувато-рожеве	1,0
Сильно жовтувато – рожеве	Жовтувато – червоне	20
Світло жовтувато – червоне	Яскраво червоне	>2,5

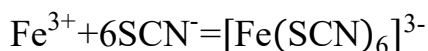
10.5 Кількісне визначення загального вмісту заліза фотометричним методом з роданідом

Сутність фотометричного методу аналізу для визначення концентрації розчинених речовин (іонів) наведена в 2.3.

Визначення вмісту загального заліза з роданідом амонію (калію) фотометричним методом засновано на здатності іонів тривалентного заліза утворювати з роданід-іоном ряд комплексних сполук червоного кольору. При поступовому додаванні роданистого амонію (калію) до розчину заліза (III) спочатку відбувається наступна реакція:



При подальшому збільшенні концентрації роданід-іонів відбувається утворення комплексів з більшою кількістю координованих груп, причому максимальне їхнє число дорівнює шести:



Інтенсивність забарвлення комплексів з різною кількістю координованих роданід-іонів неоднакова; вона тим більша, чим більше роданід-іонів утримується в комплексній групі. Тому дуже важливо, щоб концентрація роданіду була досить великою й чітко однаковою як в аналізованому, так і в стандартному (еталонному розчині). Необхідно, щоб розчин був помітно кислим, тому що при збільшенні *pH* має місце гідроліз солей заліза й утворення основних солей або гідроксидів. У цьому випадку забарвлення при додаванні роданід - іона може зовсім не з'явитися.

Хід визначення загального вмісту заліза (III)

1. Побудова градуювального графіка

З головного стандартного розчину заліза (III), що містить 0,1 мг заліза в 1 см³ розчину, готують робочий розчин, що містить 0,005 мг заліза (III) в 1 см³ розчину.

Потім у 7 мірних колб місткістю 50 см³ послідовно додають 0,2–0,5– 1–2– 5– 10–20 см³ робочого розчину заліза (1 см³ розчину містить 0,005 мг заліза). До кожної проби додають по 2 см³ хлоридної кислоти (1:1) і 50%-вого розчину роданіду амонію (калію) і дистильованою водою доводять до позначки.

Отримані в такий спосіб розчини мають концентрацію заліза (III) відповідно 0,02–0,05–0,1–0,2–0,5–1–2 мг/дм³. Усі розчини забарвлюються в червоний колір різної інтенсивності, пропорційно концентрації заліза (III). Через 5 хв. проводять фотометричне визначення заліза, використовуючи **зелений** світлофільтр ($\lambda = 490-530$ нм) і кювету товщиною 2 см. За розчин порівняння беруть дистильовану воду. Для побудови градуовального графіка на осі ординат відкладають значення оптичної густини відповідних розчинів, а на осі абсцис - відповідні їм величини концентрації заліза (III).

2. Визначення вмісту загального заліза у воді

При загальному вмісті заліза у воді до 3 мг/дм³, визначення заліза виконують без розведення проби дистильованою водою. В мірну колбу місткістю 50 см³ наливають $\approx 20-30$ см³ досліджуваної води, додають 2 см³ розчину хлоридної кислоти (1:1), кілька кристалів персульфату амонію (для окислення $Fe(II)$ в $Fe(III)$) й інтенсивно перемішують протягом 3 хв. Потім додають 2 см³ розчину роданіду амонію (калію), знову перемішують і через 3 хв. фотометрують. За градуовальним графіком знаходять загальний вміст заліза у воді (таблиця 10.2).

3. Визначення вмісту заліза (III)

Вміст $Fe(III)$ у воді визначають аналогічно (див. пункт 2.), але без додавання персульфату амонію.

4. Визначення вмісту заліза (II)

Вміст $Fe(II)$ знаходять, віднімаючи з загального вмісту заліза (пункт 2) вміст $Fe(III)$ (пункт 3). Таблиця 10.2

Визначення вмісту заліза

№ з/П	$Fe_{\text{заг}}$, мг/дм ³	$Fe(II)$, мг/дм ³	$Fe(III)$, мг/дм ³

Згідно з ДСанПіН 2.2.4-171-10 припустима концентрація заліза у воді систем централізованого питного водопостачання не повинна перевищувати 0,2 мг/дм³.

