

КИЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ ТАРАСА ШЕВЧЕНКА

ПОЛЬОВІ ТА ЛАБОРАТОРНІ ДОСЛІДЖЕННЯ ХІМІЧНОГО СКЛАДУ ВОДИ РІЧКИ РОСЬ

Навчальний посібник

УДК 556.1(282:477)(076.5)

ББК 26.220.1с

П49

Рецензенти:

д-р хім. наук, проф. В. І. Максін,
канд. геогр. наук, доц. С. М. Курило

*Рекомендовано до друку вченою радою географічного факультету
(протокол № 7 від 12 вересня 2011 р.)*

**П49 Польові та лабораторні дослідження хімічного складу води річки
Рось : навчальний посібник / В. К. Хільчевський, В. М. Савицький,
Л. А. Красова, О. М. Гончар ; за ред. В. К. Хільчевського. – К. : Видав-
ничо-поліграфічний центр "Київський університет", 2012. – 143 с.**

ISBN 978-966-439-543-1

Охарактеризовано загальні умови формування хімічного складу води р. Рось, загальні риси гідрохімічного режиму річки, особливо в районі Богуславського гідролого-гідрохімічного стаціонару Київського національного університету імені Тараса Шевченка. Викладено основні види польових гідрохімічних робіт на різних водних об'єктах (річкові й підземні води, атмосферні опади). Наведено методику хімічного аналізу природних вод, подано інтерпретацію отриманих даних.

Для студентів географічного факультету.

УДК 556.1(282:477)(076.5)

ББК 26.220.1с

ISBN 978-966-439-543-1

**© Хільчевський В. К., Савицький В. М.,
Красова Л. А., Гончар О. М., 2012
© Київський національний університет
імені Тараса Шевченка**

ВСТУП

Метою навчальної польової гідрохімічної практики на Богуславському гідролого-гідрохімічному стаціонарі географічного факультету є закріплення теоретичних знань, які студенти-гідрологи отримують під час вивчення курсу "Основи гідрохімії", а також одержання нових знань щодо якості води під час ознайомлення з роботою водопровідної станції м. Богуслава та споруд з очищення міських стічних вод. Отримані знання стають у нагоді при вивченні курсу "Водопостачання і водовідведення: гідроекологічні аспекти".

У даному посібнику наведено особливості формування хімічного складу та якості річкових вод на прикладі середнього водотоку лісостепової зони басейну Дніпра, показано вплив на ці процеси як природних, так і антропогенних чинників у межах міста з достатньо розвинутою водогосподарською інфраструктурою. Посібник допоможе студентам отримати і реалізувати практичні навички з організації та здійснення гідрохімічних робіт у польових умовах, уміння виконувати хіміко-аналітичні визначення в реальних пробах природних вод, відібраних у водних об'єктах різного походження (річкових і колодязних водах, водопровідній воді, зібраних атмосферних опадах).

Серед основних завдань польової гідрохімічної практики слід відзначити:

- ознайомлення із загальними природними умовами формування хімічного складу і гідрохімічного режиму річок басейну р. Рось;
- набуття необхідного досвіду в організації цільових гідрохімічних спостережень;
- практичне оволодіння способами відбору проб води та їхньої підготовки до аналізу;
- засвоєння загальних методичних підходів до аналізу природних вод різного походження;
- ознайомлення з конкретними методами і методиками хіміко-аналітичних робіт, виконання цих робіт у польових і напівстаціонарних умовах;
- засвоєння методик опрацювання отриманих результатів, їхньої систематизації, оцінки якості отриманих експериментальних хіміко-аналітичних даних, складання і оформлення відповідних звітів.

Для реалізації вказаних завдань при проведенні практик застосовуються достатньо поширені методи досліджень, відображені в окремих методичних блоках навчального посібника. Їхньому вивченню і засвоєнню сприятиме попереднє ознайомлення з умовами проведення практики, її специфічними особливостями.

Польова гідрохімічна практика на Богуславському гідролого-гідрохімічному стаціонарі географічного факультету дає можливість ознайомитися з фізико-географічними особливостями басейну р. Рось, її основними гідролого-гідрохімічними характеристиками, антропогенним впливом на формування хімічного складу річкових вод.

Розміщення стаціонару в межах Богуслава дає змогу вивчити роботу міської системи водопостачання і водовідведення, її технологічні особливості (водопровідної станції з підготовки питної води і міських споруд з очищення стічних вод), а також ознайомитися з проблемами і завданнями щодо забезпечення міста якісною питною водою, зменшенням чи попередженням негативного впливу на екологічний стан річки скидів стічних вод.

З історії Богуславського гідролого-гідрохімічного стаціонару. Богуславський гідролого-гідрохімічний стаціонар Київського університету засновано в 1981 р. з ініціативи завідувача кафедри, доктора географічних наук, професора, заслуженого діяча науки і техніки України В. І. Пелешенка для проведення навчальних практик з гідрометрії та польової гідрохімії студентів кафедри гідрології та гідрохімії (з 2002 р. – кафедра гідрології та гідроекології) та експериментальних науково-дослідних робіт на малих водозборах басейну Росі (наказ ректора університету № 99 від 12.02.81. 1985 р. науковим керівником досліджень на стаціонарі було призначено старшого наукового співробітника проблемної науково-дослідної лабораторії гідрохімії, кандидата географічних наук В. К. Хільчевського, згодом – доктор географічних наук, професор, заслужений діяч науки і техніки України, з 2000 р. – завідувач кафедри гідрології та гідроекології.

Особливо активно гідрохімічні дослідження на малих водозборах у басейні Росі виконувалися університетськими вченими в середині 80–90-х рр. ХХ ст. Безпосередню участь у відборі та хімічному аналізі проб води брали інженери Л. А. Красова і Л. В. Литвин.

За матеріалами досліджень на стаціонарі розроблено нові методи з оцінки впливу агрохімічних засобів на якість річкових вод, оцінено хімічний склад поверхнево-схилового стоку, досліджено вміст біогенних речовин і мікроелементів у природних водах, підготовлено та захищено кандидатські й докторські дисертації з гідрохімічної та гідрологічної тематики (В. К. Хільчевський, С. І. Сніжко, В. І. Осадчий, В. В. Гребінь та ін.).

Наукові дослідження виконуються у співдружності з ученими Українського науково-дослідного гідрометеорологічного інституту (УкрНДГМІ) НАН України та МНС України, який має свою Богуславську польову гідрометеорологічну базу, засновану ще в 1939 р. відомим українським гідрологом А. В. Огієвським як науково-дослідну гідрологічну станцію у складі Інституту гідрології та гідротехніки АН УРСР. Багато років плідно співпрацює з університетськими дослідниками, а також допомагає в проведенні практики старший науковий співробітник Богуславської польової гідрометеорологічної бази УкрНДГМІ М. Ю. Литвин.

За період понад тридцять років кілька поколінь студентів гідрологів-гідрохіміків другого курсу під керівництвом доцентів кафедри (М. Г. Галущенко, С. М. Лісогора, С. С. Дубняка, В. М. Савицького) отримали практичні навички з вимірювальних гідрометричних робіт на Росі, відбору і хімічного аналізу проб води та оцінки її якості.

1. ГІДРОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ ВОДНИХ ОБ'ЄКТІВ

1.1. Загальна характеристика хімічного складу природних вод і умов його формування

Згідно із традиційним понятійно-термінологічним апаратом гідрохімії як прикладної природничої науки, важливим завданням якої є розв'язання цілої низки гідроекологічних проблем, під хімічним складом природних вод розуміють сукупність розчинених у воді мінеральних та органічних речовин в іонному, молекулярному, комплексному та колоїдному станах [3, 4]. Вміст і розподіл таких речовин у природному водному середовищі відповідає основним геохімічним закономірностям і обумовлюється типом природної водної системи та характерними індивідуальними властивостями окремих хімічних елементів і їхніх сполук. Зі зростанням порядкового номера елемента в періодичній системі Менделєєва відбувається зменшення його концентрацій в природних водах, при цьому поширеність хімічного елемента з парним номером, як правило, більша, ніж сусідніх непарних.

Сучасні фізико-хімічні методи дають змогу визначити понад 80 хімічних елементів, присутніх у гідросфері Землі. Проте багато речовин міститься в природних водах у надзвичайно малих концентраціях, які сьогодні неможливо виявити внаслідок недостатньої чутливості існуючих методів аналізу.

Раніше хімічний склад природних вод умовно поділяли на шість груп [3]: *розчинені гази* – кисень, азот, діоксид вуглецю, сірководень, метан тощо; *головні іони (макрокомпоненти)* – K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- , CO_3^{2-} ; *біогенні речовини* – неорганічні сполуки азоту, фосфору, силіцію і заліза; *органічна речовина* – різноманітні органічні сполуки, які належать до органічних кислот, складних ефірів, гумусових речовин, органічних азотовмісних і фосфоровмісних сполук (білків, амінокислот, амінів тощо); *мікроелементи* – усі метали, крім металів – головних іонів (K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+}), а також деякі інші компоненти, зокрема радіоактивні елементи; *забруднювальні речовини* (пестициди, синтетичні поверхнево-активні речовини, феноли, нафта і нафтопродукти тощо).

За сучасного екологічного стану різних природних водних об'єктів, ураховуючи специфіку та актуальність вивчення радіоактивних елементів у воді, В.К. Хільчевський виділив їх в окрему (сьому) групу [4].

Особливе значення мають *іони водню* H^+ , які містяться в природних водах у надзвичайно малих кількостях, проте дуже важливі для хімічних і біологічних процесів.

Наведені групи носять умовний характер, оскільки деякі елементи, наприклад кальцій і калій, необхідні організмам, як і біогенні, причому концентрації останніх можуть бути меншими, ніж типових мікроелементів.

До важливих характеристик хімічного складу і деяких інших властивостей природної води належать твердість, лужність, окиснюваність, агресивність, які зумовлені сукупністю декількох компонентів, що містяться у водному середовищі. До таких характеристик належить також *мінералізація води* – сума всіх визначених при аналізі мінеральних речовин у мг/л ($мг/дм^3$) або г/кг (якщо сума більше 1 г/кг), присутніх у даній воді. Проте така кількісна характеристика досить умовна через неоднакову повноту аналізу вод, а також позначення його результатів (особливо для важких металів). В океанологічній практиці замість мінералізації вживають термін *солоність води*. Вживається також такий термін як сума іонів $\sum_i$ – близьке до мінералізації поняття, яке відображає сумарний вміст усіх видів іонів у мг/л ($мг/дм^3$) або г/кг, коли їхня концентрація більша 1000 мг/л ($мг/дм^3$).

Сухий залишок – загальна маса речовини, отримана після випаровування фільтрованої води і подальшого висушування утвореного осаду за температури 105–110 °C до постійної ваги ($мг/дм^3$ або %).

Формування хімічного складу природних вод відбувається під впливом цілої низки різноманітних чинників: головних і другорядних, прямих чи опосередкованих [4].

До основних (головних) чинників належать явища і процеси, що визначають власне хімічний склад води, тобто формують води конкретного гідрохімічного типу (хлоридного, сульфатного тощо). Другорядні чинники сприяють появі у водах компонентів, які не змінюють тип води, але надають йому певних особливостей. При цьому до прямих чинників відносять такі, що

безпосередньо впливають на хімічний склад та інші властивості природних вод, а до опосередкованих – які впливають на них через інші (тобто прямі) чинники.

За характером, особливостями і наслідками впливу на формування хімічного складу природних вод зазначені чинники поділяють на такі групи:

- 1) фізико-географічні (рельєф, клімат, вивітрювання, ґрунтовий покрив);
- 2) геологічні (склад гірських порід, гідрогеологічні умови);
- 3) фізико-хімічні (хімічні властивості елементів, кислотнolужні умови, змішування вод, іонний обмін);
- 4) біологічні (життєдіяльність живих організмів у водному середовищі й на водозбірних площах);
- 5) антропогенні (усі чинники, пов'язані з діяльністю людини).

Умови формування хімічного складу природних вод різного типу залежні від співвідношення та послідовності прояву вказаних чинників. Їхня роль для поверхневих і підземних вод неоднакова. Наприклад, фізико-географічні та біологічні чинники найбільшою мірою впливають на хімічний склад та інші властивості поверхневих вод, будучи одночасно другорядними в процесах формування вод підземних.

Фізико-географічні чинники. *Рельєф* є опосередкованим чинником формування складу води. Він впливає на умови водообміну, від яких залежать мінералізація та хімічний склад природних вод. Ступінь розчленованості рельєфу визначає розміри поверхневого стоку і тренованість підземних вод.

Клімат передусім визначає метеорологічні чинники, від яких залежить водний режим поверхневих і підземних вод. Основними метеорологічними елементами, які впливають на склад природних вод, є атмосферні опади, температура повітря, випаровування.

Перша стадія формування хімічного складу природних вод відбувається в атмосфері. Серед усіх природних вод найшвидші зміни мінералізації та складу в часі й просторі спостерігаються в атмосферних опадах. Проте, незважаючи на таку мінливість, склад опадів у цілому є характерним для даної місцевості, відображаючи тип її географічного ландшафту. Мінералізація атмосферних опадів, як правило, нижча від мінералізації річкових і озерних вод. Опади зменшують мінералізацію поверхневих і підземних вод.

Вплив температури повітря може виявлятися за змінами складу води внаслідок випадіння з неї карбонатів кальцію при підвищенні температури. Тому влітку в умовах жаркого клімату може відбуватися осадження кальциту в мілководних, добре прогрітих водоймах.

Хімічний склад вод змінюється також під впливом низьких температур у процесі промерзання. При кристалізації льоду виділяються важкорозчинні речовини, а в розчинах за низьких температур зберігаються найбільш легкорозчинні сполуки, до яких належать хлориди кальцію, магнію, натрію.

Випаровування – один з важливих чинників формування мінералізації та хімічного складу поверхневих і ґрунтових вод. Цей чинник найбільше проявляє себе в районах, де відношення сумарного випаровування до суми атмосферних опадів є найбільшим, тобто в пустелях, напівпустелях і сухих степах.

Вивітрювання. Суттєве значення у формуванні хімічного складу природних вод має фізичне (механічне), хімічне та біологічне вивітрювання гірських порід.

Хімічне вивітрювання гірських порід складається з процесів розчинення, гідролізу, гідратації, окиснення. Ці процеси є екзотермічними, тобто проходять з виділенням тепла.

Біологічне вивітрювання особливо інтенсивно відбувається там, де кількість атмосферних опадів перевищує випаровуваність, а температура достатньо висока. Тут утворюється велика кількість мікро- і макроорганізмів, які виділяють колосальні маси органічних кислот, що активно сприяють перетворенню і руйнуванню кристалічних решіток первинних мінералів.

Ґрунтовий покрив. Ґрунти збагачують води іонами мінеральних речовин, газами, органічними речовинами. Вплив ґрунтового покриву на формування вод подвійний: з одного боку, ґрунти можуть збільшувати мінералізацію атмосферних опадів, які фільтруються через них, а з іншого – змінювати хімічний склад ґрунтових вод, які вступають у взаємодію з ґрунтами. Кількісний бік цих процесів визначається типом ґрунтів. Якщо вода просочується через бідні на солі болотисті ґрунти, вона збагачується органічними речовинами і менше іонами. Значно більше солей надходить у воду з чорноземів і каштанових ґрунтів. Особливо впливають на мінералізацію вод, що фільтруються, солончакові ґрунти.

У процесі взаємодії ґрунтових вод з ґрунтами, крім вилуговування солей, відбувається зміна складу води під впливом іонного обміну, процесів мінералоутворення чи заміщення мінералів, які вже є в ґрунті тощо. Інтенсивність таких перетворень залежить від типу ґрунту, вмісту в ньому колоїдів, які мають здатність адсорбувати іони, а також обмінювати поглинуті іони на іони водних розчинів.

Геологічні чинники. Гірські породи є провідним чинником формування мінералізації та хімічного складу природних вод. Головними розчинними мінералами, які визначають в основному хімію природних вод, є галіт (NaCl), гіпс ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$), кальцит (CaCO_3), доломіт ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$). Кам'яна сіль, що залягає на глибині, збагачує води хлоридами натрію. Мінералізація води в цьому випадку різко підвищується.

Наявність у надрах гіпсоносних фацій є причиною появи сульфатних кальцієвих вод. Мінералізація цих вод становить близько 2–3 г/л, що визначається розчинністю гіпсу.

Гідрокарбонатно-кальцієві води найчастіше утворюються в процесі розчинення карбонатів кальцію, які дуже поширені в природі (вапняки, вапняковий цемент у піщаниках, вапнякові ґрунти тощо). Якщо немає вуглекислого газу, розчинність CaCO_3 за нормальних умов становить усього 13 мг/дм³. Розчинність карбонатів лужних металів різко зростає за наявності у воді CO_2 . За значної кількості вуглекислоти розчинність CaCO_3 може перевищувати 1 г/дм³ (вуглекислі мінеральні води).

Фізико-хімічні чинники. До цих чинників слід віднести насамперед хімічні властивості елементів. Наявність у природній воді того чи іншого елемента зумовлюється не тільки його загальним вмістом у породах і ґрунтах, але й міграційною здатністю, тобто здатністю переміщуватися, яка залежить від фізико-хімічних властивостей даного іона та умов середовища, в якому відбувається міграція. Поєднання внутрішніх і зовнішніх чинників і визначає динаміку хімічних елементів у природних водах. До внутрішніх чинників належать такі характеристики хімічних елементів, як валентність, іонні радіуси, іонні потенціали; до зовнішніх – енергетика Землі, склад атмосфери, біогенні умови, клімат. Чим більша валентність багатьох металів, тим менш розчинні сполуки вони утворюють, відповідно нижча їхня міграційна здатність. Одновалентні лужні метали утворюють, як правило, легкорозчинні сполу-

ки (NaCl , Na_2SO_4 , Na_2CO_3), двовалентні лужноземельні – менш розчинні (CaCO_3 , CaSO_4 , MgCO_3). Ще менш розчинними є сполуки тривалентних металів, таких як Al^{3+} , Fe^{3+} . Різновалентні іони одного й того ж елемента характеризуються різною рухливістю у водному середовищі.

Рухливість гідратованих іонів тим більша, чим більші іонний радіус і валентність. Згідно з цим найвищу міграційну здатність повинні мати іони: $\text{NO}_3^- > \text{Cl}^- > \text{SO}_4^{2-} > \text{CO}_3^{2-}$, $\text{K}^+ > \text{Na}^+ > \text{Ca}^{2+} > \text{Mg}^{2+}$. Однак залежно від характеру середовища рухливість іонів різко змінюється. Так, нітрати (NO_3^-) унаслідок засвоєння їх рослинами і процесів денітрифікації найчастіше повністю утримуються ґрунтами. Лише в специфічних умовах вони здатні накопичуватися в ґрунтових водах. Рухливість калію значно нижча, ніж кальцію і магнію внаслідок поглинання його рослинами і тваринами.

Міграційна здатність елементів значною мірою залежить від pH випадіння гідроксидів. Велика кількість хімічних елементів рухлива в широкому діапазоні pH і може інтенсивно мігрувати як у кислому, так і в лужному середовищі (натрій, калій, цезій, літій, рубідій, фтор, хлор, бром, йод тощо). У розбавлених розчинах осадження починається при більш високих pH.

Окисно-відновні процеси мають суттєвий вплив на міграційну здатність елементів, їхнє розсіяння та концентрацію.

Усі окисні процеси відбуваються за наявності у водах вільного кисню атмосфери. Крім кисню, окисниками можуть бути елементи, які перебувають на високих ступенях окиснення, такі як Fe^{3+} , Mn^{4+} , S^{5+} , Cu^{2+} та ін. Отже, головним критерієм окисних процесів є наявність вільного кисню у водах. Показником його відсутності є тривалентне залізо.

За певних умов у воді кисню немає. З'являються такі гази, як NH_3 , H_2S . Важливими агентами відновних реакцій у природних водах є мікроорганізми, що розкладають органічну речовину. В умовах відновного середовища тривалентне залізо і чотиривалентний манган переходять у двовалентну форму, сульфати також переходять у двовалентну форму, утворюючи сульфіді. Наявність у водах H_2S спричиняє осадження металів, які утворюють нерозчинні сульфіді, тобто PbS , ZnS , CuS , AgS тощо. Таким чином, головними критеріями відновних процесів є наявність двовалентного заліза і відсутність кисню.

Здатність до окиснення і відновлення характеризується окисно-відновним потенціалом (Eh). Eh може бути від'ємною чи додатною величиною. У першому випадку це означає, що дана система є менш окисненою порівняно із "стандартною водневою системою", у другому – вона належить до більш окисненої системи, ніж стандарт. У природних водах Eh коливається від +700 до –500 мВ.

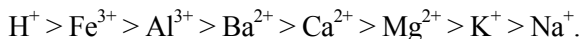
Гідроліз солей. Багато речовин вступають у реакцію обмінного розкладання, яка називається гідролізом. Під час гідролізу спостерігається зміщення рівноваги дисоціації води $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$ за рахунок зв'язування одного з її іонів іонами розчиненої речовини з утворенням малодисоційованої чи важкорозчинної сполуки. Гідроліз – це хімічна взаємодія іонів розчинної солі з водою, що супроводжується зміною реакції середовища. Через зворотність гідролізу рівновага цього процесу залежить від усіх факторів, які впливають на рівновагу іонного обміну.

Гідролізу піддаються солі слабких кислот і слабких лугів, слабких кислот і сильних лугів, сильних кислот і слабких лугів. Солі, утворені сильною кислотою і сильним лугом, гідролізу не піддаються.

Іонний обмін є результатом взаємодії, з одного боку, тонкодисперсної (глинистої) частини гірських порід, а з іншого – водного розчину. Тому він впливає як на фізичні властивості породи, так і на хімічний склад води.

Інтенсивність іонного обміну залежить від багатьох факторів, головними з яких є ступінь дисперсності породи, природа катіонів, що обмінюються, рН середовища, концентрація іонів у розчині. Звичайно, чим вища дисперсність породи, тим більша її здатність до обміну. Тому вплив іонного обміну на хімічний склад води помітно відчутний в глинах і глинистих породах.

Вивчення обмінних реакцій показало, що поглинання катіонів за інших однакових умов залежить від їхньої валентності, тобто чим вища валентність, тим сильніше вони поглинаються й утримуються породою. Коли катіони мають однакову валентність, поглинання збільшується із зростанням відносної атомної маси. За енергією обміну катіони розташовуються в такому порядку:



Надзвичайна роль у реакціях катіонного обміну належить водню. Його енергія обміну перевищує енергію обміну не тільки одновалентних, а й двовалентних катіонів.

На поглинання катіонів впливає і реакція середовища. Чим більше водневих іонів є у воді, тим сильніше вони перешкоджають входу інших катіонів до колоїдного комплексу. Обмінна властивість ґрунту підвищується зі збільшенням рН розчину, з яким ґрунт перебуває в рівновазі.

Між поглинутим комплексом породи і взаємодіючим з ним іонним складом води встановлюється рухлива рівновага, за якої кількість поглинутих іонів залежатиме як від адсорбційної здатності, так і від концентрації.

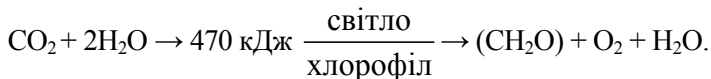
Розрізняють дві категорії іонів у гірських породах: одні легко переходять у розчин і здатні брати участь у реакціях (обмінні іони), а інші міцно закріплені в кристалічних решітках мінералів і можуть важко переходити в розчин унаслідок руйнування решіток під час вивітрювання (необмінні іони).