Лабораторна робота № 11

Визначення перманганатної окисності води методом Кубеля

Проробити такі питання:

1. Перманганатометрія. Сутність методу. Робочі розчини метода. Фактори еквівалентності окисників і відновників. Окисно-відновні потенціали. Вплив pH на окислювальні властивості $KMnO_4$. Умови проведення перманганатометричного титрування. Використання перманганатометрії в аналізі води.
2. Що таке окисність води? Що таке часткова й повна, перманганатна й дихроматна окисність води?
3. В яких одиницях вимірюють окисність води?
4. Яка окисність джерельної, артезіанської і річкової води? Яка окисність питної води?
5. Чому перманганатом калію неможливо визначити повну окисність води?
6. У чому сутність метода Кубеля при визначенні перманганатної окисності води?

Загальні положення

Перманганатна окисність води характеризує загальний вміст у природній воді органічних відновників, що легко окислюються. Перманганатна окисність води вимірюється числом міліграмів атомарного кисню або $KMnO_4$ (в перерахунку на атомарний кисень), що витрачається на окиснення органічних речовин у 1 дм³ води. Одиниця вимірювання окисності – мг О/дм³.

Визначенню окисності заважають іони Fe^{2+} , NO_2^- і S^{2-} . Їх визначають окремо, перераховують на кисень, який іде на їхнє окислення (мг О/дм³), і віднімають від перманганатної окисності. Доведено, що:

1 мг H_2S відповідає 0,47 мг спожитого кисню

1 мг NO_2^- – 0,35 мг

1 мг Fe^{2+} – 0,14 мг.

11.1 Робота в лабораторії

Посуд, реактиви

1. Колба мірна ємкістю 1 дм³.
2. Циліндр мірний ємкістю 25 см³.
3. Бюретка ємкістю 25 см³.
4. Піпетка ємкістю 100 см³.
5. Лійка.
6. Конічні колби ємкістю 200–250 см³.
7. Перманганат калію $KMnO_4$ (к.).
8. Оксалатна кислота
9. $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ (к.) або фіксанал.
10. Розбавлений розчин H_2SO_4 (1:3). Додають при збовтуванні 1 об'єм концентрованої сульфатної кислоти H_2SO_4 ($\rho = 1,84$ г/см³) до 3 об'ємів дистильованої води.
11. Концентрований розчин $KMnO_4$, підкислений H_2SO_4
12. Концентрований розчин HCl .
13. Склояні кульки або капіляри.

11.2 Приготування і стандартизація ~ 0,01 н. розчину $KMnO_4$ ($f_{екв} = 1/5$)

Для виконання роботи необхідно:

- а) приготувати приблизно 0,01н. робочий розчин $KMnO_4$ (готується заздалегідь);
- б) приготувати стандартний 0,01н. розчин оксалатної кислоти;
- в) визначити точну концентрацію розчину $KMnO_4$ за розчином оксалатної кислоти.

11.2.1 Приготування приблизно 0,01н. розчину $KMnO_4$ ($f_{екв} = 1/5$)

Кристалічний $KMnO_4$ завжди містить деяку кількість різних домішок, головною з яких є MnO_2 . Окрім того, концентрація розчину $KMnO_4$, унаслідок високої окислювальної властивості перманганату калію, за часом змінюється. Отже приготувати точно 0,01 н. розчин $KMnO_4$ ($f_{екв} = 1/5$) за точною наважкою неможливо. Тому його готують швидко, за приблизною наважкою, трохи

більшою за необхідну. Для приготування 1 дм³ 0,01н. розчину $KMnO_4$ ($f_{\text{екв}} = 1/5$) необхідна наважка 0,3161 г. Практично ж зважують $\sim 0,32-0,33$ г і переносять у склянку або колбу. Потім відміряють 1 дм³ води і приблизно половину її нагрівають до кипіння. Невеликими порціями гарячої води обробляють наважку $KMnO_4$, час від часу зливаючи розчин у іншу мірну склянку. Коли вся наважка розчиниться, дають розчину охолонути, переливають у склянку ємкістю 1 дм³, туди ж додають залишки води. Нерозчинену частину наважки відкидають. Розчин ретельно перемішують і залишають відстоюватися в темному місці 7-10 діб для того, щоб відбулися всі окисно-відновні реакції з домішками, що містяться у воді. Потім розчин фільтрують крізь скляний фільтр і стандартизують за первинним 0,01 н. розчином оксалатної кислоти, який був приготовлений з фіксаналу або за точною наважкою.