У природних водах відбувається головним чином катіонний, а не аніонний обмін. Пояснюється це тим, що до колоїдного складу порід і ґрунтів входять переважно SiO_2 , Al_2O_3 та інші негативно заряджені міцели, які позитивно заряджені катіони.

Процеси катіонного обміну інтенсивно відбуваються у ґрунтових водах, що залягають у глинистих, суглинчастих і супіщаних породах, тобто в породах, що містять колоїди.

Біологічні чинники. До цих чинників належить життєдіяльність рослин і тваринних організмів. Вони зумовлюють, з одного боку, біогенну метаморфізацію природних вод, а з іншого – збагачують у деяких випадках води мікрокомпонентами. Вибіркова здатність рослин нагромаджувати хімічні елементи полягає в тому, що окремі види рослин можуть поглинати з розчину і нагромаджувати у своїх тканинах велику кількість хімічних елементів.

Водні рослини змінюють газовий та хімічний склад водного середовища водойм. У ході фотосинтезу йде збагачення води киснем і зменшення концентрації CO_2 , який поглинається під час цього процесу. Крім того, шляхом фотосинтезу у водоймах створюється органічна речовина (первинна продукція)



У цьому рівнянні CH_2O символізує вуглеводи. Загалом фотосинтез досить складний багатоступінчастий процес, який охоплює сукупність фотохімічних і біохімічних процесів.

Таким чином, унаслідок життєдіяльності рослин водойми збагачуються органічною речовиною, потрібною для життєдіяльності тваринних організмів. Крім того, при цьому акумулюється хімічна енергія, яка створює умови для перебігу багатьох хімічних реакцій.

Мікроорганізми відіграють особливо важливу роль у процесах зміни хімічного складу природних вод. Вони можуть розвиватися за температур від декількох градусів нижче нуля до 85–90 °С. Діапазон мінералізації вод, коли існують мікроорганізми, також великий. Однак загалом висока мінералізація і дуже висока температура пригнічують життєдіяльність бактерій.

Існують бактерії аеробні та анаеробні. Перші живуть і розвиваються лише за наявності вільного кисню, який потрібен для дихання. Другі живуть у середовищах, де вільного кисню немає або його доступ обмежений і потрібний для них кисень вони беруть із кисневмісних органічних сполук (напр., вуглеводів) чи з мінеральних солей (нітратів, сульфатів тощо).

Аеробні умови характерні для поверхневих вод суші, для річкових і озерних водойм, неглибоких морів. Анаеробна бактеріальна життєдіяльність спостерігається в застійних водних басейнах – болотах, лиманах, на дні глибоких морів і в товщі осадових порід нижче від зони аерації.

У процесі життєдіяльності мікроорганізми впливають на газовий режим водойм і хімічний склад води. Під час дихання мікроорганізмів поглинається кисень і виділяється вуглецю (IV) оксид



Це рівняння характеризує загальний баланс речовин під час дихання. На противагу фотосинтезу даний процес супроводжується утворенням молекул води.

Мікроорганізми розкладають у водоймах залишки відмерлих рослинних і тваринних організмів. Цей процес може закінчуватися повним розпадом органічних речовин з утворенням простих мінеральних і органічних сполук (CO_2 , H_2O , CH_4 та ін.). Така життєдіяльність мікроорганізмів має дуже серйозне значення для природного очищення вод. Мікроорганізми вилучають також з води різні хімічні елементи (N, P, K, S, Ca, мікроелементи).

Антропогенні (штучні) чинники. До антропогенних чинників належать усі чинники, що впливають на формування складу вод унаслідок діяльності людини. За характером впливу вони поділя-

ються на хімічні й фізичні. Хімічний вплив – це надходження до водних об'єктів речовин із стічними водами, з атмосфери, а також з інших джерел, що викликає зміну природного хімічного складу вод. Фізичний вплив – це зміна фізичних параметрів (температури, Eh тощо). Ці впливи називають антропогенним забрудненням.

Унаслідок антропогенного впливу в природі води можуть надходити як іони, аналогічні тим, які входять звичайно до складу незабруднених вод (хлориди, сульфати, натрій та ін.), так і компоненти, які в природних водах не зустрічаються (пестициди, синтетичні поверхнево-активні речовини, деякі важкі метали).

Таким чином, антропогенні чинники можуть викликати: підвищення (чи зниження) концентрації тих чи інших компонентів природних вод, наявних у незабруднених водах; зміну направленості природних гідрохімічних процесів; збагачення вод речовинами, чужорідними для природних вод.

1.2. Гідрохімічні спостереження на водних об'єктах України

Важливим суб'єктом організації та здійснення фонових контролю за екологічним станом поверхневих водних об'єктів, проведення комплексних гідролого-гідрохімічних досліджень є на сьогодні гідрометеорологічна служба. Мережа її спостережень налічує близько 230 стаціонарних пунктів, які розміщені на 134 річках, 15 водосховищах та 1 лимані й охоплюють основні річкові басейни України: Дніпра, Дунаю, Дністра, Південного Бугу, Західного Бугу, Сіверського Дінця, а також річок Приазов'я та водних об'єктів Криму. Вибір пунктів спостережень обумовлений фізико-географічними умовами регіону, а для проведення досліджень на забруднених об'єктах розміщення пунктів спостережень має забезпечувати якнайповнішу характеристику масштабів і видів забруднення [7].

Деякі характеристики досліджуваних водних об'єктів і кількісний розподіл пунктів спостережень наведено в табл. 1.1. Як правило, більшість пунктів спостережень включають декілька створів (вище і нижче від місця скидання стічних вод), вертикалей (на стрижні й на відстані 3–5 м від берега) та горизонталей (поверхнева, глибинна) відбирання проб. Усього з урахуванням створів, вертикалей і горизонталей проби відбирають майже у 500 точках.

Таблиця 1.1. Основні характеристики басейнів річок України

Басейн	Водозбір на площі в межах України, км ²	Сумарна довжина річок у межах басейну, км	Середньорічний водний стік, км ³	Кількість річок у межах України	Кількість пунктів спостережень у межах України (крім озер)	Середня кількість пунктів спостережень у межах України	
						на кожні 1000 км річок	на одну річку
Дніпро	294 500	75 087 (1210 у межах України)	52 00	41	80	1,07(33,1 на Дніпрі та його водо- сховищах)	1,95 (40 на Дніпрі та його водо- сховищах)
Дунай	32 350	42 668 (у межах України)	205,30 (16,73 крім Дунаю)	18	37	0,84	2,00
Дністер	53 490	42 761	8,04	16	26	0,61	1,63
Південний Буг	64 100	22 533	2,82	14	18	0,80	1,29
Західний Буг	10 100	7363	1,04	5	9	1,22	1,80
Сіверський Донець	54 540	11 876	4,32	15	27	2,36	1,87
Річки Приазов'я	34 300	8262	1,01	10	12	1,45	1,20
Річки Криму	27 000	5996	0,36	15	25	3,67	1,47
Разом	570 388	216 546	274,89 (86,32, крім Дунаю)	134	234	1,50	1,65

Середню кількість пунктів спостережень із розрахунку на кожні 1000 км довжини річок та на одну річку наведено в табл. 1.1. Найбільша щільність пунктів спостережень забезпечується в промислових районах, особливо на Дніпрі та його водосховищах, а також у Криму у зв'язку зі значною кількістю річок невеликої довжини. У середньому на кожну річку, крім Дніпра, припадає 1–2 пункти спостережень, що забезпечує отримання досить повної інформації про їхній екологічний стан. Особливу увагу приділено контролю якості води Дніпра та його водосховищ, середній водний стік якого становить 60 % загального водного стоку річок України.

Хімічний аналіз відібраних проб води по всіх пунктах спостережної мережі гідрометеослужби виконується за програмами, наведеними в табл. 1.2 [7].

Таблиця 1.2. Програма гідрохімічних спостережень на водних об'єктах України

Строки відбору проб і кількість пунктів спостережень	Пункти 1 категорії, ПС-1	Пункти 2 категорії, ПС-2	Пункти 3 категорії, ПС-3	Пункти 4 категорії, ПС-4
Щоденно, 1 пункт (м. Лисичанськ)	Програми А, В, С, D, E, F, Y, S	–	–	–
Щодекадно, 2 пункти (м. Київ, Донецьк)	–	Програми А, С, D, E, F, Y, S	–	–
Щомісячно, 72 пункти	–	–	Програми А, В, С, D, E, Y, F	–
В основні гідрологічні фази, 163 пункти	–	–	–	Програми А, В, С, D, E, Y

A – f, рН, O₂, % O₂, БСК₅, завислі речовини, швидкість потоку, рівень води.

B – H₂S.

C – кольоровість/прозорість, запах, CO₂, твердість, Ca²⁺, Mg²⁺, Na⁺, K⁺, HCO₃⁻, SO₄²⁻, Cl⁻, PO₄³⁻, P_{заг}, Si, мінералізація.

D – NO₃⁻, NO₂⁻, NH₄⁺.

E – хімічне споживання кисню (ХСК) або біхроматна окиснюваність (БО), феноли, нафтопродукти, А – СПАР, Cr (VI).

F – хлорорганічні пестициди: альфа-ГХЦГ, ДДТ, ДДЕ, ГХБ.

Y – Mn, Fe, Cu, Zn.

S – перманганатна окиснюваність (ПО).

Як видно з цієї таблиці, на пунктах спостережень 1 категорії програма обов'язкових гідрохімічних робіт передбачає визначення понад 40 інгредієнтів хімічного складу річкових вод.

На р. Рось у пунктах спостережень 3 та 4 категорій (м. Біла Церква, Богуслав, Корсунь-Шевченківський) протягом останніх років визначаються близько 30 гідролого-гідрохімічних показників та основні фізико-хімічні параметри річкових вод: розчинені гази (O₂ і CO₂), головні іони, біогенні речовини, деякі важкі метали, розчинені органічні речовини (за значеннями перманганатної окиснюваності, хімічного і біохімічного споживання кисню) тощо.

1.3. Основні етапи хімічного аналізу природних вод

До складу різноманітних об'єктів довкілля (грунтів і порід, поверхневих і підземних вод, повітря і атмосферних опадів) входить багато хімічних інгредієнтів, вміст яких змінюється в дуже широких межах. Тому для аналізу таких об'єктів використовуються ціла низка різноманітних фізико-хімічних і хімічних методів. Рациональний вибір методу аналізу для визначення певного інгредієнта або групи інгредієнтів зумовлений, з одного боку, якісним і кількісним хімічним складом досліджуваного об'єкта, а з іншого – аналітичними можливостями самого методу аналізу. При цьому слід враховувати певні особливості, які притаманні аналітичній хімії об'єктів навколишнього природного се-

редовища, зокрема способам відбору і підготовки проб для завершального аналізу, а також створенню необхідних умов для забезпечення адекватності між вимірюваним аналітичним параметром і концентрацією (вмістом) визначуваного інгредієнта.

Аналіз будь-якого природного об'єкта проводиться за певною схемою, можливий варіант якої наведено в роботі [10].

Основними етапами аналізу є вибір методу (I), відбір проби (II), підготовка проби до аналізу (III), виконання аналізу та вимірювання аналітичного сигналу (IV) і статистична обробка результатів аналізу (V). Однак надзвичайно різноманітний хімічний склад об'єктів природного середовища лише в окремих випадках дозволяє провести аналіз безпосередньо за цими етапами, не використовуючи допоміжні операції, наведені на рис. 1.1.

З наведеної схеми випливає, що першим етапом аналізу є вибір оптимального методу його реалізації. Цей етап дуже важливий, оскільки від обраного методу аналізу залежить величина проби та складність і тривалість аналізу.

Величина проби залежить від очікуваного вмісту визначуваного інгредієнта та чутливості вимірюваного аналітичного сигналу. Наприклад, для визначення кальцію в межах 20–100 мг/дм³ у природній воді об'ємним (комплексометричним) методом треба взяти не менше 50–100 мл проби, тоді як для його визначення методом фотометрії полум'я досить мати 5–10 мл, а методом іонної хроматографії – лише 0,5 мл і менше проби води. Зменшення величини проби особливо важливе в разі необхідності транспортування великої кількості відібраних проб до місця аналізу. Така необхідність виникає, зокрема при дослідженні гідрохімічного режиму водосховищ, озер і річок, коли десятки проб води відбираються під час експедицій і практично немає можливості виконати хімічний аналіз безпосередньо на місці відбору проб.

Селективність обраного методу впливає на тривалість і точність аналізу. Чим більш селективним є обраний метод, тим менше часу витрачається на аналіз, оскільки немає потреби у виключенні компонентів, які заважають аналізу, або у відокремленні від них визначуваного інгредієнта.

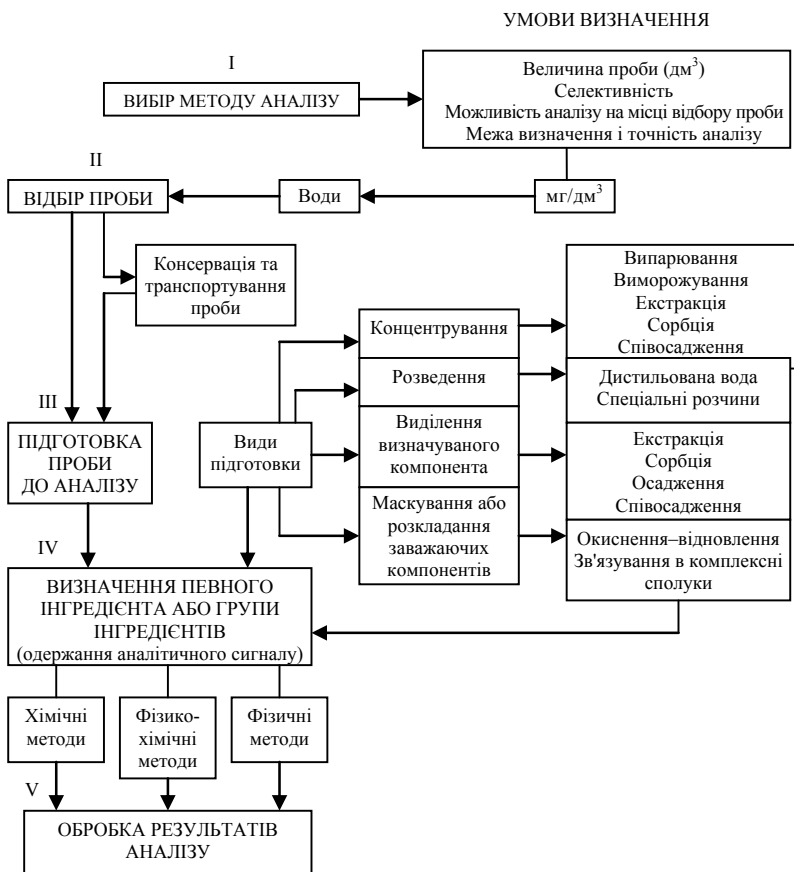


Рис. 1.1. Загальна схема аналізу природних вод та інших об'єктів довкілля (I, II, III, IV, V – основні етапи аналізу)

Можливість виконання аналізу безпосередньо на місці відбору проби є важливою характеристикою методу. Це, зокрема, стосується аналізу природних вод, хімічний склад яких може змінюватися в процесі транспортування та зберігання відібраних проб унаслідок перебігу в них різноманітних біологічних та фізико-хімічних процесів. Наприклад, визначити концентрацію розчиненого кисню та компонентів карбонатної системи, а також рН води обов'язково треба на місці відбору проби з урахуванням її температури, оскільки ці показники є досить лабільними й їх практично неможливо стабілізувати шляхом консервації проби.

Аналіз будь-якого об'єкта включає вимірювання аналітичного сигналу з використанням хімічних, фізико-хімічних і фізичних методів (етап IV). Очевидно, що врахування їхніх аналітичних можливостей є суттєвим при виборі оптимального методу визначення певного інгредієнта або групи інгредієнтів.

Завершальною стадією аналізу є статистична обробка одержаних результатів.

Особливості аналізу природних вод полягають у тому, що їхній хімічний склад на відміну від інших природних і технічних матеріалів, наприклад таких, як ґрунти, породи, сталь, скло, цемент тощо, є переважно лабільним і змінюється в часі й просторі. Цю нестабільність добре підкреслює відомий афоризм про те, що "не можна ввійти в одну і ту ж річку двічі". Тому відбір проб різних об'єктів довкілля надзвичайно важлива і відповідальна частина аналізу, яка має забезпечити правильність отриманих результатів, наукову обґрунтованість подальшого їхнього використання для розв'язання екологічних і народногосподарських завдань. Помилки, які можуть виникнути внаслідок неправильного відбирання проб, неможливо виправити жодними експериментальними чи розрахунковими методами. Під час відбирання проб слід урахувати багато специфічних обставин, які є визначальними для певного водного об'єкта і зумовлені його фізико-географічними й гідробіологічними особливостями, а також можливим антропогенним впливом на формування якості води. Умови, яких потрібно дотримуватися при відбиранні проб води, настільки різноманітні, що неможливо дати детальні рекомендації для всіх випадків. Однак можна вказати головні принципи, яких треба дотримуватися при відбиранні проб із водних об'єктів:

- проба або серія проб, відібраних для аналізу, має бути характерною для певного водного об'єкта в місці її відбирання;

- відбирання проб, їхнє транспортування, зберігання і подальшу обробку слід виконувати так, щоб запобігти зміні вмісту визначуваних компонентів і властивостей води;

- об'єм проби води має бути достатнім для виконання всіх запланованих досліджень.

Види проб. Проби можуть бути простими і змішаними. Прості проби отримують одноразовим відбиранням об'єму води, потрібного для аналізу. Аналізуючи прості проби, установлюють хімічний склад води та її властивості в певному місці й на час відбирання проби.

Змішані проби – це суміш простих проб, відібраних одночасно в різних місцях водного об'єкта або в одному місці через різні інтервали часу. Такі проби характеризують середній хімічний склад води даного об'єкта в просторі або за певний проміжок часу. Якщо різні місця відбирання проб є рівноцінними з погляду формування хімічного складу води, то пробу отримують змішуванням однакових об'ємів простих проб.

Якщо зазначені умови не виконуються, то готують так звану **середню пробу** змішуванням різних об'ємів простих проб з урахуванням різних концентрацій визначуваного компонента в простих пробах, що змішуються. Наприклад, попередніми дослідженнями встановлено, що концентрація певного компонента в середній частині водосховища вдвічі менша, ніж біля правого берега, і втричі менша, ніж поблизу лівого. Тоді середню пропорційну пробу готують змішуванням об'ємів води із середньої частини водосховища (V_1) неподалік правого (V_2) та лівого (V_3) берегів у співвідношенні $V_1 : V_2 : V_3 = 1,00 : 0,50 : 0,33$.

Середню пропорційну пробу, яка характеризує середній хімічний склад води за певний інтервал часу, не рекомендується готувати за період понад 1 добу.

Змішані проби не можна готувати для визначення показників, які швидко змінюються з часом, наприклад для визначення вмісту розчинених газів, Eh, каламутності.

Види відбирання проб. Відбирання проб води може бути одноразовим (нерегулярним) або серійним (регулярним).

Одноразове відбирання застосовують в основному при аналізі глибинних підземних вод, хімічний склад яких досить стабільний в часі, просторі та за глибиною. Одноразове відбирання використовують також для періодичного контролю якості поверхневих вод, для яких раніше були встановлені закономірності змін концентрацій визначуваних компонентів, і мета аналізу полягала тільки у виявленні можливих відхилень від установлених закономірностей.

Надійну і вірогідну інформацію про хімічний склад і властивості поверхневих вод суходолу отримують при серійному відбиранні проб, які узгоджують між собою, з урахуванням місця і часу відбирання. Найпоширеніші варіанти серійного відбирання проб води такі:

– зональне відбирання, при якому проби води відбирають за певною схемою в різних місцях природного водного об'єкта та з різ-

них глибин. Аналіз таких проб дає змогу виявити закономірності зміни хімічного складу та властивостей води у просторі;

– відбирання проб через певні інтервали часу (сезон, декада, доба, година) з метою з'ясування закономірностей зміни якості води з часом;

– погоджені проби, які відбирають у різних місцях за течією річки з урахуванням часу проходження води від одного пункту до іншого. На основі їхнього аналізу оцінюють напрямок та інтенсивність перебігу фізичних, фізико-хімічних і біологічних процесів, які спричиняють зміну хімічного складу води. Ці процеси можуть викликати так зване самоочищення або самозабруднення природних вод.

Місце відбирання проб обирають відповідно до мети аналізу та з урахуванням характеру даної місцевості. Щоб запобігти вплив випадкових чинників, особливу увагу треба звертати на притоки річки та джерела забруднення, розміщені вище за течією від місця відбирання проби.

За винятком спеціальних спостережень не слід відбирати проби води для хімічного аналізу в пунктах, розташованих під безпосереднім впливом приток, поблизу населених пунктів, з яких відводяться стічні води, або їхні береги забруднені відходами, біля підприємств, які забруднюють воду відходами виробництва, поблизу пристаней, банно-пральних комбінатів тощо, у місцях слабого водообміну (мілководдя, затоки, рукави, біля самого берега).

Об'єм проб може коливатись від 1–2 до 15–20 дм³ залежно від мети дослідження і кількості визначуваних компонентів. Для знаходження потрібного об'єму проби доцільно скласти перелік цих компонентів і властивостей із зазначенням потрібного для кожного визначення об'єму, а потім згрупувати об'єми з однаковою попередньою обробкою, консервацією й умовами транспортування та зберігання.

Посудини для відбирання проб води. Найпридатнішими є поліетиленові посудини (банки, каністри) та скляні з безбарвного, прозорого й хімічно стійкого скла (бутель, склянка). Щоб визначити вміст органічних сполук, пробу води бажано відбирати у скляну посудину. Для визначення запаху проби потрібно відбирати тільки у скляну посудину з тефлоновою кришкою. Проби для визначення вмісту силіцію і натрію слід відбирати тільки в поліетиленову посудину.

При визначенні вмісту розчинених у воді газів важливою є герметичність посудини. Рекомендують використовувати спеціальні склянки, закриті так, щоб концентрація розчинених газів не могла істотно змінитися протягом двох діб.

Посудини для проб перед використанням слід ретельно промити концентрованою соляною кислотою. Для знежирення застосовують синтетичні мийні засоби. Дуже забруднені скляні посудини миють хромовою сумішшю (до 35 см³ насиченого водного розчину дихромату калію обережно доливають при перемішуванні 1 дм³ концентрованої сірчаної кислоти, використовують технічні реактиви). Рештки реагентів видаляють, промиваючи звичайною водою, після чого склянки споліскують дистильованою водою і за потреби висушують.

Перед відбиранням проби посудину попередньо декілька разів споліскують досліджуваною водою, а потім заповнюють її так, щоб під пробкою або кришкою не залишалися бульбашки повітря.

Пробовідбірники. Для відбирання проб води використовують емальоване відро (відбір проби з поверхні водного об'єкта) або спеціальні пристрої – батометри різних систем. Батометр має задовольняти такі вимоги:

- вода, яка проходить крізь батометр, не повинна в ньому затримуватись;
- батометр має щільно закриватися, щоб проба води в ньому не контактувала із зовнішньою водою;
- матеріал пробовідбірника має бути хімічно інертним.

Для відбирання проб води в польових чи напівстаціонарних умовах зазвичай використовують пробовідбірники типу бутлів, широко застосовують також прості й надійні батометри Рутнера чи Молчанова.

Батометр Рутнера має вигляд циліндра, відкритого з обох кінців, місткістю 1–3 дм³. Його використовують для відбирання проб із глибини до 20–30 м. Батометр занурюють у воду у відкритому стані, а на необхідній глибині закривають за допомогою спеціального тягаря або троса.

Батометр Молчанова складається з двох однакових циліндрів місткістю по 2 дм³, з'єднаних між собою металевою рамкою. У приладі кришки відкриваються і закриваються, рухаючись по спіралі й залишаючись у площині, паралельній площині торців циліндрів.

Відбір проб води з річок і струмків. Проби води відбирають у місцях найшвидшої течії – фарватері, якщо не поставлено якое особливе завдання. Не слід відбирати проби зі стоячої води перед греблею або відразу за нею та в глухих рукавах. При змішуванні вод двох річок або річкової води зі стічною проби для аналізу треба відбирати в місцях повного перемішування водних мас, які встановлюють спеціальними гідрологічними дослідженнями. Проби відбирають на глибині 20–30 см від поверхні води. З великих річок проби відбирають на певних розрізах по акваторії й глибинах залежно від цілей аналізу.

Відбір проб із водосховищ, озер, ставків. Проби води відбирають на стаціонарних точках, розміщених по акваторії, і, як правило, на двох глибинах: біля поверхні (0,2–0,5 м) та біля дна (0,5 м). На проміжних глибинах проби відбирають залежно від термічної стратифікації та в разі проведення спеціальних досліджень.

Змішану пробу у водосховищах, озерах і ставках відбирати не рекомендується. У стоячих водах через значну відмінність хімічного складу проб води у різних місцях окремі компоненти при змішуванні води можуть взаємодіяти. Через це якість води не відповідатиме хімічному складу окремих проб до їхнього змішування.

Частота відбору проб. Частота відбору проб залежить від фізико-географічних особливостей водного об'єкта та антропогенного навантаження на нього. Крім того, вона визначається також народногосподарською важливістю водного об'єкта та умовами його експлуатації. Виходячи з комплексу різноманітних чинників, які впливають на формування хімічного складу поверхневих вод України, пункти й частоту гідрохімічних спостережень поділено на чотири категорії характеристики яких наведено в табл. 1.2.

Консервування проб води має на меті зберегти їхні фізичні властивості та хімічний склад такими, якими вони були в момент відбирання. Консервування проводять у тих випадках, коли аналіз неможливо виконати безпосередньо на місці відбирання проби. Однак треба мати на увазі, що консервування проб води не може повністю і тривалий час запобігати зміні їхнього хімічного складу через перебіг різноманітних фізико-хімічних і біологічних процесів. Тому визначати фізичні властивості та хімічний склад законсервованих проб бажано наступного дня, але не пізніше ніж через три дні після відбирання проб води.

Універсального методу консервування поверхневих вод сухо-
долу немає, тому часто для визначення різних компонентів відби-
рають окремі проби води і по-різному їх консервують.

Найпоширеніші способи консервування проб води наведено
в табл. 1.3.

Таблиця 1.3. Способи консервування проб води

Характеристики та компоненти складу води	Консерванти, строки визначення після відбирання проб
Температура	Не консервують, вимірюють відразу
pH, CO ₂ , HCO ₃ ⁻ , CO ₃ ²⁻	Не консервують: а) визначення виконують відразу на місці; б) посудину заповнюють водою доверху і закривають так, щоб не залишилося бульбашок повітря; аналізують не пізніше ніж через 1 добу
Розчинений кисень	Не консервують, фіксують додаванням не- обхідних реагентів (див. п. 4.4.1)
Смак, запах, кольоровість	Не консервують. Визначають не пізніше, ніж через 2–3 год.
Каламутність, прозорість, зависі	а) не консервують, визначають не пізніше, ніж через 1 добу; б) додають 1–2 см ³ хлороформу до 1 дм ³ води
Органічні сполуки	Не консервують. Визначають якомога шви- дше після відбирання проби
Біохімічне споживання кисню	Не консервують. Пробу можна зберігати не більш 1 доби при 3–4 °С
Na ⁺ , K ⁺ , Ca ²⁺ , Mg ²⁺ , Cl ⁻ , SO ₄ ²⁻	Не консервують. Бажано зберігати не більше 3 діб
Хімічне споживання кисню NH ₄ ⁺ , NO ₂ ⁻ , NO ₃ ⁻	1 см ³ концентрованої сірчаної кислоти на 1 дм ³ води
Mn ²⁺ , Cu ²⁺ , Ni ²⁺ , Cd ²⁺ , Pb ²⁺ , Cr(III), Cr(IV), Zn ²⁺	5 см ³ концентрованої азотної кислоти на 1 дм ³ води
NH ₄ ⁺ , NO ₂ ⁻ , NO ₃ ⁻ , SO ₄ ²⁻ , фосфати, СПАР	2–4 см ³ хлороформу на 1 дм ³ води
Залізо	Загальний вміст заліза: додають 20 см ³ азо- тної кислоти до 1 дм ³ проби води Залізо (III) і залізо (II): додають 25 см ³ розчину ацетату натрію (68 г в CH ₃ COONa·3H ₂ O в 500 см ³ води) і 25 см ³ розчину оцтової кислоти (166,7 см ³ 100 %) CH ₃ COO в 500 см ³ води) до 1 дм ³ проби

Транспортування та зберігання проб. Для транспортування відібраних проб води використовують дерев'яні або пластикові ящики. Посудини з водою закріплюють так, щоб у процесі транспортування вони не перевернулись, а скляна посудина не розбилась. Транспортувати і зберігати проби бажано за температури 3–4 °С, завжди захищати від нагрівання та прямої дії сонячних променів. Тривалість транспортування і зберігання проб має бути якнайменшою, а їхній аналіз слід виконувати в терміни, зазначені в табл. 1.2.–1.3. Обробку проб, особливо охолоджених, виконують після того, як їхня температура зрівняється з кімнатною.

Хімічний аналіз вод виконують в основному в стаціонарній гідрохімічній лабораторії. Однак унаслідок нестійкості цілої низки хімічних інгредієнтів їхнє визначення необхідно здійснювати безпосередньо біля водного об'єкта у свіжовідібраних пробах (т. зв. аналіз першого дня).

При відборі проб і виконанні такого аналізу необхідно дотримуватися певної послідовності.

При взятті проб з поверхні:

- визначають прозорість і забарвленість води;
- вимірюють її температуру;
- відбирають пробу води об'ємом близько 5 дм³. Для цього використовують батометр або емальоване відро, попередньо обмивши їх 2–3 рази водою, що відбирається. Глибина, з якої відбирається така проба, не має перевищувати 0,2–0,5 м;
- визначають рН води, вміст діоксиду вуглецю, фіксують розчинений кисень або визначають його в момент відбору проби прямим потенціометричним методом;
- визначають запах води та інші органолептичні показники;
- наповнюють водою інші посудини, ураховуючи мету і завдання гідрохімічного дослідження відповідно до попередньо розробленої й затвердженої програми спостережень;
- посудини для визначення головних іонів, біогенних речовин консервують згідно з указівками, викладеними вище, указують, яким чином законсервовано пробу, і щільно закривають герметичними пробками;
- роблять запис у польових книжках про виконані роботи.
- при взятті проб з різних глибин усі визначення та операції здійснюють у тому ж порядку, що й при відборі води з поверхні.

У польовій книжці (журналі), крім усіх робіт і визначень, проведених на місці відбору проби, указують, які реагенти використовувалися для консервації води, подають короткий опис обставин, що мали місце під час відбору проб: метеорологічні умови, результати візуального обстеження водного об'єкта – наявність і характер поверхневої плівки, каламутності й засміченості води, цвітіння водойми чи водотоку тощо, а також тих чи інших змін у застосованій (регламентованій) методиці та причин, що зумовили ці зміни.

Важливими аспектами польових гідрохімічних робіт є забезпечення якості аналізу води і максимальне скорочення терміну його виконання. З метою оперативного проведення зазначених робіт використовується цілий ряд портативних приладів, які дозволяють швидко визначати ті чи інші хімічні інгредієнти. Такі визначення, як правило, ґрунтуються на електрохімічних методах фіксації аналітичного сигналу. Як приклад, можна навести портативні іономіри рН – метри, термооксиметри різних марок. Вони зручні в користуванні, призначені для вимірювання концентрацій іонних форм деяких металів, різних аніонів і катіонів, концентрації водневих іонів (величини рН). Такі прилади дають змогу визначати до 30 показників (іонів).

При виконанні *спеціальних хіміко-аналітичних робіт гідрохімічного спрямування* на IV етапі їхньої реалізації (див. рис. 1.1), як правило, у стаціонарних умовах використовується ціла низка різноманітних хімічних, фізико-хімічних і фізичних методів. Вони ґрунтуються на кількісному визначенні аналітичних сигналів, які виникають унаслідок хімічної реакції визначуваних компонентів з неорганічними та органічними реагентами або які є результатом окисно-відновних процесів на електродах. Поділ методів на хімічні та фізико-хімічні є досить умовним. До першої групи можна віднести методи, в яких вимірюваним аналітичним сигналом є маса (гравіметрія) або об'єм (титриметрія), а до другої – методи, в яких оптичний чи електрохімічний сигнал вимірюють за допомогою спеціальної апаратури (оптичні та електрохімічні методи).

Фізичні методи ґрунтуються на вимірюванні сигналів, які виникають унаслідок збудження електронів в атомах чи молекулах, а також ядерних перетворень (емісійна та атомно-абсорбційна спектроскопія, рентгеноспектральний аналіз, радіометричні методи тощо). Ці методи в основному не вимагають проведення хімічної реакції.

Якщо оптичні методи (фотометричний або спектрофотометричний) застосовуються без попереднього проведення хімічних реакцій комплексоутворення, окиснення-відновлення та інших, то їх можна віднести до фізичних методів аналізу. Таким чином, поділ методів на фізико-хімічні та фізичні теж є до певної міри умовним.

Однак поділ методів вимірювання аналітичного сигналу на три основні групи – хімічні, фізико-хімічні та фізичні є доцільним, оскільки вони мають різні можливості, які слід урахувати при виборі оптимальних варіантів аналізу об'єктів навколишнього середовища.

Загальну характеристику методів, які використовують для аналізу природних вод, наведено в табл. 1.4.

Таблиця 1.4. Загальна характеристика методів аналізу об'єктів природного середовища

Показники	Методи аналізу		
	Хімічні	Фізико-хімічні	Фізичні
Мінімальна визначувана концентрація, мг/дм ³ (без концентрування)	1,0–0,1	0,05–0,005	0,01–0,001
Точність аналізу, % води	0,01–0,5	1–10	2–20
Селективність	Добра	Висока	Дуже висока
Тривалість аналізу (без підготовки проби), хв	30–200	15–60	10–30
Ціна вимірювальної апаратури у відносних одиницях	1	20–100	100–500
Можливість швидкого виконання масових аналізів	Низька	Середня	Висока
Необхідність обслуговуючого персоналу	Не потрібний	Бажаний	Обов'язковий
Зручність автоматизації	Низька	Середня	Висока

Чутливість методів виражена в міліграмах на кубічний дециметр, ураховуючи, що в переважній більшості випадків визначувані компоненти перебувають у розчиненому стані (природні води) або переводяться в розчин у процесі підготовки проби до аналізу (грунти та донні відклади). Дані таблиці є орієнтовними, оскільки наведені в ній показники узагальнені й окремий метод аналізу може бути більш або менш чутливим, точним і експрес-

ним, ніж відзначено в таблиці. Крім цього, можливості методу вимірювання аналітичного сигналу часто залежать від хімічного складу об'єкта аналізу та від хімічних і фізичних властивостей визначуваного компонента.

Проте з табл. 1.4 видно, що найбільш точними і дешевими є хімічні методи аналізу, хоч вони досить тривалі (особливо гравіметричний) і малопридатні для автоматизації. Найбільш чутливими, селективними і експресними, а при аналізі природних об'єктів також досить точними є фізичні методи аналізу. Вони зручні для автоматизації, але вимагають використання дорогої апаратури та спеціальної підготовки обслуговуючого персоналу. За показниками, наведеними в таблиці, найбільш зручними, досить чутливими точними та селективними є фізико-хімічні методи. Їхня питома вага серед усіх методів аналізу об'єктів природного середовища невинно зростає. Цьому сприяє також створення переносної оптичної та електрохімічної апаратури з автономним електроживленням, яку можна використати безпосередньо на місці відбору проб для аналізу.

Нині для аналізу природних об'єктів найширше застосовуються титриметричні та фотометричні (спектрофотометричні) методи, якими визначають велику кількість неорганічних та органічних інгредієнтів, особливо в природних водах. Цьому сприяє те, що названі методи є простими і загальнодоступними. Титриметрично можна також визначати багато інгредієнтів безпосередньо на місці відбору проб, що особливо важливо при аналізі природних вод, зокрема при визначенні неконсервативних компонентів. Таку ж можливість мають фотометричні методи, якщо для аналізу використати переносну апаратуру або стандартні шкали, виготовлені на базі забарвлених імітуючих розчинів. Для швидкого аналізу на місці відбору проб використовують також спеціальні індикаторні папірці, особливо при визначенні токсичних інгредієнтів на рівні ГДК (гранично допустимої концентрації).

На другому місці за поширеністю стоять методи атомної абсорбції, емісійної спектроскопії та хроматографії. Перші з них є дуже ефективними при визначенні мікродомішок металів, особливо у водах, ґрунтах і донних відкладах. Хроматографічні методи застосовують в основному для визначення газуватих неорганічних

сполук, летких органічних речовин (газова хроматографія) і деяких катіонів металів, аніонів і нелетких органічних сполук (тонкошарова та іонна хроматографія).

Інші методи аналізу застосовуються значно рідше, хоч деякі з них є дуже зручними, наприклад потенціометричне визначення рН, Eh, F⁻, Г⁻, а також досить ефективними, наприклад полярографічне визначення свинцю, цинку, кадмію і міді та люмінесцентне визначення деяких органічних сполук тощо.

Гравіметричні методи використовуються в основному для аналізу ґрунтів і донних відкладів.

Мало використовуються при аналізі природних об'єктів кінетичні, зокрема хемілюмінесцентні методи, хоч вони є надзвичайно чутливими, а деякі з них і досить селективними, що дозволяє визначати субмікрокількості неорганічних та органічних інгредієнтів. Надзвичайно велика чутливість цих методів дозволяє проводити аналіз з малими об'ємами проби. Особливого значення кінетичні методи можуть набути також при аналізі повітря, в якому вміст хімічних інгредієнтів значно менший, ніж у водах та ґрунтах.

Оцінка якості результатів хіміко-аналітичних робіт. Основними характеристиками якості аналізу є його правильність і точність (відтворюваність) отриманих результатів. За методичними підходами, наведеними в монографії відомих учених-гідрохіміків [6], *правильність аналізу* – це ступінь відповідності між знайденою кількістю (концентрацією) визначуваного компонента та його справжнім вмістом в аналізованому об'єкті. Критерієм правильності аналізу є ступінь збігу результатів визначення певного компонента різними незалежними близькими за чутливістю методами. Якщо середній результат окремих визначень є статистично вірогідним (див. нижче), то аналіз вважають правильним.

Більшість методів гідрохімічного аналізу багаторазово перевірено при дослідженні природних вод різного хімічного складу, тому можна вважати, що вони дають правильні результати. Отже, визначати один і той самий компонент різними методами потрібно лише в окремих специфічних випадках.

Точність аналізу встановлюють статистичною обробкою результатів кількох паралельних вимірювань, виконаних певним методом.

Спочатку обчислюють середнє арифметичне значення результатів аналізу

$$x = \frac{x_1 + x_2 + x_3 + \dots + x_n}{n} = \frac{1}{n} \sum_{i=1}^n x_i. \quad (1)$$

Потім знаходять середню квадратичну похибку (S) та відносне стандартне відхилення (S_r)

$$S = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^n (x_i - \bar{x})^2}{n-1}}; S_r = \frac{S}{\bar{x}}. \quad (2)$$

Гідрохімічний аналіз вважають точним за відносного стандартного відхилення $S_r \leq 0,2$ (20 %).

Статистичну вірогідність середнього значення $\bar{X}$, тобто відсутність випадкової грубої помилки при аналізі, оцінюють з урахуванням розмаху варіювання. Для цього обчислюють так званий Q -критерій

$$Q = \frac{|x_1 - x_2|}{x_{\max} - x_{\min}} = \frac{|x_1 - x_2|}{R}, \quad (3)$$

де x_1 – сумнівне значення; x_2 – сусіднє значення; R – розмах варіювання.

Розраховане значення Q порівнюють із такими значеннями $Q(P, n)$ за $P = 0,95$

n	3	4	5	6	7	8
$Q(P, n)$	0,94	0,77	0,64	0,56	0,51	0,48

Якщо $Q > Q(P, n)$, то це вказує на грубу помилку результату x_1 . Тому цей результат відкладають і знову розраховують S та S_r . Порівнюють Q з $Q(P, n)$ зазвичай за 95 % імовірності ($P = 0,95$).

Приклад 1. Під час визначення концентрації іонів амонію в пробі води отримано такі результати: 0,55; 0,83; 0,85 та 0,90 мг/дм³. Результат 0,55 сумнівний. За рівнянням (3.3) визначимо

$$Q = \frac{|0,55 - 0,83|}{0,90 - 0,55} = 0,80 > 0,77 (n = 4).$$

Отже, результат 0,55 є грубою помилкою і його не беруть до уваги при розрахунках S та S_r за рівняннями (1) і (2).

$$x = \frac{0,83 + 0,85 + 0,90}{3} = 0,86 \text{ (мг/дм}^3\text{)};$$

$$S = \sqrt{\frac{(0,83 - 0,86)^2 + (0,85 - 0,86)^2 + (0,90 - 0,86)^2}{3 - 1}} = 3,61 \cdot 10^{-2};$$

$$S_r = \frac{3,61 \cdot 10^{-2}}{0,86} = 0,042 \text{ або } 4,2 \%.$$

Приклад 2. При визначенні концентрації гідрокарбонат-іонів у пробі води отримано такі результати: 125; 140; 143 та 145 мг/дм³. Результат 125 сумнівний. За рівнянням (3) знайдемо

$$Q = \frac{[125 - 140]}{145 - 125} = 0,75 < 0,77 (n = 4).$$

Отже, результат 125 не є помилковим, тому

$$x = \frac{125 + 140 + 143 + 145}{4} = 138 \text{ (мг/дм}^3\text{)},$$

$$S = \sqrt{\frac{(125 - 138)^2 + (140 - 138)^2 + (143 - 138)^2 + (145 - 138)^2}{4 - 1}} = 9,07;$$

$$S_r = \frac{9,07}{138} = 0,066, \text{ або } 6,6 \%.$$

Довірчий інтервал середнього значення за певної ймовірності P обчислюють за рівнянням

$$\pm \Delta x = \frac{t(P)S}{\sqrt{n}}, \quad (4)$$

де $t(P)$ – так званий t -розподіл (коефіцієнт Стьюдента).

Його значення для різних n за ймовірності $P = 0,95$ наведено нижче

n	2	3	4	5	6	7	8	10
$t(0,95)$	12,7	4,30	3,18	2,78	2,57	2,45	2,36	2,26

Результати вимірювання будь-якого фізичного чи хімічного параметра подають у такому вигляді:

$$\bar{X} \pm \Delta x.$$

Для характеристики середнього хімічного складу води певного водного об'єкта (річки, водосховища, озера тощо) статистично обробляють середні результати одноразових аналізів. При цьому обчислюють не тільки середній результат $\bar{X} \pm \Delta x$, а й за потреби статистично вірогідні екстремальні значення певного інгредієнта $x_{\min}$ та $x_{\max}$.

Суть цього способу полягає в тому, що крайні значення x_i відкидають і обчислюють $\bar{X}$ та S за рівняннями 1 і 2. Статистично невірогідними крайніми значеннями є результати, які відхиляються від $\bar{X}$ на величину, більшу ніж $4 S$. Після виключення невірогідних крайніх результатів обчислюють нові значення $\bar{X} \pm \Delta x$, а крайні значення $x_{\min}$ і $x_{\max}$, які залишилися, вважають за вірогідні експериментальні величини, характерні для даного природного об'єкта.

2. ФОРМУВАННЯ ХІМІЧНОГО СКЛАДУ ВОДИ ТА ГІДРОХІМІЧНОГО РЕЖИМУ РІЧКИ РОСЬ

Річка Рось – права притока Дніпра, бере початок з балки Дубина на північний захід від села Ординці Погребищанського району Вінницької області на висоті 270 м над рівнем моря. У Дніпро, а саме у верхів'я Кременчуцького водосховища, р. Рось впадає з правого берега біля с. Хрещатик на висоті 70 м. Довжина річки становить 346 км, водозбірна площа басейну – 12,6 тис. км². Басейн річки розташований на території чотирьох областей (Київська, Вінницька, Житомирська, Черкаська) у двадцяти двох адміністративних районах (табл. 2.1).

Таблиця 2.1. Розподіл водозбірної площі басейну річки Рось за адміністративними формуваннями [1]

Назва області, району	Площа водозбору, км ²	Назва області, району	Площа водозбору, км ²
Вінницька	1819	5. Білоцерківський	1254
1. Погребищанський	1021	6. Фастівський	297
2. Оратівський	641	7. Васильківський	463
3. Козятинський	157	8. Таращанський	418
Житомирська	1298	9. Рокитнянський	629
1. Ружинський	872	10. Кагарлицький	697
2. Попільнянський	405	11. Богуславський	697
3. Андрушівський	21	12. Миронівський	779
Київська	7836	Черкаська	1647
1. Тетіївський	659	1. Корсунь-Шевченківський	848
2. Володарський	649	2. Канівський	675
3. Ставищанський	315	3. Черкаський	94
4. Сквирський	979	4. Жашківський	30
РАЗОМ			12600

2.1. Загальна характеристика гідрологічних умов і господарської діяльності

Особливості гідрологічного режиму. Як відомо, водний режим річок визначається кліматичними, гідрогеологічними і орографічними характеристиками території та ступенем зарегульованості водотоку. Виходячи з природних умов формування стоку в басейні Росі, його внутрішньорічний розподіл відзначається яскраво вираженою весняною повинню, низькою літньою меженню, в окремі роки з незначними дощовими паводками. Восени спостерігається підвищення рівня води на річках унаслідок дощів, узимку – за рахунок відлиг.

Максимальний стік річки формується або в результаті надходження талих снігових вод, або за рахунок дощів. Величина максимального стоку залежить від інтенсивності сніготанення чи дощу, величин утрат вологи на просочування й акумуляцію, розміру площі, охопленої одночасно сніготаненням або дощем. Стік повені залежить від кліматичних умов даної території й характеру підстильної поверхні. Кліматичні умови формування стоку весняної повені в басейні Росі визначаються такими метеорологічними факторами, як снігозапаси в басейні річки, інтенсивність сніготанення і його тривалість, попереднє зволоження ґрунтів та їхнє промерзання, випаровування в період підйому повені, особливо в період сніготанення. Інтенсивність сніготанення, як і випаровування, залежить від ходу температури повітря в період сніготанення. Чималу роль можуть зіграти й опади, що випадають в період повені, особливо якщо їхня кількість значна.