11.2.2 Приготування 0,01н. розчину $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ ($f_{\text{екв}} = 1/2$)

Якщо 0,01н. розчин оксалатної кислоти неможливо приготувати з фіксаналу, то його готують за точною наважкою після очищення оксалатної кислоти перекристалізацією. Приготовлений розчин зберігають у темному місці, бо інакше оксалатна кислота поступово розкладається і довго зберігатися не може. Для підвищення терміну зберігання розчину до нього додають 300 мл розбавленої $H_2SO_4(1:5)$ на 1 дм³ розчину.

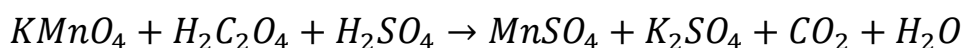
11.2.3 Стандартизація $\sim 0,01$ н. розчину $KMnO_4$

Визначення точної концентрації (стандартизацію) приготовленого приблизно 0,01н. розчину $KMnO_4$ ($f_{\text{екв}} = 1/5$) за 0,01 н. розчином оксалатної кислоти проводять наступним чином.

Заповнюють бюретку до верхнього меніску робочим розчином $KMnO_4$, перед тим двічі ополіскуючи її розчином $KMnO_4$. До конічної колби відбирають піпеткою 20-25 см³ 0,01 н. розчину оксалатної кислоти, додають до нього 10-15 см³ 2 н. розчину H_2SO_4 ($f_{\text{екв}} = 1/2$) і нагрівають до 80–90°C, *ні в якому разі не доводячи до кипіння, бо оксалатна кислота розкладається при кип'ятінні.*

Отриманий гарячий розчин оксалатної кислоти титрують $\sim 0,01$ н. розчином $KMnO_4$ ($f_{\text{екв}} = 1/5$), додаючи його повільно краплями доти, доки розчин

у колбі не забарвиться в стійкий блідо – рожевий колір, що не зникає протягом 1-2 хвилин. При цьому має місце перебіг такої реакції:



(методом напівреакції розставити коефіцієнти).

Титрування з результатами, що збігаються і відрізняються не більше ніж на 0,1 мл, повторюють тричі; об'єм розчину $KMnO_4$, що пішов на титрування, занотовують до журналу, визначають середнє значення цього об'єму і обчислюють молярну концентрацію еквівалента перманганату калію в розчині за формулою

$$C(1/5KMnO_4) = \frac{C(1/2H_2C_2O_4) \cdot V(H_2C_2O_4)}{V(KMnO_4)},$$

де $C(1/5KMnO_4)$ – молярна концентрація еквівалента $KMnO_4$ у розчині, моль/ дм³;

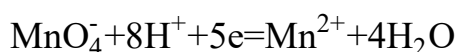
$C(1/2H_2C_2O_4)$ молярна концентрація еквівалента $H_2C_2O_4$ у розчині, моль/ дм³;

$V(KMnO_4)$ – об'єм розчину $KMnO_4$, що пішов на титрування, дм³;

$V(H_2C_2O_4)$ – об'єм розчину оксалатної кислоти, взятий для титрування, дм³.

11.3 Визначення перманганатної окисності води (метод Кубеля)

Визначення перманганатної окисності здійснюють методом Кубеля, в основі якого лежить реакція окиснення органічних речовин, присутніх у пробі води, 0,01 н. розчином перманганату калію в сульфатнокислому середовищі при кип'ятінні, згідно з ДСТУ 7525:2014:



Діапазон визначаємих методом Кубеля значень перманганатної окисності – від 0,5 мг О/ дм³ до 10 мг О/ дм³. Якщо окисність більше 10 мг О/ дм³, пробу води перед аналізом слід розбавляти. Максимально припустимий ступінь розведення проб – десятикратний, тобто метод не рекомендують використовувати для аналізу вод, окисність яких більше за 100 мг О/ дм³.

Методика визначення перманганатної окисності води

1. Щоб уникнути помилок, пов'язаних з випадковим забрудненням скляних колб домішками, здатними до окиснення, перед визначенням окисності води в колбу наливають 100-150 см³ концентрованої розчину перманганату калію, підкисленої сульфатною кислотою, закривають колбу лійкою і кип'ятять протягом 3-5 хвилин. Якщо на стінках колби з'являються коричневі плями MnO_2 , то вміст колби зливають, а колбу спочатку обробляють концентрованою хлоридною кислотою, а потім дистильованою водою і знов кип'ятять з тим же концентрованим розчином перманганату калію. Цю операцію повторюють 2-3 рази, після чого ополіскують колбу дистильованою водою.