Швидкість стікання води на р. Рось по схилах під снігом у першу фазу сніготанення досить незначна – 0,001–0,005 м/с, але після появи таловин (друга фаза сніготанення) швидкості схилового стікання підвищуються до 0,1–0,2 м/с, а при третій фазі сніготанення зростають до 0,5 м/с, особливо після утворення струмкової мережі на схилах.

Середні дати настання весняної повені на р. Рось – це останні дні квітня – перші п'ять днів березня, кінець повені – друга половина квітня. Пік повені припадає на другу декаду березня. Середня тривалість повені становить 50–60 днів.

Залежно від об'ємів і розмірів водосховищ і ставків, їхнього господарського призначення, а також водності весни значна частина, а в маловодні роки і весь обсяг місцевого стоку талих вод, іде на їхнє заповнення. У результаті стік весняної повені істотно регулюється – трансформуються хвилі повені й знижуються максимальні витрати талих вод. Ступінь зниження максимального стоку і зменшення шару талих вод залежить від регулюючих об'ємів припливу до різноманітних водоймищ.

Формування дощових паводків відрізняється від формування весняної повені як за генезисом, так і за фізичними умовами. З метеорологічних факторів основними є дощі, їхній характер та інтенсивність. Фактори підстильної поверхні визначають інфільтрацію і швидкість добігання води по схилах і русловій мережі.

Умови формування дощового стоку в басейні р. Рось визначаються в першу чергу характером і сумарною величиною одноразового випадання опадів на річковому водозборі. Під час видатних злив, як це було зареєстровано на Богуславській гідрологічній станції 22 червня 1953 р., відбуваються дуже інтенсивні розмиви, у ярах та балках проходять грязьові потоки. На території Богуславської гідрологічної станції 22 червня 1953 р. під час інтенсивної зливи із сумарною величиною опадів 93 мм протягом 2 год із придорожньої канами (з водозбірною площею 13 га) утворився яр глибиною 15 м і довжиною більше 80 м.

Мінімальний стік формується в основному під впливом особливостей підземного живлення р. Рось. Фізико-географічні умови створюють загальний фон формування підземного стоку, а ступінь розчленованості поверхні басейну визначає характер стоку підземних вод у річку. На р. Рось межень починається у другій та третій декадах квітня. Середня тривалість літньо-осінньої межені – 130–150 днів.

Вплив господарської діяльності. На сучасному етапі басейн Росі можна охарактеризувати як господарський комплекс з високим рівнем освоєння території. Основний напрямок – сільськогос-

подарське виробництво. Представлені харчова, легка, нафтохімічна промисловості. Усі галузі характеризуються передумовами подальшого розвитку.

Щільність населення в басейні річки становить 66 осіб на 1 км². Загальна кількість населення – 831 тис., у тому числі міського – 400 тис. Міське населення мешкає в 10 містах і 8 селищах міського типу. У перспективі очікується приріст міського населення і зменшення кількості сільського.

Для задоволення потреб населення і галузей економіки в басейні р. Рось збудовано 1865 ставків і 60 водосховищ, де акумульовано 323,68 млн м³ води. За цими показниками басейн Росі належить до найбільш зарегульованих басейнів України. Безпосередньо на р. Рось розташовано 10 водосховищ: Косівське, Щербаківське, Верхнє Білоцерківське, Середнє Білоцерківське, Нижнє Білоцерківське, Дибенецьке, Богуславське, Стеблівське, Корсунь-Шевченківське. Серед приток Росі найбільша кількість водосховищ розташована на р. Роська і Роставиця, що призвело до значного вповільнення водообміну в руслах річок.

Такий дуже високий ступінь зарегульованості р. Рось та її приток спричиняє цілу низку негативних гідроекологічних наслідків. Він суттєво впливає на характер та інтенсивність внутрішньоводойменних процесів у річкових водах, порушуючи природні рівноваги у водних екосистемах, сприяє накопиченню забруднювальних речовин у водному середовищі та евтрофікації створених малопроточних водойм і водотоків, погіршує якість води, особливо в маловодні роки.

На екологічний стан поверхневих вод басейну р. Рось значно впливає різноманітна водогосподарська діяльність. Загалом в його межах нараховується 326 водокористувачів, які використовують воду як поверхневих, так і підземних джерел. Основна водогосподарська діяльність у басейні річки здійснюється вздовж її основного русла, де розташовані м. Володарка, Біла Церква, Рокитне, Богуслав, Корсунь-Шевченківський. Забір води по руслу Росі в різні роки становить від 50 до 70 % від загального по басейну. Безпосередньо по берегах річки розташовано більше половини водокористувачів басейну.

Основними водокористувачами в басейні р. Рось є житлово-комунальне і сільське господарство та промисловість, переважно, харчова і нафтохімічна. При цьому найбільшу частку стічних вод, які утворюються і скидаються в поверхневі водні об'єкти басейну, становлять господарсько-побутові стічні води.

У басейні Росі 18 підприємств, які скидають у поверхневі водні об'єкти забруднені стічні води без будь-якої очистки. Найбільшого антропогенного навантаження р. Рось зазнає в м. Біла Церква, де розташовано багато промислових підприємств і розвинуто житлово-комунальне господарство.

Централізованим водопостачанням і каналізаційним відведенням стічних вод у басейні Росі забезпечено в середньому тільки 25 % населення міст і селищ міського типу. По селах цей показник значно нижчий. Господарсько-побутові стічні води проходять очистку на біологічних очисних спорудах і лише в окремих випадках направляються на доочистку. Практично всі очисні споруди працюють не досить ефективно. Найбільшим забруднювачем поверхневих вод у басейні є житлово-комунальне підприємство "Київоблводоканал" (його підрозділи на місцях), яке скидає до 50 % усіх забруднених стічних вод.

Серед галузей промисловості провідну роль у водокористуванні (забори свіжої води і скиди забруднених стічних вод) відіграє харчова промисловість – понад 50 % загального об'єму води, яка забирається промисловими підприємствами. На другому місці нафтохімічна промисловість і транспортна сфера – 25 % від технологічного забору річкових вод.

Харчова промисловість представлена підприємствами з виробництва цукру, маслосировиробничими потужностями, плодоовочевими та плодоконсервними підприємствами. Цукрові заводи є найбільшими після підприємств житлово-комунальної галузі забруднювачами річкових вод у басейні Росі. Від цукрового виробництва в р. Рось та її притоки у складі стічних вод надходять залишки цукру, аміаку (сольовий амоній), залишки буряків, часточки ґрунту. Маслосировиробництво продукує стічні води, забруднені завислими речовинами, емульсіями, органічними сполуками (білками, жирами, вуглеводами).

Легка промисловість представлена підприємствами з виробництва тканин, інших текстильних виробів. Їхні стічні води збагачені крохмалем, залишками фарбників і дубильних препаратів, синтетичними поверхнево-активними речовинами, неорганічними кислотами. Ця галузь має свої локальні очисні споруди, які часто працюють не дуже ефективно.

Нафтохімічна промисловість скидає стічні води, збагачені нафтопродуктами, ароматичними вуглеводнями, іншими хімічними речовинами. Сьогодні стічні води цієї галузі проходять очищення на локальних очисних спорудах, потім подаються до міських каналізаційних мереж, в яких здійснюється їхнє подальше доочищення. Такий підхід може забезпечити очищення стічних вод від компонентів нафти і нафтопродуктів на 80–90 %.

У сільській місцевості вода з поверхневих водних джерел використовується на господарсько-побутові потреби, полив земельних ділянок, переробку сільськогосподарської продукції на місцевому рівні, зрошення та зволоження різних земельних угідь, на рибне господарство.

Сільськогосподарські підприємства і присадибне господарство формально не вважаються такими, що завдають значної шкоди водним джерелам, оскільки вони не здійснюють прямих скидів у водні об'єкти або повинні скидати лише очищені стічні води, наприклад у тваринництві. Однак, не маючи прямого, технологічно обумовленого скидання використаних вод, різні сільськогосподарські об'єкти часто здійснюють так званий прикритий скид. Не всі вони обладнані очисними спорудами, використовують недосконалі гноєсховища, ставки-накопичувачі стічних вод, несанкціоноване і екологічно небезпечне зберігання пестицидів та інших отрутохімікатів, їхніх залишків, не придатних до використання тощо. Це призводить до постійних скидів (неконтрольованих або не афішованих) використаних і дуже брудних вод до місцевих водойм і водотоків, надходження забруднювальних речовин до водних об'єктів у складі поверхнево-схилового стоку за рахунок фільтрації в підземні водоносні горизонти, які дренуються річковою мережею. Досить часто поверхневі природні води забруднюються також за рахунок залпових або аварійних скидів стічних вод.

Поєднання зазначених антропогенних чинників з природними явищами (кліматичними, гідрологічними, гідрохімічними тощо) зумовлює значне погіршення якості води у р. Рось та її притоках, особливо у великих ставках і водосховищах, насамперед за трофосапробіологічними показниками. При високих температурах води, змінах характеру та зменшенні інтенсивності водообміну в зазначених водних об'єктах різко інтенсифікуються процеси евтрофікації й як наслідок суттєво погіршується гідроекологічний стан р. Рось та її приток на території практично всього річкового басейну.

2.2. Загальна характеристика хімічного складу річкових вод

В умовах, близьких до природних (до кінця 50-х рр. минулого сторіччя), у водах річок лісостепової зони, типовим представником яких є р. Рось, серед аніонів переважали гідрокарбонати (клас води гідрокарбонатний). За переважаючими катіонами води цих річок належали до кальцієво-магнієвої групи. Середня мінералізація води за статистично оціненими середньобагаторічними концентраціями головних іонів змінювалася в межах від 323 до 571 мг/дм³ [1]. Упродовж значного часу (із 60 до 90-х рр. минулого сторіччя), який відзначався постійним і достатньо потужним зростанням антропогенного навантаження на річкові водні об'єкти лісостепової зони, у хімічному складі їхніх вод відбулися певні зміни, які полягали, зокрема у водах р. Рось, у зростанні середньорічної мінералізації, абсолютних і відносних концентрацій іонів натрію, магнію, хлору і сульфатів [1]. Загалом, на початок 90-х р. хімічний склад річкових вод лісостепової зони, у тому числі й води р. Рось, помітно відрізнявся від природного за рахунок змін гідрологічного режиму та кліматичних умов унаслідок глобального потепління, змін внутрішньоводойменних процесів, обумовлених динамікою водозаборів, скидів стічних вод господарсько-побутового та іншого походження тощо. Це призвело до зростання як абсолютних, так і відносних концентрацій головних іонів і цілої низки забруднювальних речовин антропогенного походження.

За дослідженнями, які виконувалися В.К. Хільчевським [13] на Богуславському гідролого-гідрохімічному стаціонарі, мінералізація атмосферних опадів в районі Богуслава становила 42,4 мг/дм³

(табл. 2.2), а мінералізація води малої р. Бутеня (притока Росави) становила 556 мг/дм³ (весняна повінь) – 673 мг/дм³ (зимова межень) (табл. 2.3).

Таблиця 2.2. Середня концентрація головних іонів і мінералізація атмосферних опадів у районі м. Богуслав Київської області, мг/дм³ (за В. К. Хільчевським, 1996)

HCO_3^-	SO_4^{2-}	СГ	Ca^{2+}	Mg^{2+}	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	Σ_i
12,2	13,0	2,8	8,0	1,2	5,2	42,4

Таблиця 2.3. Середня концентрація головних іонів і мінералізація води р. Бутеня (притока р. Росава) в різні сезони, мг/дм³ (за В. К. Хільчевським, 1996)

Сезон	HCO_3^-	SO_4^{2-}	СГ	Ca^{2+}	Mg^{2+}	$\text{Na}^+ + \text{K}^+$	Σ_i
Весняна повінь	340	33,1	30,3	71,3	38,5	43,2	556
Літньо-осіння межень	347	33,4	42,5	78,2	39,3	48,1	588
Зимова межень	359	63,2	59,4	108	46,1	37,4	673

Починаючи із середини 90-х рр. XX ст., за багатьма показниками хімічний склад води р. Рось загалом стабілізувався і навіть дещо поліпшився. За усередненими по роках величинами протягом 1995–2006 рр. практично не змінилися концентрації розчиненого у воді кисню, діоксиду вуглецю, гідрокарбонатних іонів, вміст кальцію і магнію, твердість і загальна мінералізація води. На кінець цього періоду дещо зменшився середньорічний вміст сульфатних і хлоридних іонів, які можуть мати як природне, так і антропогенне походження. Однак слід зазначити, що за цей же період мало місце деяке збільшення концентрацій іонів NH_4^+ , суми мінеральних форм азоту (NH_4^+ , NO_2^- , NO_3^-) та рН. Це може свідчити про зростання забруднення води р. Рось господарсько-побутовими стічними водами недостатнього ступеня очищення, особливо в умовах зменшення середньорічного водного стоку, що спостерігався в останні роки.

2.3. Гідрохімічний режим річки Рось

Гідрохімічний режим будь-якого водного об'єкта характеризується закономірними змінами хімічного складу води річки або окремих його компонентів у часі, які обумовлені фізико-географічними умовами басейну та антропогенним впливом, а також виявляється у вигляді багаторічних, сезонних і добових коливань вмісту компонентів хімічного складу і показників фізичних властивостей води, рівня її забрудненості, стоку розчинених мінеральних речовин тощо.

Під час весняної повені та дощових паводків у літньо-осінній період об'єм водного стоку р. Рось досить значний, що спричиняє розбавлення концентрацій розчинених у воді сполук. Снігове живлення також сприяє зменшення мінералізації річкової води з перевагою гідрокарбонатних іонів та іонів кальцію. Це пояснюється тим, що ґрунт під сніговим покривом зазвичай промерзлий і тому талі води не можуть надто збагачуватися розчинними солями, вимиваючи лише ті, які містяться в поверхневому шарі ґрунту. Відповідно мінералізація води під час весняної повені залежить від часу танення снігового покриву, його потужності та характеру погоди перед випаданням снігу. Якщо осінь була сухою, то в результаті випаровування і вивітрювання поблизу поверхні накопичуються різні солі, а за дощової осені ґрунти навпаки стають біднішими на них.

Дощове живлення залежно від його інтенсивності й утворення поверхневого стоку теж зумовлює малу мінералізацію річкової води, утім вищу, ніж при сніговому живленні.

Підземні води, як правило, чинять значний вплив на хімічний склад води річок басейну Росі в меженні періоди, коли створюються найсприятливіші умови для розвантаження водоносних горизонтів у русла річок. Вони мають підвищену мінералізацію, їм властивий різноманітний хімічний склад, зумовлений гідроекологічними особливостями окремих частин її басейну. Це сприяє підвищенню мінералізації річкових вод у такі періоди та утворенню більш високих концентрацій головних іонів.

Основними чинниками формування гідрохімічного режиму р. Рось є рельєф місцевості, характер залягання і хімічний склад гірських порід. Оскільки ця річка розташована в зоні інтенсивного

господарського користування, необхідно виділити і значний вплив антропогенної складової на формування її гідрохімічного режиму і, як наслідок, на якість річкової води.

За багаторічними спостереженнями на гідрологічному посту р. Рось – м. Корсунь Шевченківський [1] середня річна *мінералізація води* р. Рось протягом 1991–2005 рр. становила 513 мг/дм³, коливаючись від 407 мг/дм³ у 1998 до 602 мг/дм³ у 1992 рр. (табл. 2.4). Просторовий розподіл цього показника за подовжнім профілем річки відзначався найменшими одиничними величинами в її верхній течії (320 мг/дм³). Із просуванням водного потоку до його нижньої частини мінералізація води поступово збільшується, особливо у водах Корсунь-Шевченківського водосховища, в якому максимальна одинична величина мінералізації досягала 687 мг/дм³.

Таблиця 2.4. Середньорічна концентрація головних іонів у воді р. Рось – м. Корсунь-Шевченківський за період 1991–2005 рр., мг/дм³

Рік	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	СГ	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺	K ⁺	Σ іонів
1991	318	46	43	69	28	35	9	551
1992	365	54	42	58	42	30	10	602
1993	314	25	35	58	28	29	7	499
1994	312	34	43	60	29	38	7	525
1995	294	60	54	51	30	57	6	554
1996	310	25	15	47	11	52	14	456
1997	300	39	43	71	15	43	7	520
1998	227	38	35	61	7	30	7	407
1999	384	13	38	73	21	32	6	569
2000	302	10	39	56	24	38	7	477
2001	339	16	36	67	27	46	8	542
2002	337	22	37	62	27	28	6	522
2003	226	33	38	48	16	38	8	408
2004	335	28	33	67	28	27	6	527
2005	325	28	36	73	23	33	6	526

Середня мінералізація за вказаний період спостережень під час весняної повені становила 525 мг/дм³, під час літньо-осінньої межені коливалась від 460 до 522 мг/дм³, протягом зимової межені – від 554 до 614 мг/дм³.

Мінімальні значення цього показника, характерні для періодів весняної повені й літньо-осінньої межені, пов'язані з характером і особливостями перерозподілу в часі водного стоку численними водосховищами і ставками, розташованими в басейні річки.

Максимальна мінералізація річкових вод під час зимової межені зумовлюється зростанням впливу на хімічний склад води і гідрохімічний режим р. Рось підземної складової водного стоку.

Середньорічна концентрація *гідрокарбонатних іонів* (HCO_3^-) коливалася в межах від 226 до 384 мг/дм³ (див. табл. 2.4). Середня концентрація цих іонів за досліджуваний період становила 313 мг/дм³. Залежно від фази гідрологічного режиму їхній середній вміст за багато років змінювався від 285 мг/дм³ під час літньо-осінньої межені до 368 мг/дм³ у зимову межені.

Середньорічна концентрація *сульфатних іонів* (SO_4^{2-}) змінювалася від 10 мг/дм³ у 2000 р. до 60 мг/дм³ у 1995 р. У середньому концентрація сульфатних іонів за досліджуваний період становила 31 мг/дм³. Залежно від фази гідрологічного режиму їхній вміст змінювався від 30 мг/дм³ під час літньо-осінньої межені до 46 мг/дм³ під час зимової межені. Спостерігається чітка тенденція зростання концентрації цього компонента вниз за течією: його вміст на гідрологічному посту м. Корсунь-Шевченківський на 20–25 % вищий, ніж на гідрологічному посту м. Біла Церква.

Концентрація *хлоридних іонів* (Cl^-) у воді річки коливалася в межах від 15 мг/дм³ у 1996 р. до 54 у 1995 р. (див. табл. 2.4). Середня концентрація хлоридних іонів за досліджуваний період становила 38 мг/дм³. За фазами гідрологічного режиму концентрація хлоридів змінювалася в незначних межах, однак дещо збільшувалася (до 42–54 мг/дм³) на нижній ділянці річки.

Серед катіонів звертають на себе увагу досить високі концентрації *іонів натрію* (Na^+). Їхні середньорічні величини змінювалися від 27 мг/дм³ у 2004 р. до 57 у 1995 р. Середній вміст за досліджуваний період становив 38 мг/дм³. За фазами гідрологічного режиму середня концентрація іонів натрію за період спостережень змінювалася в незначних межах: 34–37 мг/дм³ на гідрологічному посту м. Корсунь-Шевченківський.

Середньорічний вміст *іонів кальцію* (Ca^{2+}) у межах м. Богуслав та Корсунь-Шевченківський змінювався від 47 до 73 мг/дм³. Середні концентрації за 1991–2005 рр. становили 61 мг/дм³. За фазами

гідрологічного режиму мінімум величин був характерним для періоду літньо-осінньої межені, максимум – для періоду зимової межені. Великих коливань вмісту інших іонів зафіксовано не було.

Біогенні елементи (до яких насамперед належать азот, фосфор, кремній) беруть активну участь у життєдіяльності водних організмів. Їхні концентрації за наявності речовин, що їх містять, у природних водах незначний. Режим зазначених компонентів залежить від температури води, яка впливає на інтенсивність життєдіяльності організмів і біохімічні процеси розкладання органічних речовин.

Мінеральні сполуки азоту. У природних водах азот перебуває у вигляді неорганічних і різноманітних органічних сполук. Неорганічні сполуки представлені амонійними (NH_4^+), нітритними (NO_2^-) та нітратними (NO_3^-) іонами.

Середньорічні концентрації *сольового амонію* (NH_4^+) коливались у межах від 0,05 мг/дм³ у 2000 р. до 0,79 у 1996 р. Наближені до максимальних середньорічні концентрації спостерігалися також і в 1995 р. (табл. 2.5). Його середній вміст за досліджений період становив 0,24 мг/дм³.

Таблиця 2.5. Концентрація біогенних речовин у воді річки Рось – м. Корсунь-Шевченківський за багаторічний період 1991–2005 рр., мг/дм³

Рік	NH_4^+	NO_2^-	NO_3^-	$\text{N}_{\text{заг}}$	$\text{P}_{\text{мін}}$	$\text{P}_{\text{заг}}$
1991	0,100	0,003	0,030	0,133	0,243	0,416
1992	0,340	0,041	0,090	0,445	0,222	0,452
1993	0,180	0,014	0,120	0,320	0,072	0,136
1994	0,270	0,014	0,130	0,419	0,481	0,750
1995	0,640	0,076	0,160	0,880	0,292	0,510
1996	0,790	0,049	0,440	1,280	0,199	0,394
1997	0,130	0,078	0,210	0,411	0,177	0,278
1998	0,170	0,012	0,080	0,262	0,296	0,477
1999	0,110	0,014	0,130	0,257	0,210	0,337
2000	0,050	0,059	0,340	0,449	1,117	1,287
2001	0,280	0,040	0,250	0,575	0,446	0,475
2002	0,170	0,018	0,200	0,396	0,149	0,476
2003	0,200	0,018	0,210	0,428	0,227	0,446
2004	0,150	0,015	0,180	0,342	0,198	0,375
2005	0,10	0,027	0,190	0,334	0,197	0,344

Під час весняної повені середні багаторічні концентрації сольового амонію за період 1991–2005 рр. коливалась у межах 0,25–0,28 мг/дм². Середня за багато років концентрація амонійного іона під час літньо-осінньої межені становила 0,23–0,24 мг/дм³. Для зимової межені характерним є низький вміст NH₄⁺.

Середня багаторічна концентрація становить 0,17 мг/дм³. Слід зауважити, що одиничні концентрації амонійного азоту у воді Росі за досліджуваний період змінювалися в значних межах – від 0,01 до 1,25 мг/дм³.

Середньорічні концентрації *нітритів* коливалися в межах від 0,003 мг/дм³ у 1991 р. до 0,078 у 1997 р. Середній вміст нітритних іонів за досліджений період становив 0,03 мг/дм³. Для весняної повені характерними є середні концентрації від 0,01 мг/дм³ до 0,04 мг/дм³. Під час літньо-осінньої межені типові концентрації становлять 0,02–0,03 мг/дм³. Зимова межень характеризується середнім багаторічним вмістом нітритів у межах 0,01–0,02 мг/дм³. Одиничні концентрації змінювалися від 0,001 до 0,21 мг/дм³.

Концентрації *нітратних іонів* мали чітку тенденцію до збільшення протягом усього періоду спостережень. Так, середньорічні концентрації цих іонів зросли з 0,03 мг/дм³ у 1991 р. до 0,46 у 1996 р. За період 2000–2005 рр. середні річні концентрації коливалися в межах 0,18–0,34 мг/дм³. Істотних змін вмісту нітратів у воді річки залежно від фази гідрологічного режиму зафіксовано не було. Середні за багато років концентрації цих іонів коливалися у всі гідрологічні сезони в межах 0,13–0,16 мг/дм³. Їхні одиничні концентрації змінювалися від 0,005 до 0,48 мг/дм³.

Вміст *мінерального* (P_{мін}) і *загального* (P_{заг}) *фосфору* зазнає значних сезонних коливань, оскільки залежить від співвідношення інтенсивності процесів фотосинтезу й біохімічного окиснення органічних речовин. Мінімальні концентрації фосфатів у поверхневих водах спостерігаються навесні, а максимум характерний для зимового періоду.

За даними, наведеними в роботі [9], середньорічні концентрації сполук фосфору у воді р. Рось змінювалися від 0,136 до 1,28 мг/дм³. Згідно з іншими результатами середній вміст цих речовин за весь період спостережень становив 0,47 мг/дм³.

Що стосується коливань вмісту фосфору у воді річки залежно від фази водного режиму, то тут спостерігаються такі закономірності. Для весняної повені характерні мінімальні величини концентрацій, що його містять. Усереднені за багато років концентрації становлять 0,09 мг/дм³ (м. Біла Церква) і 0,32 мг/дм³ (м. Корсунь-Шевченківський). Для періодів літньої й зимової межені характерний вищий вміст загального фосфору. Відповідні концентрації коливаються в межах 0,24–0,3 мг/дм³ (м. Біла Церква) і 0,41–0,45 мг/дм³ (м. Корсунь-Шевченківський).

Відзначено тенденцію поступового зростання концентрацій фосфоровмісних сполук від витоку річки до її гирла для всіх фаз гідрологічного режиму.

Однією з найважливіших хімічних характеристик водного середовища, яка визначає його якість, є наявність у воді органічних речовин. Фактично в природних водних об'єктах містяться всі органічні речовини, які входять до складу як водних, так і наземних рослинних і тваринних організмів. Крім того, органічні речовини надходять у поверхневі природні води з поверхневим стоком, скидами промислових і комунально-побутових підприємств тощо.

Одним з основних показників при оцінці вмісту органічної речовини є наявність або відсутність у воді вільного кисню. Чим більший ступінь забруднення водного середовища органічними речовинами, тим більша кількість кисню витрачається на їхню деструкцію і розкладання і тим менше залишається його у воді. Для кількісної оцінки вмісту органічної речовини у воді р. Рось використовуються показники *біхроматної окиснюваності* (БО) та *п'ятидобового біохімічного споживання кисню* (БСК₅). Непрямими показниками, які можуть характеризувати зміну вмісту органічних речовин, є величина рН

і вміст завислих речовин органічної природи. За період 1991–2005 рр. різними дослідниками зафіксовано тенденції до погіршення якості води по всій довжині річки за цими показниками.

Середньорічна величина БО зросла з 23 мгО/дм³ у 1991 р. до 40 мгО/дм³ у 2005 р. При цьому середня величина цього показника становила 32 мгО/дм³, а одинична максимальна – 64 мгО/дм³. Суттєвих сезонних коливань не спостерігалось.

Показники БСК₅ і рН характеризуються значно меншими коливаннями, але і для них є характерною тенденція до збільшення. Суттєвих сезонних коливань величини БСК₅ зафіксовано не було. За виявленими значеннями БО та БСК₅ води р. Рось слід віднести до категорії полісапробних і меза-сапробних. Для таких вод є типовим відновний характер біохімічних процесів. Це свідчить про надходження у води Росі великої кількості неочищених господарсько-побутових і промислових стічних вод. Особливо яскрава тенденція до зростання виявлена стосовно вмісту завислих речовин. Якщо в 1991 р. середній річний вміст завислих речовин становив менше 1 мг/дм³, то в 2005 р. аналогічний показник зріс до 10 мг/дм³. Синхронне зростання зазначених показників може бути зумовлено збільшенням вмісту завислих речовин за рахунок органічної складової.

Розширений перелік фізико-хімічних характеристик води р. Рось, інтервали коливань їхніх значень, усереднені за роками величини цих значень за період 1995–2006 рр. включно, наведено в табл. 2.6 [7].

Таблиця 2.6. Хімічний склад води р. Рось і його динаміка протягом 1995–2006 рр.
(за розширеним переліком показників)

Показник	Роки											
	1995	1996	1997	1998	1999	2000	2001	2002	2003	2004	2005	2006
Температура, °C	13 22-0	7 20-0	8 23-0	10 24-0	9 28-0	12 22-0	11 27-0	11 27-0	7 17-0	10 28-0	12 25-0	11 27-0
Завислі речовини, мг/лм³	5 10-1	21 230-0	4 26-0	9 49-1	12 97-1	10 56-0	8 55-0	11 74-1	9 17-1	11 53-0	13 47-2	12 30-2
pH	7,9 8,3-7,6	8,1 8,6-7,5	7,4 7,7-6,8	7,5 8,0-6,9	8,2 8,7-7,1	8,0 8,5-6,8	8,3 8,9-7,8	7,8 8,4-7,1	8,1 8,8-7,8	8,1 8,5-7,5	8,1 8,9-7,6	8,1 8,9-7,7
Кисень, мг/лм³	10,9 15,3-4,2	11,9 16,6-7,7	10,4 16,2-6,3	9,8 16,0-2,6	9,6 15,3-6,4	11,5 19,2-7,4	9,6 16,0-3,8	9,1 14,4-5,2	9,8 11,5-7,7	10,3 14,4-6,4	10,4 15,7-5,1	10,2 14,1-6,4
Діоксид вуглецю, мг/лм³	7,9 29,9-0,9	8,6 14,8-4,8	7,6 16,7-0	5,1 7,9-2,2	6,1 13,2-2,4	7,3 11,0-3,6	8,7 22,9-0	7,1 29,0-0	11,2 15,8-7,9	7,9 11,0-0	9,5 21,1-0	9,5 18,5-4,4
Гідрокарбонатні іони, мг/лм³	292 367-205	301 398-188	307 439-183	295 427-198	344 436-252	313 443-224	332 410-260	331 425-268	264 312-217	319 421-220	294 398-223	293 411-197
Сульфатні іони, мг/лм³	39 69-70	49 98-6	43 87-17	28 55-9	15 121-5	10 16-7	16 33-6	20 27-9	33 37-29	30 44-18	28 37-22	29 42-17
Хлоридні іони, мг/лм³	40 80-25	30 46-16	34 66-25	31 44-21	33 43-24	29 40-25	32 41-26	35 43-28	33 38-29	31 39-22	28 56-16	26 38-16
Кальцій, мг/лм³	58 85-43	64 95-14	69 103-47	68 93-57	66 99-37	59 76-45	65 84-48	62 91-42	54 65-41	67 94-46	62 92-37	65 96-43
Магній, мг/лм³	27 39-12	25 68-8	23 34-12	17 35-7	21 36-8	26 75-15	27 37-18	25 40-9	25 32-16	27 1-18	24 30-14	22 33-11
Натрій, мг/лм³	35 65-23	35 58-21	32 50-26	28 37-22	29 42-20	30 39-24	35 70-25	35 62-22	31 38-22	28 40-16	32 41-20	29 41-18
Калій, мг/лм³	6,7 9,0-3,0	6,5 14,0-2,5	5,9 8,0-1,0	6,2 9,0-5,0	6,1 9,0-4,0	6,1 8,0-5,0	6,4 14,0-4,0	6,2 9,0-3,5	5,9 8,0-4,5	6,5 8,5-2,8	6,8 9,5-5,0	6,0 9,0-3,5
Сума іонів, мг/лм³	449 595-398	503 709-342	514 719-382	473 642-365	513 630-391	475 630-371	513 608-418	513 655-419	446 503-395	584 3318-370	474 616-379	470 601-338
Твердість, ммоль-екв/лм³	5,1 6,2-4,0	5,2 7,3-3,3	5,3 7,9-3,8	4,8 6,3-3,7	5,0 6,0-3,8	5,1 8,8-4,1	5,5 6,3-4,0	5,2 7,0-3,6	4,8 5,5-3,8	5,6 7,2-3,8	5,0 6,8-3,8	5,0 6,9-3,7

Продовження табл. 2.6.

Показник	Роки											
	1995	1996	1997	1998	1999	2000	2001	2002	2003	2004	2005	2006
NH_4^+ , мгN/дм ³	$\frac{0,61}{2,92-0,07}$	$\frac{0,33}{0,98-0,03}$	$\frac{0,15}{0,390,02}$	$\frac{0,16}{0,61-0,06}$	$\frac{0,14}{0,46-0,03}$	$\frac{0,16}{0,84-0,01}$	$\frac{0,16}{0,63-0,03}$	$\frac{0,18}{0,37-0,01}$	$\frac{0,17}{0,30-0,10}$	$\frac{0,20}{0,68-0,06}$	$\frac{0,23}{0,94-0,03}$	$\frac{0,32}{0,82-0,10}$
NO_2^- , мгN/дм ³	$\frac{0,03}{0,12-0,01}$	$\frac{0,02}{0,08-0,01}$	$\frac{0,02}{0,21-0}$	$\frac{0,02}{0,08-0}$	$\frac{0,02}{0,10-0}$	$\frac{0,03}{0,10-0}$	$\frac{0,03}{0,37-0,01}$	$\frac{0,02}{0,09-0}$	$\frac{0,02}{0,04-0,01}$	$\frac{0,02}{0,04-0}$	$\frac{0,02}{0,05-0}$	$\frac{0,02}{0,07-0,01}$
NO_3^- , мгN/дм ³	$\frac{0,11}{0,34-0,02}$	$\frac{0,17}{0,50-0,01}$	$\frac{0,15}{0,49-0,02}$	$\frac{0,12}{0,27-0,01}$	$\frac{0,11}{0,48-0,01}$	$\frac{0,26}{0,74-0,10}$	$\frac{0,20}{0,38-0,03}$	$\frac{0,17}{0,35-0,05}$	$\frac{0,16}{0,21-0,10}$	$\frac{0,18}{0,36-0,04}$	$\frac{0,16}{0,31-0,03}$	$\frac{0,18}{0,36-0,01}$
$\text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^- + \text{NO}_3^-$, мгN/дм ³	$\frac{0,75}{3,06-0,19}$	$\frac{0,53}{1,53-0,13}$	$\frac{0,33}{0,87-0,04}$	$\frac{0,30}{0,86-0,11}$	$\frac{0,28}{0,85-0,09}$	$\frac{0,45}{1,06-0,21}$	$\frac{0,39}{0,99-0,20}$	$\frac{0,37}{0,56-0,13}$	$\frac{0,35}{0,53-0,21}$	$\frac{0,40}{0,90-0,18}$	$\frac{0,41}{1,30-0,06}$	$\frac{0,52}{1,25-0,12}$
Фосфати, мгP/дм ³	$\frac{0,18}{0,56-0,02}$	$\frac{0,13}{0,31-0,04}$	$\frac{0,19}{0,63-0}$	$\frac{0,19}{0,71-0,01}$	$\frac{0,19}{0,70-0,03}$	$\frac{0,22}{1,12-0,01}$	$\frac{0,17}{0,60-0,01}$	$\frac{0,15}{0,46-0,02}$	$\frac{0,14}{0,23-0,08}$	$\frac{0,13}{0,31-0,02}$	$\frac{0,15}{0,54-0,06}$	$\frac{0,15}{0,45-0,03}$
Фосфор заг., мгP/дм ³	$\frac{0,33}{0,97-0,04}$	$\frac{0,28}{0,47-0,09}$	$\frac{0,32}{0,91-0,01}$	$\frac{0,30}{0,91-0,05}$	$\frac{0,31}{0,84-0,05}$	$\frac{0,34}{1,29-0,02}$	$\frac{0,31}{0,97-0,07}$	$\frac{0,36}{1,00-0,07}$	$\frac{0,26}{0,46-0,13}$	$\frac{0,31}{0,64-0,09}$	$\frac{0,29}{0,87-0,09}$	$\frac{0,28}{0,75-0,09}$
Силіцій заг., мг/дм ³	$\frac{3,7}{6,7-0,7}$	$\frac{5,6}{7,8-3,0}$	$\frac{4,6}{8,2-0,5}$	$\frac{4,5}{8,2-1,2}$	$\frac{4,5}{7,5-0,7}$	$\frac{5,7}{8,0-1,3}$	$\frac{4,9}{8,6-1,5}$	$\frac{4,4}{7,3-0,6}$	$\frac{5,7}{6,2-5,2}$	$\frac{5,8}{25,0-0,7}$	$\frac{5,3}{9,3-0,8}$	$\frac{7,3}{12,5-3,2}$
Залізо заг., мг/дм ³	$\frac{0,25}{0,77-0,06}$	$\frac{0,65}{4,99-0,01}$	$\frac{0,28}{1,73-0,01}$	$\frac{0,12}{1,26-0,01}$	$\frac{0,08}{0,20-0,01}$	$\frac{0,11}{0,34-0,01}$	$\frac{0,13}{0,46-0,03}$	$\frac{0,16}{0,82-0,03}$	$\frac{0,05}{0,09-0,02}$	$\frac{0,11}{0,69-0,02}$	$\frac{0,13}{0,38-0,01}$	$\frac{0,17}{0,89-0,03}$
Мідь, мкг/дм ³	$\frac{3,4}{19,0-1,2}$	$\frac{2,6}{6,8-0,4}$	$\frac{3,7}{25,0-0}$	$\frac{7,0}{25,2-0}$	$\frac{3,5}{30,4-0,4}$	$\frac{2,1}{6,4-0,40}$	$\frac{2,1}{4,0-0,4}$	$\frac{1,2}{3,2-0}$	$\frac{0,5}{0,8-0}$	$\frac{1,3}{4,0-0}$	$\frac{1,2}{6,0-0}$	$\frac{1,2}{8,4-0}$
Манган, мкг/дм ³	$\frac{5,5}{24,2-4}$	$\frac{5,3}{371-0}$	$\frac{7,3}{371-0}$	$\frac{19}{51-4}$	$\frac{17}{63-4}$	$\frac{14}{45-1}$	$\frac{27}{76-7}$	$\frac{31}{132-8}$	$\frac{15}{26-4}$	$\frac{21}{42-3}$	$\frac{26}{124-6}$	$\frac{32}{93-7}$
Цинк, мкг/дм ³	$\frac{6,9}{19,9-1,7}$	$\frac{2,5}{54-5}$	$\frac{4,8}{359-4}$	$\frac{2,4}{57-1}$	$\frac{2,9}{89-1}$	$\frac{4,0}{160-5}$	$\frac{4,3}{187-11}$	$\frac{4,4}{155-1}$	$\frac{11}{30-0}$	$\frac{17}{51-3}$	$\frac{19}{163-0}$	$\frac{16}{85-4}$
Хром (VI), мкг/дм ³	$\frac{11,9}{84,0-3,0}$	$\frac{10}{31-2}$	$\frac{8,5}{27,1-1,4}$	$\frac{5,9}{19,4-0}$	$\frac{7,8}{48,6-0}$	$\frac{8,3}{14,6-4,1}$	$\frac{7,7}{16,3-1,9}$	$\frac{7,0}{13,7-3,0}$	$\frac{7,3}{10,7-4,8}$	$\frac{8,0}{14,4-1,5}$	$\frac{11,0}{25,2-4,4}$	$\frac{9,9}{27,8-2,2}$

Закінчення табл. 2.6.

Показник	Роки											
	1995	1996	1997	1998	1999	2000	2001	2002	2003	2004	2005	2006
ПО, мгО/дм ³	–	–	$\frac{6,0}{9,3-2,6}$	$\frac{6,5}{9,6-3,7}$	$\frac{5,7}{10,3-2,1}$	$\frac{7,1}{10,5-5,2}$	$\frac{6,6}{9,6-2,2}$	$\frac{6,6}{10,6-2,1}$	$\frac{7,7}{9,0-6,4}$	$\frac{7,0}{10,6-4,3}$	$\frac{6,1}{10,0-2,4}$	$\frac{6,3}{10,6-3,3}$
ХСК, мгО/дм ³	$\frac{29}{75-10}$	$\frac{30}{51-14}$	$\frac{29}{36-25}$	–	$\frac{28}{65-8}$	$\frac{30}{50-5}$	$\frac{35}{66-14}$	$\frac{25}{47-10}$	$\frac{34}{55-21}$	$\frac{34}{62-15}$	–	–
БСК ₅ , мгО ₂ /дм ₃	$\frac{3,7}{9,6-2,0}$	$\frac{4,9}{9,3-1,0}$	$\frac{5,0}{9,3-2,2}$	$\frac{3,2}{8,6-0,6}$	$\frac{3,3}{8,6-0,6}$	$\frac{2,8}{6,4-1,0}$	$\frac{2,6}{8,0-0,3}$	$\frac{2,3}{3,8-0,6}$	$\frac{1,6}{3,8-0,6}$	$\frac{2,2}{4,5-0,3}$	$\frac{2,5}{4,7-0,6}$	$\frac{2,3}{4,2-1,0}$
Феноли, мг/дм ³	$\frac{0,003}{0,008-0}$	$\frac{0,0015}{0,004-0}$	$\frac{0,002}{0,005-0,001}$	$\frac{0,005}{0,014-0,001}$	$\frac{0,004}{0,011-0,001}$	$\frac{0,002}{0,01-0}$	$\frac{0,0004}{0,01-0}$	$\frac{0,003}{0,06-0}$	$\frac{0,0013}{0,01-0}$	$\frac{0,0016}{0,004-0,001}$	$\frac{0,0004}{0,004-0}$	$\frac{0,001}{0,009-0}$
Нафтопродукти, мг/дм ³	$\frac{0,11}{0,92-0}$	$\frac{0,24}{1,0-0,02}$	$\frac{0,15}{0,53-0,04}$	$\frac{0,31}{1,20-0,01}$	–	$\frac{0,07}{0,65-0}$	–	$\frac{0,03}{0,99-0}$	$\frac{0,004}{0,01-0}$	$\frac{0,01^*}{\text{II}}$	$\frac{0,01}{0,10-0}$	$\frac{0,018}{0,040-0}$
СПАР, мг/дм ³	$\frac{0,04}{0,16-0}$	$\frac{0,02}{0,32-0}$	–	$\frac{0,03}{0,06-0}$	$\frac{0,03}{0,12-0}$	–	$\frac{0,06}{0,13-0}$	–	–	–	$\frac{0,01}{0,05-0}$	$\frac{0,037}{1,0-0}$
Піп'-ДДЕ, мг/дм ³	0	$\frac{0,001}{0,007-0}$	$\frac{0,002}{0,02-0}$	0	0	0	0	$\frac{0,010}{0,07-0}$	0	$\frac{0,0003}{0,003-0}$	$\frac{0,0002}{0,0004-0}$	$\frac{0,009}{0,14-0}$
ДДТ, мкг/дм ³	–	–	$\frac{0,0002}{0,005-0}$	–	0	$\frac{0,0004}{0,007-0}$	0	0	0	0	–	–
Альфа-ГХЦГ, мкг/дм ³	0	0	$\frac{0,0001}{0,001-0}$	$\frac{0,0001}{0,001-0}$	0	$\frac{0,0004}{0,002-0}$	0	0	0	$\frac{0,0004}{0,004-0}$	0	$\frac{0,0002}{0,004-0}$
Гама-ГХЦГ, мкг/дм ³	0	$\frac{0,003}{0,02-0}$	$\frac{0,001}{0,004-0}$	$\frac{0,001}{0,003-0}$	–	0	–	0	0	$\frac{0,0001}{0,001-0}$	0	0
Кольоровість, градуси	$\frac{20}{31-14}$	$\frac{18}{68-16}$	$\frac{18}{27-4}$	$\frac{16}{24-9}$	$\frac{18}{33-10}$	$\frac{17}{27-12}$	$\frac{20}{38-13}$	$\frac{20}{39-10}$	$\frac{25}{38-15}$	$\frac{18}{44-6}$	$\frac{20}{33-3}$	$\frac{17}{28-9}$
Прозорість, (см, шрифту)	$\frac{25}{25-21}$	$\frac{22}{25-12}$	$\frac{25}{25-23}$	$\frac{25}{25-24}$	$\frac{25}{25-24}$	$\frac{25^*}{1-XII}$	$\frac{25^*}{1-XII}$	$\frac{25}{25-24}$	$\frac{25^*}{IX-XII}$	$\frac{25^*}{I-XII}$	$\frac{25}{25-23}$	$\frac{25}{25-23}$

Примітка: Чисельник: середнє, знаменник: макс.–мін.; Цифра 0 – вміст інгредієнта меншого за межу визначення; Прочерк – інгредієнт не визначався; * – одне або декілька визначень, далі практично однаковий результат.

2.4. Польові гідрохімічні роботи на Богуславському гідролого- гідрохімічному стаціонарі

Навчальна польова гідрохімічна практика студентів кафедри гідрології та гідроекології проводиться після закінчення ними другого року навчання, як правило, у червні–липні кожного поточного року. Основним об'єктом польових гідрохімічних досліджень є р. Рось.

Під час практики вивчається, аналізується і порівнюється хімічний склад і низка інших властивостей природних вод: річкових, підземних, інфільтраційних, атмосферних опадів, водопровідної води тощо.

При цьому найбільша увага приділяється вивченню фізичних і хімічних характеристик досліджуваних вод, які відзначаються високою просторово-часовою мінливістю, тобто так званих "нестійких" фізико-хімічних показників і компонентів. До них належать насамперед прозорість і кольоровість води, її органолептичні й кислотно-основні властивості, вміст розчинених газів (кисню, діоксиду вуглецю, сірководню тощо), концентрації деяких головних іонів, наприклад карбонатних і гідрокарбонатних, іонів кальцію і магнію. Важливе значення має вивчення біогенних речовин (сольового амонію, інших азотовмісних сполук, органічних речовин тощо), тобто речовин, які беруть участь чи утворюються в біохімічних і мікробіологічних процесах, що відбуваються у природному водному середовищі й значною мірою визначають санітарний і загальний екологічний стан водного об'єкта.

У зв'язку із цим, для отримання надійної й репрезентативної гідрохімічної інформації під час проходження практики всі хіміко-аналітичні роботи чи окремі їхні етапи виконуються одразу ж після відбору проб поблизу досліджуваного водного об'єкта або в умовах напівстаціонарної гідрохімічної лабораторії. Така лабораторія на початку практики протягом 1–2 днів облаштовується в спеціалізованому приміщенні Богуславської польової гідрометеорологічної

бази УкрНДГМІ і обладнується необхідними для всіх видів робіт хімічними реагентами, робочими розчинами цих реагентів, хімічним посудом і вимірювальним устаткуванням.