2. У заздалегідь підготовлену конічну колбу ємкістю 250 см³ піпеткою вміщують 100 см³ досліджуваної води, додають 5 см³ сульфатної кислоти (1:3) і доливають з бюретки точно 20 см³ 0,01 н. розчину $KMnO_4$ ($f_{екв} = 1/5$). При цьому розчин повинен набути інтенсивного рожевого забарвлення.

3. Колбу закривають годинниковим склом (для запобігання випаровування води) і кип'ятять 10 хв. від початку закипання. Щоб не було бурхливого кипіння, в колбу слід вмістити скляні капіляри. Час кип'ятіння потрібно витримувати точно. Під час кип'ятіння спостерігають за забарвленням розчину:

- якщо забарвлення розчину в процесі кип'ятіння помітно послабшає, слід додати декілька мілілітрів робочого розчину перманганату калію до появи стійкого інтенсивно рожевого забарвлення, що не зникає при кип'ятінні.
- якщо в процесі кип'ятіння розчин буріє, то це свідчить про нестачу сульфатної кислоти. В цьому разі необхідно до розчину додати 5 см³ сульфатної кислоти (1:3).
- якщо вище перелічені заходи не допомогли, пробу води необхідно розбавити.

4. Після кип'ятіння до гарячого розчину додають 20 см³ 0,01 н. розчину оксалатної кислоти ($f_{екв} = 1/2$). Об'єм розчину $H_2C_2O_4$ повинен чітко дорівнювати об'єму доданого об'єму робочого розчину $KMnO_4$. Розчин збовтують і одразу

титрують робочим розчином $KMnO_4$ до появи блідо-рожевого забарвлення, що не зникає протягом 1-2 хвилин. Дослід вважається досконалим, якщо на титрування надлишку оксалатної кислоти йде не більше 7 и не менше 2 cm^3 розчину перманганату калію.

5. Паралельно проводять порівняльний (холостий) дослід.

Для цього беруть 100 мл дистильованої води й обробляють її аналогічно як воду, що досліджують. Витрата перманганату калію на титрування дистильованої води не повинна перевищувати 0,3 cm^3 .

Розрахунок перманганатної окисності води (X) здійснюють за формулою

$$X = \frac{(V_1 - V_2) \cdot C(1/5 KMnO_4) \cdot 8 \cdot 1000}{V_3} \text{ мг О/дм}^3,$$

де V_1 – об'єм робочого розчину $KMnO_4$, витрачений на титрування досліджуваної проби води, cm^3 ;

V_2 – об'єм робочого розчину $KMnO_4$, витрачений на титрування холостої проби води, cm^3 ;

V_3 – об'єм проби досліджуваної води, cm^3 ; 8 – молярна маса еквіваленту кисню; г/моль.

Обчислення виконують з точністю $\pm 0,1$ мг.

Таблиця 11.1

Перманганатна окисність води

№ з/п	V_{1MnO_4}, cm^3	V_{2MnO_4}, cm^3	V_{3MnO_4}, cm^3	$X, \text{ мг О/дм}^3$

Перманганатна окисність питної води, згідно до ДСанПіН 2.2.4-170-10, не повинна бути більшою за 5 мг О/дм³.

Рекомендовані джерела

1. Методичні вказівки до виконання лабораторного аналізу природних вод при проходженні загально-екологічної навчальної практики. Модуль 2. Професійне спрямування «хімік-лаборант» (для студентів 1 курсу денної форми навчання за напрямом підготовки 6.040106 – «Екологія, охорона навколишнього середовища та збалансоване природокористування») / Харк. нац. акад. міськ. госп-ва; уклад.: О.О. Мураєва, І.С. Зайцева, Т.П. Нат та ін. – Х.: ХНАМГ, 2013.– 91с.
2. Гвоздяк П.І. «Біологічні аномалії води або чотири запитання для обміркування». Вісник НАН України. 2005, № 4, с. 45-51. 2001.
3. Орлов В. О. Технологія підготовки питної води: навч. посіб. / В. О. Орлов, А. М. Орлова, В. О. Зошук. – Рівне: НУВГП, 2010. - 176 с.
4. Водні ресурси України: екологічний та соціальний виміри: Матеріали круглого столу, проведеного Центром Соціального Прогнозування. - К.: ВіРА "Інсайт", 2003. - 126 с.
5. Кульський Л.А., Погрібний О.В., Кульський В.Л. Технологія очищення природних вод. – К.: Либідь, 2020.
6. Романовський В.А., Тищенко С.В. Водопідготовка та очищення стічних вод. – Харків: ХНУМГ, 2019.
7. Droste, R.L., Gehr, R. Theory and Practice of Water and Wastewater Treatment. – Wiley, 2018. ISBN: 978-1-119-19194-4.
8. Spellman, F.R. Handbook of Water and Wastewater Treatment Plant Operations. – CRC Press, 2020. ISBN: 978-0-367-24883-0.
9. А.К. Запольский, Н.А. Мішкова-Клименко, І.М. Астрелін, М.Т. Брик, П.І. Гвоздяк, Т.В. Князькова. Фізико-хімічні основи технології очищення стічних вод: Підручник. - Лібра, 2000. - 552с.