Дослідження фізико-хімічних властивостей і хімічного складу води р. Рось. Зазначений вид робіт є першим етапом польової гідрохімічної практики. Гідрохімічні роботи виконуються у створі стаціонарного гідрологічного поста. Відбір проб поверхневих вод річки здійснюється з допомогою човна на трьох вертикалях, розміщених поблизу лівого і правого берегів на відстані 4–5 м від урізу води, а також на стрижні водного потоку, ширина якого в місці робіт досягає 60–65 м. Проби води відбирають з глибини 30–50 см від поверхні річки в поліетиленові посудини об'ємом 1 дм³. На кожній точці відбору досліджуваною водою заповнюють три таких посудини, тобто загальний об'єм однієї проби має становити 3 дм³. На місці відбору проб і одразу після нього визначають фізичні властивості води та величину рН за методиками, викладеними в п. 3.2 і 3.3 даного посібника, консервують розчинений кисень (п. 3.4.1) і титриметричним методом визначають розчинений вуглекислий газ (п. 3.4.2). Після цього відібрані проби води транспортують до облаштованої раніше напівстаціонарної гідрохімічної лабораторії й завершують визначення інших компонентів хімічного складу річкової води за переліком і методиками того чи іншого аналізу, детально описаними в п. 3.4.1, 3.5 і 3.6 та 3.7.1–3.7.8.

Після виконання необхідних розрахунків отримані хіміко-аналітичні дані оформляють у вигляді блока, який об'єднує три таблиці: фізичні й кислотно-основні властивості води р. Рось; вміст у ній розчинених газів, біогенних і органічних речовин; вміст головних іонів, сухий залишок і мінералізація води.

Таблиці складаються згідно з вимогами, викладеними на початку п. 3.8 даного посібника. Опис та інтерпретація фізичних властивостей і значення рН досліджених вод здійснюється за методиками, наведеними в п. 3.2 і 3.3. У табличному вигляді для класифікації води за величиною рН зручно також застосувати форму, подану в дод. 3.

Для характеристики жорсткості води р. Рось за системами, прийнятими в різних країнах, використовують інформацію, подану в цьому ж додатку і складають відповідну таблицю.

Мінералізацію досліджених вод оцінюють за сухим залишком і сумою аніонів і катіонів так, як описано у п. 3.8. Після цього порівнюють отриману величину з її градаціями класифікацій різних авторів, наведених у дод. 2 і 3.

Для наочного відображення хімічного складу води річки розраховують і складають формулу Курлова. Здійснюють також класифікацію досліджених вод за О. О. Алексініним (див. п. 3.8 і дод. 3). Завершальна стадія цього етапу польових досліджень полягає в порівнянні отриманих гіdroхімічних показників (вмісту головних іонів і мінералізації води р. Рось) з аналогічними характеристиками інших водних об'єктів України (дод. 4) і в інтерпретації кількісних співвідношень між ними з урахуванням особливостей формування природних вод у різних регіонах.

Обчислення іонного стоку р. Рось у даному створі. Як було відзначено вище (див. п. 3.8), іонний стік – це кількість розчинених хімічних речовин (головних іонів), яка виноситься певним об'ємом річкових вод за деякий проміжок часу. Для виконання такого розрахунку використовуються значення концентрацій головних іонів, отримані при аналізі загального хімічного складу води р. Рось на першому етапі польових гіdroхімічних робіт, а також дворазові виміри рівнів води протягом доби на згаданому вище стаціонарному гіdroлогічному посту пальового типу. За усередненим значенням виміряних рівнів визначається витрата води, величина якої знімається із середньої багаторічної кривої витрат води річки на даному посту, побудованої за результатами багаторічних натурних спостережень працівниками Богуславської польової гіdroметеорологічної бази УкрНДГМІ (рис. 2.1). З допомогою цієї кривої визначається середня добова витрата річки на час проведення хіміко-аналітичних робіт (відбору проб води і визначення в них вмісту головних іонів).

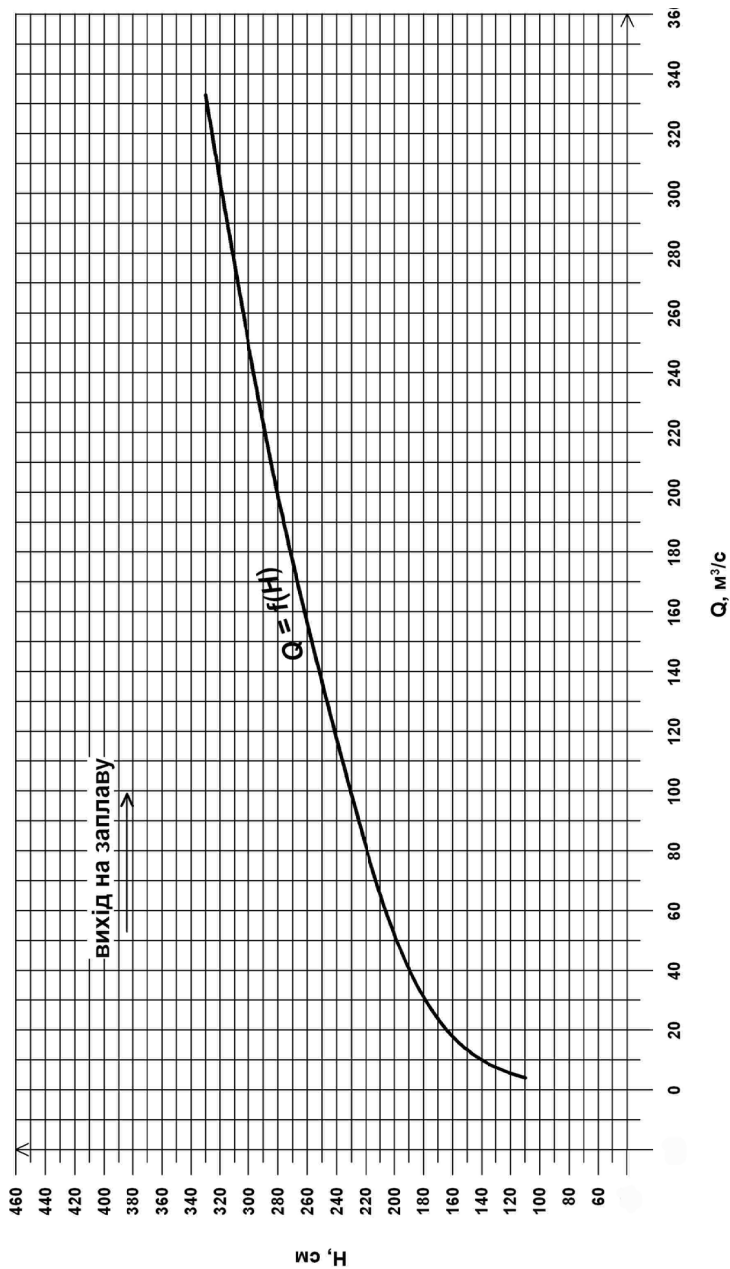


Рис. 2.1. Усереднена багаторічна крива витрат р. Рось – м. Богуслав

Добовий стік кожного з головних іонів обраховується за рівнянням, наведеним у п. 3.8. Отримані результати наводять у вигляді таблиці, в якій вказують дату виконання відповідних робіт, експериментально виміряні рівні води (H , см), концентрації кожного з головних іонів (C , мг/дм³), зняті з кривої витрати води (Q , м³/с), об'єм водного стоку за добу (W , м³). Одержані дані використовують для порівняльної характеристики стоку окремих хімічних компонентів, кількісних співвідношень між ними та загальної оцінки особливостей його формування.

Дослідження хімічного складу природних вод різних типів.

Основним завданням цього виду гіdroхімічних робіт є вивчення і порівняльна характеристика сольового складу природних вод різного походження в районі проведення навчальної польової практики за вмістом і співвідношеннями головних іонів у поверхневих водах (вода р. Рось, яка забирається Богуславською водопровідною станцією до і після її очищення та надходження до водопровідної мережі міста); підземних водах першого від поверхні водоносного горизонту, розкритих шахтними колодязями, які використовуються для питних та інших господарських потреб місцевим населенням, а також в атмосферних опадах та інфільтраційних водах, відібраних на спеціальних фільтраційних майданчиках при випадінні дощу.

Проби води об'ємом 1–2 дм³ відбираються з р. Рось поблизу водозабору водопровідної станції, з водопровідної мережі в районі гідролого-гіdroхімічного стаціонару і чотирьох шахтних колодязів у різних місцях зони розвантаження ґрунтових вод. Колодязь № 1 розміщений на території стаціонару, глибина колодязя від денної поверхні до дзеркала ґрунтових вод близько 4,5 м, відстань до р. Рось – 400 м. Колодязь № 2 на вул. Мисайлівській, 133 має глибину 15 м, відстань до річки – 250 м. Колодязь № 3 на вул. 1-го Травня, 27-а має глибину 2 м, відстань до врізу води на лівому березі річки не перевищує 150 м. Колодязь № 4, глибина якого 7,0 м, розміщений в центрі міста на вул. Миколаївській, 19, на відстані 200 м від правого берега річки.

Відібрані проби води аналізуються в день їхнього відбору на вміст головних іонів за методиками, наведеними в п. 3.7.1–3.7.8. Отримані результати подаються в табличному вигляді. У таблиці вказується дата відбору проб, порядок і найменування досліджених водних об'єктів, результати визначення вмісту (концентрацій) головних іонів у кожному з них у ваговій (мг/дм^3) і еквівалентній (мг-екв/дм^3 або ммоль/дм^3) формах. Далі для досліджених вод розраховується формула Курлова (див. п. 3.8) і подається їхня класифікація за О.О. Алексіним (див. п. 3.8 і дод. 3). На завершальній стадії роботи здійснюється порівняльна характеристика вивчених водних об'єктів і розглядаються можливі причини відмінностей і особливостей їхнього хімічного складу.

Для орієнтовної оцінки потенційного забруднення досліджених колодязних вод органічною речовиною визначається їхня перманганатна окиснюваність (див. п. 3.6). Якість таких вод за даним показником оцінюють за значенням відповідної ГДК, зіставляючи його зі знайденою величиною ПО у воді р. Рось до і після очищення на водопровідній станції міста.

Гідрохімічна зйомка ділянки р. Рось. Під терміном *гідрохімічна зйомка* розуміють стисле в часі разове обстеження водотоку чи водойми або їхніх чітко визначених ділянок чи частин з метою отримання оперативної інформації про хімічний склад і якість їхніх вод, загальний екологічний стан водотоку на час обстеження, виявлення реальних чи потенційних джерел забруднення води, оцінки можливих масштабів такого забруднення та його наслідків для водних екосистем. Така інформація необхідна для розробки планів і конкретних заходів з організації регулярного чи цільового гідрохімічного, гідробіологічного, водогосподарського моніторингу то-го чи іншого водного об'єкта.

При проведенні польової гідрохімічної практики здійснюється гідрохімічна зйомка ділянки р. Рось у межах м. Богуслав на відтинку річки від водозабору водопровідної станції міста до автодорожнього моста, розміщеного на його південно-східній околиці. Проби води на хімічний аналіз за типовими гідрохімічними показниками відбираються з берега річки на відстані 1–2,0 м від урізу води на 10 створах. Перелік, найменування і розміщення точок відбору проб води наведено в табл. 2.7 і на рис. 2.2.

**Таблиця 2.7. Перелік і опис пунктів відбору проб води
при проведенні гідрохімічної зйомки ділянки річки Рось
(у межах м. Богуслав)**

	Назва пункту	Розміщення пункту
1*	Водозабір Богуславської водопровідної станції	Лівий берег, вище гідрологічного поста
2	Гідрологічний пост на р. Рось	Лівий берег річки
3	Вул. 1-го Травня, пляж № 3	Лівий берег, 50 м нижче пляжу
4	Суконна фабрика, дільниця № 1	Лівий берег, 100 м нижче фабрики
5	Станція перекачування стічних вод	Лівий берег, 50 м нижче станції, вище гирла р. Богуславка
6	Гребля Богуславського водосховища	Середина греблі
7	Дериваційний канал	Правий берег, 30 м нижче входу в канал
8	Дериваційний канал	Правий берег, гирло каналу
9	Пішохідний міст	Правий берег, у районі моста
10	Автодорожній міст	Правий берег, у районі моста

Примітка. 1* – номер пункту відбору проб води див. рис. 2.2.

У зв'язку з великим обсягом робіт, які необхідно виконати при подібному дослідженні, і стислими строками їхнього здійснення хіміко-аналітичні роботи виконуються за скороченою програмою (табл. 2.8).

При гідрохімічній зйомці здійснюється також огляд і опис ділянок річки на вибраних пунктах спостережень.

Хіміко-аналітичні роботи як безпосередньо на місці відбору проби води (*in situ*), так і в умовах напівстаціонарної гідрохімічної лабораторії виконують за методиками, наведеними в розд. 3 даного посібника. Отримані результати подають у вигляді відповідних таблиць, аналізують та інтерпретують при написанні проміжних і заключного звіту про виконані гідрохімічні дослідження.

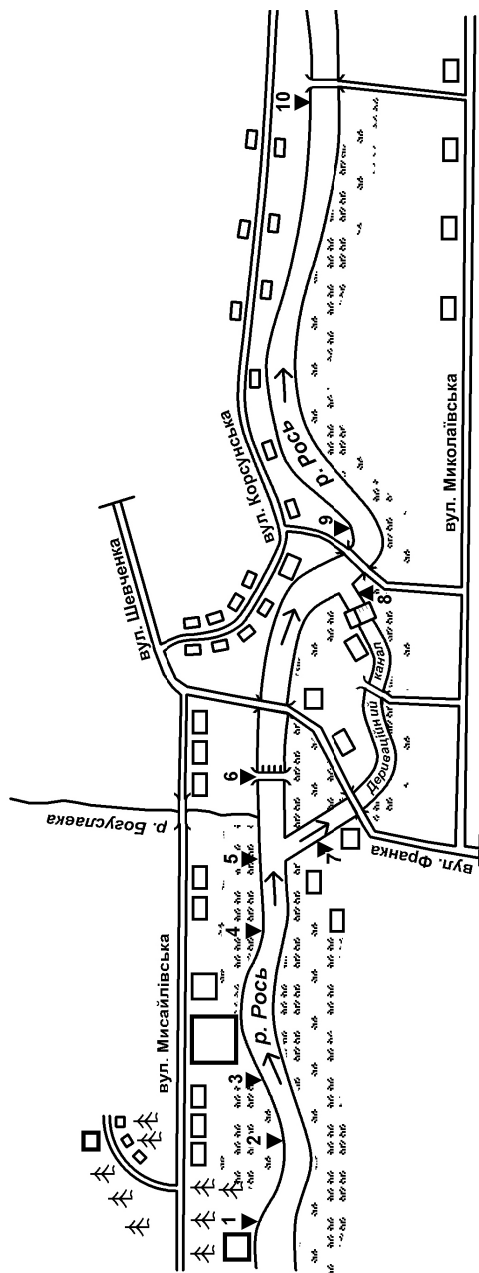


Рис. 2.2. Картосхема розташування точок відбору проб води при гідрохімічній зйомці, р. Рось у районі м. Богуслав (див. табл. 2.7)

Таблиця 2.8. Скорочена програма й умови визначення фізико-хімічних і хімічних характеристик води річки Рось при проведенні гідрохімічної зйомки

Визначення загальних показників якості води				
Показник	Принцип методики, умови визначення	Розмірність	Нижня межа визначення	Необхідний об'єм води, см ³
Температура	Термометр з поділками 0,1 або 0,5 ⁰	⁰ С	—	—
Кольоровість	Візуальне порівняння інтенсивності забарвлення профільтрованої води з розчинами стандартної шкали	Градуси кольоровості хлор-платинової або кобальтобіхроматної шкали	5,0	100
Прозорість	А. Білу стандартну дощечку 20 x 20 см ² занурюють у воду на тросі й визначають довжину троса, коли дощечка перестане бути видимою. Б. Циліндр з плоским дном ставлять на білий папірець зі стандартним чорним шрифтом і наливають пробу води, поки шрифт перестане бути помітним	Довжина троса, см Висота стовпа води в циліндрі, см	— —	— ≤ 500
Органолептичні властивості	А. Смак. Основні категорії: солоний, солодкий, гіркий, кислий Б. Запах. Визначають за п'ятибальною шкалою: 0 – без запаху, I – дуже слабкий, II – слабкий, III – помітний, IV – виразний, V – дуже сильний	— —	— —	— —
Іони водню і гідроксильні іони, рН	А. Потенціометричний метод. Вимірюють на рН-метрі (іономірі) зі скляним індикаторним електродом Б. Порівнюють візуально забарвлення проби води, до якої доданий певний килотно-основний індикатор із забарвленням стандартних розчинів з відомим рН, до яких доданий той же індикатор	рН рН	— —	20–30 10

Продовження табл. 2.8.

Показник	Принцип методики, умови визначення	Розмірність	Нижня межа визначення	Необхідний об'єм води, см ³
Хлориди, Cl ⁻	Аргентометричне визначення. Пробу води титрують 0,05 моль/дм ³ розчином AgNO ₃ у присутності індикатора, кількох крапель розчину K ₂ CrO ₄	мг/дм ³	5	≤ 100
Сульфати, SO ₄ ²⁻	А. Гравіметричне визначення. Осаджують BaSO ₄ надлишком розчину BaCl ₂ , висушують осад і зважують його масу Б. Турбідиметричне визначення. Отримують суспензію BaSO ₄ , додаючи до проби води суміш 5 % BaCl ₂ + гліколь + етанол (1 : 3 : 3) при рН ≈ 3. Оптичну густину суспензії оцінюють за стандартною шкалою	мг/дм ³ мг/дм ³	30–40 1	≤ 250 5,0
Твердість (жорсткість) води	А. Карбонатна (тимчасова) твердість – див. п. 3.7.4. Б. Загальна твердість (Са + Mg). Пробу води титрують 0,02 моль-екв/дм ³ розчином комплексону III при рН ≈ 10 у присутності індикатора еріохромчорного Т. В. Некарбонатна (постійна) твердість = Б–А	ммоль-екв/дм ³ , ммоль-екв/дм ³ –	1 0,5 –	10–100 100 –

Продовження табл. 2.8

Показник	Принцип методики, умови визначення	Розмірність	Нижня межа визначення	Необхідний об'єм води, см ³
Кальцій, Ca ²⁺	Титриметричне визначення. Пробу води титрують 0,02 моль-екв/дм ³ розчином комплексону III при рН ≈ 12–13 у присутності змішаного індикатора (мурексид + нафтоловий зелений Б)	мг/дм ³ , ммоль-екв/дм ³	0,5	25–100
Магній, Mg ²⁺	А. Пряме комплексометричне титрування. Титрують кальцій, як указано в п. 13. Додають розчин НСІ до рН = 7–8, бромну воду для руйнування змішаного індикатора і титрують магній розчином комплексону III в присутності індикатора еріохромчорний Т. Б. Вміст магнію розраховують як різницю між загальною твердістю та вмістом кальцію	мг/дм ³ , ммоль-екв/дм ³ мг/дм ³ , ммоль-екв/дм ³	0,5 —	100 —
Натрій і калій, Na ⁺ + K ⁺	Розрахунок за балансом еквівалентів головних іонів: (ммоль-екв Na ⁺ + K ⁺) = (ммоль-екв HCO ₃ ⁻ + Cl ⁻ + SO ₄ ²⁻ + CO ₃ ²⁻) – (ммоль-екв Ca ²⁺ + Mg ²⁺)	мг/дм ³ , ммоль-екв/дм ³	—	—
Нітриди, NO ₂	Визначення з реактивом Грісса за стандартною шкалою у вигляді інтенсивно забарвленого азобарвника	мгN/дм ³	0,01	≤ 25
Іони амонію, і NH ₄ ⁺	Визначення з реактивом Неслера за стандартною шкалою у вигляді колоїдного розчину	мгN/дм ³	0,05	50

Закінчення табл. 2.8.

Показник	Принцип методики, умови визначення	Розмірність	Нижня межа визначення	Необхідний об'єм води, см ³
Перманганат- на окиснюва- ність, ПО	Титриметричне визначення. Органічні сполуки, легкодос- тупні для гідробіонтів, окис- нюють надлишком 0,01 моль- екв/дм ³ розчину КМnO ₄ у сірчаноокислому середовищі при кип'ятінні протягом 10 хв. Для визначення залишку пер- манганату додають сухий KI і титрують йод, який виділив- ся, 0,01 моль-екв/дм ³ розчином тіосульфату натрію. Індикатор – крохмаль. За різницею між кількістю введеного та знайде- ного перманганату розрахову- ють його кількість, витрачену на окиснення органічних речо- вин і виражають у мгО/дм ³	мгО/дм ³	0,5	100
Біохімічне споживання кисню	Титриметричне визначення. Пробу води насичують киснем, збовтуючи протягом 1 хв і вста- новлюють рН 6–8 розчином HCl або NaOH. Розливають у три кисневі склянки. В одній із них визначають концентрацію розчиненого кисню відразу, у двох інших – після 5 діб інкуба- ції в щільно закритій склянці. БСК ₅ дорівнює різниці між кількістю кисню у свіжій пробі та у пробі після інкубації. За- лишкова концентрація кисню після інкубації має становити не менше 2 мг/дм ³	мгО ₂ /дм ³	0,5	500

Киснева зйомка Богуславського водосховища. У поверхневих водах вміст розчиненого кисню може змінюватись від 0 до 10 мг/дм³ і більше. Його величина вмісту і динаміка визначаються одночасним перебігом двох взаємопов'язаних, однак протилежно спрямованих процесів – надходження і споживання (див. п. 3.4.1). Швидкість споживання (витрати) кисню у водному середовищі зростає з підвищенням температури, збільшен-

ням кількості водної мікро- і макробіоти, процесів її розвитку і наступного розкладу, антропогенного забруднення води тощо.

У незабруднених водоймах і водотоках концентрація розчиненого кисню в поверхневих шарах води вища, ніж у придонних. Глибинна стратифікація залежить також від інтенсивності перемішування водних мас, швидкості й особливостей течії річки, витрат води, вітрових явищ.

У водних об'єктах, екологічний стан яких можна вважати задовільним, вміст розчиненого кисню в літній період становить, як правило, 8–10 мг/дм³. Гранично допустима концентрація цього важливого в санітарно-екологічному відношенні компонента хімічного складу води дорівнює 4,0 мг/дм³ (не менше).

Дослідження вмісту розчиненого кисню в поверхневих (0,2–0,5 м нижче поверхні річки) і в придонних (0,5 м – вище дна) шарах води Богуславського водосховища на Росі здійснюють на шести вертикалях у середній частині його акваторії, розташованих на шести окремих створах (один створ, одна вертикаль), які за нумерацією (від 1 до 6), місцезнаходженням і найменуванням повністю відповідають пунктам відбору проб при проведенні попереднього етапу робіт – гідрохімічної зйомки (див. рис. 2.2 і табл. 2.1).

Глибина водосховища коливається від 2,5 м (вертикаль 6) до 3,5 м (вертикалі 1, 3–5). Це дозволяє застосувати для відбору проб води з придонного шару найпростіший за конструкцією батометр-пляшку, закріплений на гідрометричній штанзі, що одночасно дає змогу виміряти глибину водної товщі на кожній вертикалі. Біля поверхні відбирають просту пробу води у звичайну поліетиленову посудину об'ємом до 1 дм³.

Проби води відбирають з допомогою човна типу "Прогрес", на якому може вільно розміститися 4–5 осіб, а також обладнання, необхідне для відбору проб і консервування розчиненого кисню (на човні відразу ж після відбору), індивідуальні рятувальні засоби (див. п. 3.9).

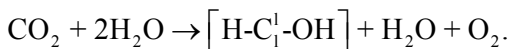
Зазначені роботи здійснюють у безвітряну чи маловітряну погоду бригадою з чотирьох виконавців із чітко визначеними для кожного обов'язками: доставка бригади на спостережну вертикаль і утримання човна в місці її розміщення протягом часу, необхідного для виконання роботи; вимірювання глибини водосховища на вертикалі й відбір проби води; консервування кисню за методом Вінклера з використанням кисневих склянок (див. п. 3.4.1); фіксування і запис необхідної в подальшому супровід-

ної інформації. Така інформація має включати номери створів/вертикалей і відповідних кисневих склянок, ширину водосховища у місці відбору проби (оцінюється візуально), характер і особливості акваторії й берегової ділянки в районі досліджень (наявність чи відсутність водної рослинності, житлова забудова берегів, інша господарська інфраструктура тощо).

Відібрані й законсервовані проби доставляють до польової гідрохімічної лабораторії й у той же день аналізують. Отримана інформація, включаючи дані про вміст розчиненого кисню в придонному і поверхневому шарах води на кожній з вертикалей, їхню глибину, дату і час відбору проби, погодні умови та інше (див. вище), зводиться в одну узагальнювальну таблицю. На її основі характеризують абсолютні величини знайдених концентрацій розчиненого кисню, їхнє співвідношення в придонному і поверхневому шарах води на кожній з вертикалей, просторовий розподіл на дослідженій ділянці водосховища, можливий вплив міської інфраструктури на його санітарний і загальний екологічний стан.

Дослідження добової динаміки вмісту кисню і вуглекислого газу у воді р. Рось. Розчинений кисень у поверхневих водах міститься у вигляді молекул O_2 . Його концентрація у водному середовищі поряд з абсорбцією з атмосфери значною мірою визначається життєдіяльністю (фотосинтезом) рослинних гідробіонтів.

Фотосинтез – це складний окисно-відновний процес, що поєднує фотохімічні реакції, які відбуваються у водному середовищі, з ферментативними за участі водяних організмів. Його кінцевим результатом є окиснення води з виділенням молекулярного кисню і відновлення вуглекислого газу. При цьому утворюються органічні вуглецевмісні сполуки, зокрема вуглеводи за такою схемою:



Необхідність наявності молекул води в лівій і правій частині цього рівняння доведена ізотопним аналізом кисню.

Як відомо, розчинність кисню як і будь-якого іншого газу в поверхневих природних водах залежить від температури води, атмосферного тиску і певною мірою мінералізації води водного об'єкта. Залежність розчинності кисню в демінералізованій воді від температури наведено в дод. 5. Розчинність кисню за нормального тиску (760 мм рт.ст.) називають *нормальною концентрацією*. При цьому насичення води, яке відповідає нормальній концентрації, прийнято

вважати 100 %. Тому концентрацію розчиненого кисню можна виразити не тільки в мг $O_2/\text{дм}^3$, а і у відсотках насичення, яке обчислюють за рівнянням

$$O_2 \% = \frac{C_x \cdot 100 \cdot 760}{C_o \cdot P},$$

де C_x – концентрація кисню, визначена експериментально, мг/дм³; C_o – нормальна концентрація за певної температури, значення якої наведені в дод. 5, мг/дм³; P – атмосферний тиск у момент проведення аналізу (консервації) кисню, мм рт.ст.

Фотосинтетичне продукування кисню відбувається у світловий час доби в поверхневому шарі водойми. Товщина цього шару залежить від прозорості води і може коливатися від десятків сантиметрів до декількох десятків метрів. За інтенсивного фотосинтезу, наприклад у хорошу сонячну погоду, під час "цвітіння" води в поверхневому шарі насиченість води киснем може суттєво перевищувати 100 %.

Коливання вмісту кисню у воді впродовж доби може досягати 2–3 мг/дм³. Найбільше насичення води киснем, особливо в безхмарну погоду, спостерігається близько 14–15, найменше о 4–6 год.

Насичення води киснем у природних умовах є дуже динамічним і високоінформативним гідрохімічним показником. Його величина і зміни в часі й просторі, поряд з абсолютними значеннями концентрацій розчиненого O_2 , є найважливішою ознакою благополуччя чи забруднення і деградації будь-якого водного об'єкта за загальним екологічним станом чи в санітарно-гігієнічному відношенні.

Розчинений вуглекислий газ (діоксид вуглецю), як і кисень, міститься у поверхневих природних водах переважно у вигляді молекул CO_2 . Близько 1–2 % цього газу у воді гідратується і утворює молекули малодисоційованої вугільної кислоти H_2CO_3 . Це помітно впливає на хімічну поведінку розчиненого CO_2 у водному середовищі. Так, наприклад, у вигляді іонів HCO_3^- і CO_3^{2-} він взаємодіє з катіонами Ca^{2+} і Mg^{2+} , завжди присутніми в природній воді (компоненти карбонатно-кальцієвої системи), і переходить у малорозчинні карбонати цих елементів, які потім осаджуються з водної фази. Цей процес не дає можливості досягнути 100 %-го насичення поверхневих природних вод вуглекислим газом, при якому його вміст міг би досягнути 0,04 моль/дм³ або при t^0 води, рівній 20 °С, близько 1500 мг/дм³ і знизити рН води до 3,7–3,8. Сприяють виве-

денню вуглекислого газу з води й інші процеси, в основному фотосинтез водної рослинності, на чому наголошувалося вище.

У зв'язку із цим вміст розчиненого CO_2 в незабруднених і мало-забруднених природних водах суходолу становить одиниці й перші десятки міліграмів на кубічний дециметр (мг/дм^3), відзначаючись найменшими величинами навесні та влітку (превалювання фотосинтетичної діяльності водної рослинності) і підвищеними значеннями взимку (унаслідок інтенсифікації процесів хімічного і біохімічного розкладу розчинених органічних речовин і решток відмерлих гідробіонтів). Безумовно, що розчинність вуглекислого газу і відповідно його концентрації в поверхневих природних водах залежать від температури. Так, наприклад, в інтервалі температур від 0 до 50–60 $^{\circ}\text{C}$ цей показник (для дистильованої води) зменшується майже в п'ять разів – від 3,51 до 0,74 г/дм^3 .

Засвоєння вуглекислого газу рослинами в процесі фотосинтезу, виділення при диханні рослин та інших гідробіонтів, надходження при розкладі органічних компонентів хімічного складу водних екосистем, інші процеси та явища зумовлюють високу мінливість його концентрацій у часі й на різних ділянках поверхневих водойм і водотоків.

Вміст і динаміка розчиненого вуглекислого газу, як і у випадку кисню, є важливим показником санітарного і загального екологічного стану водного об'єкта. Так, підвищені концентрації цього газу в поверхневих водах можуть свідчити про їхнє забруднення розчинними легкоокиснюваними органічними речовинами, превалювання відновлювальних процесів у водному середовищі, розвиток евтрофікації водойми тощо.

Дослідження вмісту розчиненого кисню та вуглекислого газу, їхньої добової динаміки у воді р. Рось здійснюють у районі стаціонарного гідрологічного поста. Проби води об'ємом 0,5–1,0 дм^3 із поверхневого шару річки (на глибині 20–30 см від водної поверхні) відбирають у ретельно вимиті герметичні посудини на відстані 2–3 м від урізу води через кожні три години, починаючи з 6 год ранку і закінчуючи 9 год вечора. Таким чином, відбирається шість проб. Безпосередньо перед їхнім відбором обов'язково вимірюється температура води і фіксується барометричний тиск.

Ураховуючи незначну відстань від зазначеного пункту спостережень до приміщення польової (напівстаціонарної) гідрохімічної лабораторії, час від моменту відбору проби води до її обробки й

аналізу не перевищує 5–7 хв. Таким чином, консервування розчиненого у воді річки кисню та його визначення, а також визначення вмісту розчиненого вуглекислого газу можна виконати в напівстаціонарних лабораторних умовах. Це спрощує в технічному відношенні всі аналітичні операції й поліпшує якість і надійність отримуваних результатів.

Консервування і визначення вмісту розчиненого кисню, розчиненого вуглекислого газу в річковій воді здійснюють за методиками, викладеними в п. 3.4.1 та 3.4.2 даного посібника. Після цього розраховують (як описано вище) насичення води киснем у момент відбору кожної із проб води.

Отримані результати зводять у таблицю, в якій указують нумерацію проб, час їхнього відбору, температуру води, атмосферний тиск, знайдені концентрації кисню і вуглекислого газу (мг/дм^3), насичення води киснем (%) відносно його нормальної концентрації.

При аналізі, оцінці й описі виконаної роботи відзначають абсолютні величини концентрацій розчиненого кисню і вуглекислого газу, інтервали їхніх коливань і середнє добове значення, кількісні співвідношення між вмістом кисню і вуглекислого газу, динаміку цих співвідношень протягом світлового часу доби. Аналізують зміни насичення води киснем і його взаємний зв'язок з абсолютними концентраціями цього газу. Установлюють наявність (відсутність) взаємного зв'язку між визначеними показниками, оскільки загалом вміст кисню і вуглекислого газу та їхнє надходження у воду визначається двома протилежними процесами – фотосинтезом і диханням водної рослинності. Наводяться й оцінюються можливі причини і явища (природні, антропогенні), які могли б обумовити кількісні значення досліджених показників, їхню динаміку і знайдені співвідношення.

Польові гідрохімічні роботи, перелік, засоби й умови виконання яких наведено вище, є складовою частиною комплексної гідролого-гідрохімічної практики, яка включає також низку гідрометричних досліджень і ознайомлення студентів з роботою комунальної системи водопостачання і водовідведення м. Богуслав. Тому після завершення всіх практичних робіт виконуються необхідні розрахунки та інтерпретуються отримані результати, які оформляються у вигляді спільного комплексного звіту. Приклад титульного листа та загальних положень змісту такого звіту представлено в дод. 6 і 7.

3. ВИЗНАЧЕННЯ ХІМІЧНОГО СКЛАДУ ПРИРОДНИХ ВОД

Оперативний контроль хімічного складу різних водних об'єктів суходолу є необхідною умовою розв'язання багатьох екологічних проблем, пов'язаних з виснаженням і забрудненням водних ресурсів. Основним джерелом інформації про хімічний склад та інші властивості природних вод, тенденції й закономірності їхніх змін у часі й просторі є хімічний аналіз вод. Його виконання потребує обґрунтованого і раціонального застосування найбільш ефективних хіміко-аналітичних методів, певного вміння у здійсненні практичних гідрохімічних операцій, починаючи від постановки й організації польових гідрохімічних робіт, відбору проб води та їхнього аналізу і закінчуючи відповідною обробкою та інтерпретацією отримуваних експериментальних даних.

3.1. Загальні положення

Гідрохімічні дослідження на водних об'єктах (річках, озерах, водосховищах, інших водоймах і водотоках) виконуються з метою встановлення хімічного складу їхніх вод, закономірностей його змін у часі та просторі, визначення характеру впливу антропогенних чинників на склад природних вод [5, 6, 7, 11].

Гідрохімічні спостереження поділяються на стаціонарні, експедиційні та спеціальні.

Пункти стаціонарних гідрохімічних спостережень призначені для отримання систематичної інформації про рівень забруднення водних об'єктів за фізичними, хімічними і гідробіологічними показниками.

Експедиційні гідрохімічні спостереження проводяться звичайно при потраплянні у водний об'єкт забруднювальних речовин шляхом залпових викидів. У такому випадку має бути організований оперативний виїзд на місце і виконання там необхідного комплексу робіт, спрямованих на виявлення причин виникнення надзвичайної ситуації.

Експедиційні спостереження можуть проводитись також, як попередній етап організації пункту стаціонарних спостережень.

Пункти спеціальних гідрохімічних спостережень організовуються на водоймах і водотоках відповідно до цільового призначення, особливо для науково-дослідних робіт.

Дослідження на Богуславському гідролого-гідрохімічному стаціонарі Київського національного університету імені Тараса Шевченка, створеному в 1981 р. кафедрою гідрології та гідрохімії (тепер кафедра гідрології та гідроекології) географічного факультету в районі польової експериментальної гідрологічної бази Українського науково-дослідного гідрометеорологічного інституту (УКрНДГМІ) слід класифікувати як спеціальні гідрохімічні спостереження.

У гідрохімічній практиці результати аналізу вод виражаються відповідно до їхнього типу: 1) головні іони при загальній мінералізації води більш ніж 1 г/л (г/дм^3) звичайно виражаються в проміле (‰) чи г/кг, менш ніж 1 г/л – у мг/л (мг/дм^3), оскільки за даних умов 1 л (1 дм^3) води практично дорівнює 1 кг; 2) розчинені гази (O_2 , CO_2 тощо) – кількістю міліграмів, розчинених в 1 л води (мг/л, мг/дм^3); 3) біогенні елементи (сполуки азоту, фосфору і силіцію) – кількістю міліграмів, які містяться в 1 л води (мг/л, мг/дм^3), а іноді й у мікрограмах на 1 л води (мкг/л, мкг/дм^3); 4) мікроелементи – у мг/л, мг/дм^3 або мкг/л, мкг/дм^3 , або у вигляді степеневого виразу, наприклад $1,6 \cdot 10^{-5}$ г/л.

Для позначення концентрацій розчинів існують різні способи.

Масова концентрація – відношення маси деякого компонента, який міститься в розчині, до загального об'єму розчину. Виражається в грамах на літр (г/л) або грамах на кубічний дециметр (г/дм^3) (або кратних їм одиницях: г/мл, мг/л, мг/мл тощо).

При визначенні таких понять, як молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента, моляльна концентрація, використовується вираз *кількість речовин*. Кількість речовин – основна величина, яка характеризує розмір порції речовини кількістю одиниць, що містяться в ній. Одиницею кількості речовини є моль.

Під молем розуміють кількість речовини, маса якої, виражена в грамах, чисельно дорівнює її молекулярній масі, вираженій в атомних одиницях маси (а.о.м.), що визначаються як 1/12 частина маси атома ізотопу ^{12}C , яка дорівнює $1,66056 \cdot 10^{-24}$ г.

Моль поширений на будь-які види реальних і умовних частинок. Під реальними частинками розуміють молекули, атоми, іони, радикали, під умовними – еквіваленти. Відповідно можна говорити про моль молекул, моль іонів і т. п.

Молярна концентрація – концентрація кількості речовини C_x – відношення кількості речовини n_x у молях, яка міститься в розчині, до загального об'єму V розчину, тобто $C_x = n_x / V$.

Звичайно використовується моль/л або моль/дм³. Приклади наведення молярної концентрації: $c(\text{HCl}) = 0,1$ моль/л; $c(\text{NH}_4^+) = 0,2$ моль/л.

Молярна концентрація еквівалента $c\left(\frac{1}{Z}\chi\right)$ – відношення кі-

лькості речовини $n\left(\frac{1}{Z}\chi\right)$ еквівалента до об'єму V розчину:

$c\left(\frac{1}{Z}\chi\right) = \frac{n}{V} \text{ моль/л}$, звідки $c\left(\frac{1}{Z}\chi\right) = zc(x)$. Одиницею є моль/л чи моль/дм³.

У деяких реакціях, зокрема нейтралізації, окиснення-відновлення та іонообміну, бере участь не ціла частинка x , а її частина, яка називається еквівалентом, наприклад 1/2 моля сірчаної кислоти в кислотно-лужних реакціях чи 1/5 моля перманганату калію для окисно-відновної реакції. Еквівалентом є 1/z моля речовини. При $z = 1$ еквівалент ідентичний молю. Приклади вираження еквівалентів

концентрації $c\left(\frac{1}{z}\right)$, де z – число чи фактор еквівалентності:

$c\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4\right) = 0,1$ моль/л; $c\left(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4\right) = 0,1$ моль/л.

Кількість речовини еквівалента $n\left(\frac{1}{Z}\chi\right)$ – кількість речовини в

молях, в якій частинками є еквіваленти, наприклад $\left(\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+}\right) +$

$+ 4$ моль; $\left(\frac{1}{2}\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\right) = 12$ моль.

Молярна маса M_x речовини, яка складається з частинок x , дорівнює відношенню маси m речовини до її кількості n_x , тобто $M_x = m/n_x$.

Одиницею молярної маси є г/моль, наприклад $M(\text{Ca}) = 40,08$ г/моль; $M(\text{HgCl}_2) = 236,045$ г/моль. Молярна маса речовини дорівнює г-моль, який застосовувався раніше.

Молярна маса еквівалента $M\left(\frac{1}{z}x\right)$ – відношення молярної маси M_x , до числа еквівалентності z : $M\left(\frac{1}{z}x\right) = M_x/z$.

Одиницею є кг/моль, звичайно застосовується одиниця г/моль. Наприклад, $M(\text{HCl}) = 36,461$ г/моль, $M\left(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4\right) = 45,019$ г/моль.

Молярна маса еквівалента чисельно дорівнює грам-еквіваленту (г-екв) і еквівалентній вазі, які застосовувались раніше. Останні поняття слід замінити поняттям молярної маси еквівалента, наприклад 1 г-екв $\text{Ca}^{2+} = 20$ слід записувати $M\left(\frac{1}{2}\text{Ca}^{2+}\right) = 20$ г/моль.

Приклади розрахунку концентрацій.

1. Обчислити молярну концентрацію розчину 5,85 г NaCl в 1 л води:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{5,85}{58,5 \text{ (г/моль)} \cdot 1 \text{ л}} S = 0,1 \text{ моль/л (моль/дм}^3\text{)}.$$

2. Обчислити концентрацію розчину 15,8 г KMnO_4 в 1 л води, який використовується для окисно-відновного титрування:

$$c\left(\frac{1}{5}\text{KMnO}_4\right) = \frac{15,8}{1/5 \cdot 158 \text{ (г/моль)} \cdot 1 \text{ л}} = 0,02 \text{ моль/л (моль/дм}^3\text{)}.$$

Основні методичні аспекти польових гідрохімічних досліджень. При проведенні польової гідрохімічної практики досліджуються деякі фізичні характеристики природних вод: температура, прозорість, каламутність, забарвленість, запах, смак тощо,

а також така важлива характеристика будь-якої природної води, як величина рН. Визначається вміст розчинених газів (O_2 і CO_2), загальна жорсткість води, концентрації таких головних іонів, як Ca^{2+} , Mg^{2+} , HCO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , сумарний вміст іонів Na^+ і K^+ (за різницею між сумарним вмістом аніонів і жорсткістю води), а також вміст легкорозчинених органічних речовин (за величиною перманганатної окиснюваності води). Оцінюється загальна мінералізація досліджуваних природних вод (за величиною сухого залишку або розрахунковим методом).

Вміст розчинених газів, головних іонів і перманганатну окиснюваність води визначають, як правило, об'ємним або титриметричним методом, який ґрунтується на вимірюванні кількості реактиву у вигляді розчину точної концентрації витраченого на реакцію з компонентом, що визначається. Концентрацію таких розчинів виражають кількістю грам-молів чи грам-еквівалентів розчиненої речовини в одиниці об'єму розчину (в 1 дм^3 розчину). Грам-молем чи грам-еквівалентом (див. також вище) називають кількість речовини в грамах, яка чисельно дорівнює її молекулярній вазі чи еквіваленту. Еквівалентом називають кількість вагових частин тієї чи іншої речовини, яка взаємодіє з однією ваговою частиною водню чи вісьмома частинами кисню або ж з еквівалентною їм кількістю інших речовин у хімічних реакціях.

Кількість грам-еквівалентів чи грам-молів речовини, яка міститься в 1 дм^3 розчину, називають відповідно нормальністю чи мольністю розчину.

Інколи концентрацію речовини в об'ємному аналізі виражають титром розчину, тобто кількістю міліграмів речовини в 1 см^3 розчину. Наприклад, титр розчину азотнокислого срібла дорівнює $170\text{ мг/дм}^3\text{ AgNO}_3$. Тому, якщо на титрування розчину хлориду, наприклад $NaCl$, пішло 1 см^3 розчину азотнокислого срібла, то це означає, що для зв'язування всієї кількості розчиненого хлориду потрібно 170 мг AgNO_3 . Ураховуючи хімізм реакції $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$, робимо висновок, що у використаному для титрування об'ємі розчину хлористого натрію містилось $35,5\text{ мг}$ хлоридних іонів. Знаючи точний об'єм взятого розчину, легко віднести кількість речовини, що визначається (хлоридних іонів), до одиниці об'єму, тобто встановити її концентрацію.

Процес доливання розчину з відомою концентрацією до розчину, концентрація якого невідома, з метою визначення останньої називається титруванням. Розчин реактиву з відомою концентрацією деякої речовини називають титрованим чи робочим (інколи стандартним) розчином. Робочий розчин зазвичай готують розчиненням попередньо розрахованої наважки речовини в певному об'ємі дистильованої води, а потім за спеціальними стандартними розчинами перевіряють його концентрацію. Титровані розчини можна готувати із так званих фіксаналів, які являють собою скляні ампули фабричного виробництва з відомою кількістю тієї чи іншої речовини.

При титруванні необхідно встановити кількість робочого розчину, еквівалентну кількості визначуваної речовини. Момент титрування, коли досягається таке еквівалентне співвідношення, називається точкою еквівалентності. Для її встановлення користуються різними "показниками", які не впливають на хід основного процесу. Це можуть бути різні кольорові індикатори, які змінюють забарвлення поблизу точки еквівалентності. Визначити точку еквівалентності можна за утворенням чи зникненням забарвлення розчину, випадінням осаду, появою люмінесценції.

Точка еквівалентності не завжди збігається з проявом ознак зміни в титрованому розчині. Момент титрування, коли змінюється забарвлення індикаторів, утворюються помітні забарвлені осад, називається точкою переходу чи точкою кінця титрування. Чим краще збігаються точки переходу та еквівалентності, тим точніший результат титрування.

Для розрахунків в об'ємному аналізі використовується така властивість нормальних розчинів: якщо помножити об'єм даного розчину (V_1) на його нормальність (N_1), то отримаємо еквівалентний об'єм однонормального розчину. Наприклад, $200 \text{ см}^3 0,5 \text{ N}$ розчину відповідає 100 см^3 однонормального (1 N) розчину однієї й тієї ж речовини. Оскільки розчини однакової нормальності взаємодіють в однакових об'ємах, то $N_1 V_1 = N_x V_x$.

Звідси нормальність розчину речовини (N_x), яку визначають, дорівнює

$$N_x = \frac{N_1 \cdot V_1}{V_x}.$$

Знаючи, що "приведений" об'єм ($N_x V_x$) чисельно дорівнює кількості грам-еквівалентів речовини в об'ємі V однонормального розчину, можна вирахувати наявний вміст речовини в розчині. В 1 см^3 однонормального розчину міститься $0,001 \text{ г-екв}$ речовини, а в $V \text{ см}^3$ цього розчину – $0,001 \cdot V \text{ г-екв}$. Позначивши ваговий вміст речовини (g) в досліджуваному розчині через B_x , отримаємо

$$B_x = 0,001 \cdot V \cdot E_x = 0,001 \cdot N_x \cdot E_x,$$

де E еквівалентна маса речовини, яка визначається.