Нормативні джерела

10. 6.2.7. ДСанПіН 2.2.4–171-10 – Гігієнічні вимоги до води питної, призначеної для споживання людиною.
11. 6.2.8. ДСТУ 2569-94 – Водопостачання і каналізація. Терміни та

визначення. Забезпечує єдину термінологію для галузі водопостачання і каналізації. Днаоп

12. 6.2.9. ДСТУ 7525:2014 – Вода питна. Вимоги та методи контролювання якості. Визначає показники якості питної води та методи їх контролю. Днаоп

13. 6.2.10. ДСТУ EN ISO 1420-1 – вплив органічних речовин (смак/запах), частина 1. ZakonOnline

14. 6.2.11. ДСТУ EN ISO 1484-2003 – загальний/розчинений органічний вуглець. ZakonOnline

15. 6.2.12. ДСТУ ISO 6332-2003 – визначення заліза спектрометричним методом. ZakonOnline

16. 6.2.13. ДСТУ ISO 6468-2002 – хлорорганічні інсектициди, ПХБ, хлорбензоли. ZakonOnline

17. 6.2.14. ДСТУ ISO 6703-1:2007 – визначення ціанідів. ZakonOnline

18. 6.2.15. ДСТУ ISO 6777-2003 – нітрити. ZakonOnline

19. 6.2.16. ДСТУ ISO 6778-2003 – амоній (потенціометрично). ZakonOnline

20. 6.2.17. ДСТУ ISO 7027-2003 – каламутність води. ZakonOnline

21. 6.2.18. ДСТУ ISO 7887-2003 – забарвленість води. ZakonOnline

22. 6.2.19. ДСТУ ISO 9963-1:2007 – загальна та часткова лужність. ZakonOnline

23. 6.2.20. ДСТУ ISO 11885-2005 – визначення 33 елементів методом ICP-OES. ZakonOnline

24. 6.2.21. ДСТУ ISO 17993-2008 – поліциклічні ароматичні вуглеводні (ПАВ). ZakonOnline

25. 6.2.22. ДСТУ 4077-2001, ISO 6059:2003, ISO 9297:2007, ISO 15923-1:2018 – стандарти щодо визначення рН, кальцію/магнію, хлоридів, амонію, нітратів, сульфатів і силікатів. periodicals.karazin.ua

26. 6.2.23. ДСТУ 4808:2007 – Джерела централізованого водопостачання. Санітарно-гігієнічні вимоги.

Навчальне видання

МЕТОДИЧНІ ВКАЗІВКИ

до лабораторних робіт з дисципліни
«ОСНОВИ ТЕХНОЛОГІЇ ПРОЦЕСІВ ВОДОПІДГОТОВКИ»

*(для здобувачів вищої освіти
спеціальності G19 «Будівництво та цивільна інженерія»)
(Електронне видання)*

Укладачі: ТАТАРЧЕНКО Галина Олегівна
БІЛОШИЦЬКИЙ Микола Володимирович

Оригінал - макет М.В. Білошицький

Підписано до друку _____

Формат 60×84¹/₁₆. Папір типограф. Гарнитура Times.

Друк офсетний. Умов. друк. арк. _____. Обл.-вид.арк. _____.

Тираж ____ прим. Вид. № _____. Замовл. № _____. Ціна договірна.

Видавництво Східноукраїнського національного університету
імені Володимира Даля

Адреса видавництва: м. Київ, вул. Іоанна Павла II буд 17, Телефон: +38(050)
218 04 78, факс (064 52) 4 03 42
E-mail: vidavnictvosnu.ua@gmail.com