Щоб перевести концентрацію речовини, виражену через титр розчину (T), у нормальність (N) і навпаки, використовують формули

$$N = \frac{T \cdot 1000}{E}; \quad T = \frac{N \cdot E}{1000}.$$

На точність визначень в об'ємному аналізі впливає ціла низка факторів. Помилки, які виникають через неправильний вибір методики аналізу, неточного підбору індикаторів, забруднення реактивів, належать до систематичних помилок, які важко визначити, оскільки паралельні виміри їх не виявляють. Їх можна оцінити іншим способом. Крім цих помилок, можна розрізняти об'єктивні (інструментальні) і суб'єктивні неточності при проведенні аналізу. Насамперед оцінимо інструментальну помилку. Так, найчастіше в гідрохімії використовується об'єм досліджуваної проби, що становить 100 см^3 . Об'єм краплі, яка виливається з бюретки, дорівнює в середньому $0,05 \text{ см}^3$. Тому, якщо розчин буде перетитрований на 1–2 краплі, то помилка становитиме

$$\frac{0,1 \text{ см}^3 \cdot 100 \%}{100 \text{ см}^3} = 0,1 \%,$$

що є прийнятним для більшості гідрохімічних досліджень. Використання більших об'ємів чи мікробюреток у таких випадках нецільне. Лише коли титруються менші об'єми проби (50 см^3), то використовуються мікробюретки.

Часто доводиться зустрічатися із суб'єктивними помилками: неправильний відлік об'ємів, неякісно виконані аналітичні операції, помилки в розрахунках. Вони усуваються проведенням паралельних визначень. Середня помилка об'ємних визначень не повинна

перевищувати 3 %. При запису результатів аналізу треба враховувати, що кількість значущих цифр після коми має бути зіставлювана з помилкою визначення.

3.2. Визначення фізичних властивостей води

До основних фізичних характеристик природних вод належать: температура, густина, електропровідність, діелектрична проникність, прозорість, каламутність, забарвленість, запах, смак та ін. Прояв цих властивостей при взаємодії води як індивідуальної речовини з оточуючими її об'єктами має суто фізичний характер. Але характер та інтенсивність прояву, тобто величина багатьох із згаданих властивостей, визначається наявністю і вмістом у воді тих чи інших домішок. Таким чином, фізичні властивості води, з одного боку, визначаються її природою як індивідуальної хімічної речовини, а з іншого – її хімічним складом. При гідрохімічних дослідженнях найбільший інтерес має вивчення другої групи вказаних властивостей у природних водах.

Визначення прозорості. Прозорість води залежить від її мутності та забарвленості й є якісною характеристикою. Приблизне уявлення про прозорість води отримують, вимірюючи висоту водного стовпа, крізь який ще можна спостерігати спеціальний шрифт.

Для цього в циліндр із плоским дном наливають досліджувану воду в такій кількості, щоб літери стандартного друкарського шрифту висотою 3,5 мм почали погано розрізнятися. Визначення ведуть при денному розсіяному світлі, слідкуючи за тим, щоб шрифт був добре освітленим. Установлюють висоту водяного стовпа у двох-трьох дослідах і беруть середнє значення. Результати вимірів виражають у сантиметрах.

Визначення каламутності. Каламутність води зумовлена присутністю в ній колоїдних і завислих частинок, гідроксидів заліза та інших металів, кремнекислоти, органічних колоїдів, мулів та ін.

Для приблизного визначення каламутності наповнюють пробірку досліджуваною водою і, розглядаючи її зверху на фоні чорного паперу, відмічають результати спостережень. При цьому виділяють такі ступені каламутності: 1) вода прозора; 2) слабо опалесцентна; 3) опалесцентна; 4) слабо каламутна; 5) сильно каламутна.

Визначення забарвленості. Колір природної води найчастіше зумовлений присутністю в ній розчинених органічних речовин і сполук заліза. Визначення забарвленості виконують у прозорій воді. Якщо вода містить більшу кількість завислих речовин, то її попередньо фільтрують. Далі прозору воду поміщають у циліндр з плоским дном і розглядають пробу зверху на фоні білого паперу. Висота стовпа має становити не менше 10 см. Колір води описується із зазначенням відтінку та інтенсивності забарвлення, наприклад безколірна, зеленувата, світло-жовта, жовта та ін.

Визначення запаху. Запах природних вод зумовлений наявністю в них розчиненого сірководню, процесами розкладу органічної речовини, а також забрудненням стічними водами. Запах води визначають при нагріванні її до 50–60 °С. Для цього наповнюють досліджуваною водою пробірку місткістю 20 см³ (на $\frac{3}{4}$ її об'єму), нагрівають і закривають корковою пробкою. Перемішують вміст пробірки, відкривають пробку і визначають запах. Характер його описують словесно, наприклад: запах відсутній, запах болотний, гнильний, пліснявий, сірководневий тощо. Інтенсивність запаху в балах оцінюють за шкалою, наведеною в табл. 3.1.

Таблиця 3.1. Інтенсивність запаху води

Інтенсивність	Зовнішній прояв запаху	Бал
Запах відсутній	Відчутний запах відсутній	0
Дуже слабкий	Запах відчувається тільки фахівцем	1
Слабкий	Запах відчувається, на нього потрібно звернути увагу	2
Помітний	Запах легко відчувається, що значно погіршує якість води	3
Чіткий	Запах одразу привертає увагу і може змусити людину відмовитися від пиття	4
Дуже сильний	Запах води настільки сильний, що пити її неможливо	5

Визначення смаку. Смакові якості визначають тільки для питної води і за відсутності підозри на забрудненість її токсичними речовинами. Смак природної води залежить від її мінерального складу і наявності органічних забруднювальних речовин. Для визначення смаку воду підігрівують до 30–40 °С, набирають у рот близько 15–20 см³ води і тримають її в роті, не ковтаючи декілька

секунд. Розрізняють солоний, солодкий, гіркий та кислий смак. Інші види смакових відчуттів є присмаками. Якісна характеристика смаку дається словесно. Інтенсивність цих показників визначається за п'ятибальною шкалою так само, як і при визначенні запаху (див. вище). Інтенсивність смаку питної води за відповідними стандартами не повинна перевищувати два бали за зазначеною шкалою.

3.3. Визначення величини рН

З наявністю і величиною концентрації водневих іонів $[H^+]$, тобто рН води, пов'язано багато важливих властивостей природних вод, наприклад вплив на гірські породи, розчинність різних сполук, форми зосередження багатьох речовин у водному середовищі. Відомо, що невелика частина молекул хімічно чистої води дисоціює на іони водню H^+ і гідроксильні іони OH^- :



Константу рівноваги (K) цієї реакції виражають рівнянням

$$\frac{[H^+] \times [OH^-]}{[H_2O]} = K,$$

де $[H^+]$ – концентрація іонів водню; $[OH^-]$ – концентрація гідроксильних іонів; $[H_2O]$ – концентрація недисоційованих молекул води.

Через дуже незначний ступінь дисоціації концентрація недисоційованих молекул води H_2O практично постійна. Тому добуток концентрацій водневих і гідроксильних іонів у хімічно чистій воді є величиною постійною. Ця величина називається іонним добутком води і дорівнює 10^{-14} при $25^\circ C$. Іонний добуток води не змінюється також і в присутності речовин, при дисоціації яких утворюються водневі чи гідроксильні іони. Тому для характеристики кислотно-основних властивостей різних вод достатньо визначити концентрацію одного із цих іонів. На практиці вимірюють звичайно концентрацію водневих іонів $[H^+]$. У хімічно чистій воді концентрації іонів водню та гідроксиду однакові й дорівнюють 10^{-7} г/дм³. Для вод, які мають кислу реакцію, концентрація водневих іонів більша ніж 10^{-7} г/дм³, для лужних вод $[H^+] < 10^{-7}$ г/дм³.

Кислотно-основні властивості води прийнято виражати величиною, яка являє собою десятковий логарифм концентрації водневих іонів, узятих із зворотним знаком, тобто

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

Перерахування pH на концентрацію іонів $[\text{H}^+]$ і навпаки здійснюється розв'язанням цього рівняння. Якщо $\text{pH} = 5$, то $\lg [\text{H}^+] = 5$ і $[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ г/дм}^3$. Таким чином, для нейтральних вод ($[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$) величина $\text{pH} = 7$, для кислих – $\text{pH} < 7$, для лужних – $\text{pH} > 7$.

Звичайно в природних водах pH змінюється в межах 4,5–8,5. На його величину впливає в основному співвідношення між концентраціями розчиненого CO_2 та іонами CO_3^{2-} і HCO_3^- . На величину pH впливає також наявність у воді органічних речовин, солей, схильних до гідролізу, забруднювальних речовин.

Природні води залежно від pH поділяються на сім груп: сильнокислі – $\text{pH} < 3$, кислі – $\text{pH} = 3\text{--}5$, слабокислі – $\text{pH} = 5\text{--}6,5$, нейтральні – $\text{pH} = 6,5\text{--}7,5$, слаболужні – $\text{pH} = 7,5\text{--}8,5$, лужні – $\text{pH} = 8,5\text{--}9,5$, сильнолужні – $\text{pH} > 9,5$.

Колориметричне визначення pH використовують у польових умовах. Даний метод ґрунтується на порівнянні забарвлення проби води після додавання спеціальних реактивів із забарвленням стандартних розчинів (чи стандартів на спеціальних шкалах) з відомим значенням pH. Точність визначення pH – до 0,1. У польових умовах зручно користуватися шкалами у вигляді забарвлених плівок.

Приготування розчину універсального індикатора:

1) суміш 0,04 г індикатора бромтимолового синього із 6 см^3 0,01 н розчину NaOH і 20 см^3 ректифікованого спирту розбавляють до 100 мл дистильованою водою;

2) зливають разом перший і другий розчини. Отриманий розчин індикатора повинен мати темно-зелений колір.

Хід визначення. Величину pH визначають в інтервалі 4,0–8,2. Досліджувану воду наливають у колориметричну пробірку до мітки (5 см^3), додають $0,1 \text{ см}^3$ (3–4 краплі) універсального індикатора, перемішують рідину й одразу колориметрують, використовуючи компаратор і розглядаючи пробірку зверху. Якщо забарвлений розчин буде яскравішим, ніж крайній зелений еталон шкали, то записують результат $\text{pH} > 8,2$. Якщо розчин буде більш яскравий, ніж крайній червоний еталон шкали, то $\text{pH} < 4$. В усіх інших випа-

дках рН досліджуваної води дорівнює значенню, відміченому на еталоні й забарвленому як досліджуваний розчин, чи середньому між двома еталонами.

Електрометричне визначення рН. Електрометричне (потенціометричне) визначення рН із скляними електродами має деякі переваги порівняно з колориметричним методом. Це, по-перше, велика швидкість, універсальність і точність; по-друге, придатність для аналізу вод з широким діапазоном мінералізації, що містять забарвлені й завислі речовини; по-третє, відсутність необхідності додавання солей, температурних та інших поправок і попередньої обробки проби для отримання забарвлення.

Метод ґрунтується на вимірюванні різниці потенціалів, які виникають на межах: стандартний внутрішній розчин – внутрішня поверхня мембран скляного електрода і досліджуваний розчин – зовнішня поверхня мембрани. Вимірюється різниця потенціалів, зумовлена активною концентрацією іонів водню в досліджуваних розчинах.

При зануренні вимірювального електрода та електрода порівняльного в розчин між ними виникає різниця потенціалів, яка визначається за формулою

$$E_x = E_0 - 2,3 \frac{RT}{F},$$

де R – універсальна газова постійна ($8,315 \cdot 10^7$ ерг-град·моль); T – абсолютна температура розчину; F – число Фарадея (96500 Кл/г-екв); E_0 – потенціал скляного електрода щодо стандартного водневого електрода.

Сумарна електрорушійна сила (E_x) електродної системи залежить від рН досліджуваного розчину. Вимірюючи E_x за допомогою мілівольтметра, шкала якого відградуйована в одиницях рН, визначають величину рН природної води.

Загальну схему вимірювання, конкретні рекомендації з підготовки рН-метра до роботи і порядок проведення вимірювань викладено в інструкціях до приладів. Загалом спочатку перевіряють і встановлюють "механічний нуль" приладу, включають рН-метр і після встановлення "електричного нуля" перевіряють і корегують показники приладу за кількома буферними розчинами (тобто за

розчинами із стандартним значенням рН). Після цього електроди вміщують у досліджуваний розчин природної води і визначають рН. Вимірювання проводять два-три рази з інтервалом 2–3 хв. Останні два показники приладу мають збігатися. Перед зміною буферних і досліджуваних розчинів чи проб води електроди треба добре промити дистильованою водою і насухо витерти фільтрувальним папером.

3.4. Визначення вмісту розчинених газів

При проведенні гідрохімічної практики такі розчинені гази, як кисень ($O_{2 \text{ розч}}$) і вуглекислий газ ($CO_{2 \text{ розч}}$) визначаються у пробах води, відібраних при гідрохімічних роботах на основному водному об'єкті польових досліджень – р. Рось.

3.4.1. Розчинений кисень

Природні води добре розчиняють багато газів, серед яких кисень є одним з найважливіших. Цей газ постійно присутній у поверхневих водах і значною мірою визначає фізико-хімічний, біологічний і санітарний стан водойм і водотоків. Основним джерелом надходження кисню у воду є процеси його сорбції з атмосфери й процеси фотосинтезу, що відбуваються у водному середовищі. Витрати кисню у воді пов'язані з хімічними та біологічними процесами окиснення органічних і деяких неорганічних речовин (Fe^{2+} , Mn^{2+} , NH_4^+ , H_2S та ін.), а також з диханням гідробіонтів. У зв'язку із цим рівноважний вміст кисню у воді залежить від багатьох факторів: атмосферного тиску, температури, хімічного складу води, напрямку та інтенсивності біологічних і біохімічних процесів, що відбуваються у водах, забруднення води та ін.

Для визначення розчиненого кисню як у лабораторії, так і в польових умовах дуже часто використовують йодометричний метод, який ґрунтується на взаємодії кисню з гідроксидом марганцю (II) і наступним йодометричним визначенням утвореного гідроксиду марганцю (IV).

Проби води для аналізу на кисень відбирають у спеціально калібровані посудини з притертими пробками, так звані кисневі склянки. Калібрування посудин виконується зважуванням порожньої посудини та посудини з дистильованою водою. Знаючи вагу води, що заповнює закриту посудину, легко вираховувати об'єм останньої.

Кисневу склянку місткістю 150–200 см³ заповнюють водою через гумову трубку, яку опускають до дна таким чином, щоб вода переливалась через край. Пропускають кілька об'ємів води, слідкуючи за тим, щоб не проскакували бульбашки повітря, обережно виймають трубку і водночас фіксують розчинений кисень. Для цього до відібраної проби води доливають певну кількість розчину сірчаноокислого марганцю і суміші розчинів їдкого калі та йодистого калію (KOH + KI). При їхньому перемішуванні утворюється осад MnO₂, кількість якого еквівалентна кількості присутнього у воді кисню. Ці операції є основою процесу, який називають фіксацією (консервуванням) розчиненого кисню.

Наступна обробка проби, що містить осад MnO₂ (або MnO(OH)₂), розбавленою H₂SO₄ в присутності йодидів, призводить до утворення еквівалентної кількості вільного йоду. Титруючи отриманий розчин розчином тіосульфату натрію Na₂S₂O₃ з крохмалем як індикатором, визначають концентрацію розчиненого кисню.

Реактиви, які використовуються:

1) розчин сірчаноокислого марганцю (MnSO₄). 480 г MnSO₄ 5H₂O розчиняють у дистильованій воді й доводять об'єм розчину до 1 дм³. Розчин фільтрують через паперовий фільтр і зберігають у посудині з притертою пробкою;

2) 40 % розчин їдкого калі (KOH). 40 г твердого KOH розчиняють у 60 см³ дистильованої води;

3) твердий реактив або 15 % розчин йодистого калію (15 г KI) розчиняють у 85 см³ дистильованої води. Для перевірки якості цього розчину доливають його (2 см³) до 100 см³ дистильованої води, підкислюють сірчаною кислотою, додають 5 см³ розчину крохмалю (не повинно з'являтися синє забарвлення);

4) 0,1 н і 0,05 н розчин тіосульфату натрію (Na₂S₂O₃). Спочатку із фіксаналу готується 0,1 н розчин Na₂S₂O₃. Для цього ампулу із твердим тіосульфатом натрію відкривають, її вміст переносять у колбу місткістю 1 дм³ і розбавляють водою до позначки. 0,05 н

розчин готують розведенням отриманого розчину удвічі. Для визначення слід використовувати свіжоприготовлений розчин, оскільки з часом його титр може змінитися;

5) 0,5 % розчин крохмалю. Змішують 1 г водорозчинного крохмалю з 10 см³ дистильованої води і суміш доливають до 190 см³ киплячої води. Розчин консервують додаванням кількох кубічних сантиметрів хлороформу;

6) розведена (1 : 4) сірчана кислота (H₂SO₄).

Хід визначення. *Фіксують у пробі розчинений кисень.* Для цього в кисневу склянку, заповнену досліджуваною водою, вносять 1 см³ розчину сірчаноокислого марганцю і 2 см³ розчину їдкого калі. Піпетки з розчином вводять до середини склянки, відкривають їх і обережно виймають. При цьому вміст піпеток виливається всередину склянки. Закривши склянку притертою пробкою таким чином, щоб між нею та рідиною не залишалося бульбашок повітря, добре перемішують розчин. Посуд залишають до повного осідання утвореного осаду. Далі в посуд за допомогою піпетки вносять, як це описано вище, 5 см³ розведеної сірчаної кислоти (1 : 4), знову закривають пробкою і перемішують вміст до повного розчинення осаду. Вміст переливають у конічну колбу об'ємом 300 см³, промивають склянку 2–3 рази невеликою кількістю дистильованої води і додають цю воду до розчину, що міститься в колбі.

Потім до розчину в колбі додають 5 см³ розчину або близько 1 г твердого KI, добре перемішують і залишають стояти 5 хв.

Йод, що виділився, титрують 0,05 н розчином тіосульфату до солом'яно-жовтого відтінку розчину. Додають 1–2 см³ розчину крохмалю і продовжують титрування розчину, який має синє забарвлення, до його повного знебарвлення.

Вміст розчиненого кисню (x) (мг/дм³) розраховують за формулою

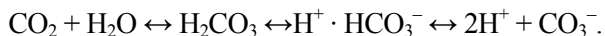
$$x = \frac{V_1 \cdot N_1 \cdot 8 \cdot 1000}{V - 3},$$

де V – об'єм досліджуваної води, що містилася в кисневій посудині, см³; V_1 – об'єм розчину тіосульфату натрію, витрачений на титрування, см³; N_1 – нормальність розчину тіосульфату; 8 – еквівалентна маса кисню; 3 – об'єм води, що влилась із кисневої посудини при додаванні реактивів, що консервують кисень.

3.4.2. Розчинений (вільний) вуглекислий газ

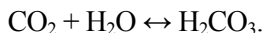
Головним джерелом надходження вуглекислого газу або діоксиду вуглецю в природні води є біохімічні процеси, які відбуваються у воді та ґрунтах. Діоксид вуглецю вільний може утворюватися і за рахунок хімічних перетворень (напр., окиснення сульфатів до H_2SO_4 і взаємодія останньої з карбонатами). Певна кількість вуглекислого газу надходить у природні води з атмосферного повітря.

Між різними формами розчинених сполук вуглецю встановлюється рухома рівновага



Співвідношення цих форм залежить передусім від рН води, а також температури, загальної мінералізації, парціального тиску діоксиду вуглецю в атмосфері.

Газоподібний діоксид вуглецю, що міститься в природних водах, частково взаємодіє з водою, утворюючи малодисоційовану вугільну кислоту



У цю реакцію вступає близько 1 % загальної кількості CO_2 , що міститься у воді. Сумарний вміст розчиненого діоксиду вуглецю і вугільної кислоти, утвореної за наведеною формулою, відповідає так званому вільному діоксиду вуглецю, концентрацію якого при гідрохімічних дослідженнях найчастіше визначають об'ємним методом.

В основі цього визначення лежить взаємодія CO_2 вільного з титрованим розчином лугу. Кінець титрування відповідає моменту, коли рН розчину дорівнює 8,3–8,4. При такому рН майже весь (близько 99 %) діоксид вуглецю переходить у гідрокарбонатні іони HCO_3^- .

Найбільш придатним індикатором у цьому випадку є фенолфталеїн – кислотно-основний індикатор, що змінює безколірне забарвлення на рожеве при рН 8,3.

Реактиви, які використовуються:

1) 0,05 н розчин їдкого натру (NaOH). 2 г твердого реактиву розчиняють у дистильованій воді й після охолодження розчину доводять об'єм до 1 дм^3 ;

2) 30 % розчин сегнетової солі ($\text{NaKC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$);

3) 1 % спиртовий розчин фенолфталеїну, індикатора.

Хід визначення. У конічну колбу місткістю 250–300 см³ за допомогою піпетки вносять 100 см³ досліджуваної води, додають 0,2 см³ (4 краплі) розчину фенолфталеїну, перемішують. Якщо при цьому вода забарвиться в рожевий колір, то рН розчину перевищує 8,3 і вільного діоксиду вуглецю в ньому немає. Якщо вода залишається безбарвною, то до неї додають з бюретки титрований розчин NaOH доти, поки розчин не набуде рожевого відтінку, який зберігатиметься протягом 3 хв.

Титрування треба проводити невеликими порціями. Вміст колби ретельно перемішувати. Якщо при титруванні в колбі з'являється каламуть (зумовлена великою жорсткістю води або значним вмістом заліза), то визначення має бути повторено з новою порцією досліджуваної води, в яку попередньо додають 1 см³ 30 %-го розчину сегнетової солі.

Вміст CO₂ вільного (x) (мг/дм³) розраховують за формулою

$$x = \frac{V_1 \cdot N \cdot 44 \cdot 1000}{V},$$

де V_1 – об'єм розчину лугу, витраченого на титрування, см³; N – нормальність розчину лугу; V – об'єм досліджуваної води, взятий для визначення, см³; 44 – еквівалентна маса CO₂ в цій реакції.

Щоб отримати дані аналізу (у мг-екв/дм³), величина x має бути поділена на 44.

3.5. Визначення біогенних речовин

Біогенні речовини, що містяться в природних водах, – це різні мінеральні сполуки, які активно впливають на життєдіяльність і розвиток різних водних організмів. До цих речовин входять мінеральні сполуки азоту (NH₄⁺, NO₂⁻, NO₃⁻), фосфору (H₂PO₄⁻, HPO₄²⁻, PO₄³⁻), силіцію (HSiO₃⁻, SiO₃²⁻), заліза (Fe²⁺, Fe³⁺) і деяких мікроелементів (B, Mn, Mo, Cu, Zn тощо). До природних вод біогенні речовини надходять головним чином при розкладанні тваринних і рослинних організмів, життєдіяльність яких відбувається у водному середовищі чи донних відкладеннях, з площі водозбору, а також зі стічними водами різного походження. Вміст біогенних речовин у природних водах зазвичай невеликий і дуже залежить

від температури води, яка визначає інтенсивність життєдіяльності гідробіонтів і процесів утворення і розкладання розчинених органічних речовин алохтонного і автохтонного походження.

При проведенні польових гідрохімічних досліджень доцільно обмежитися визначенням окремих мінеральних форм азоту, а саме сольового амонію (NH_4^+) і нітритних йонів (NO_2^-). Це пов'язано з тим, що хіміко-аналітичне визначення інших біогенних речовин у методичному і в технічному відношенні досить складне і може бути надійно реалізовано, як правило, в умовах стаціонарної гідрохімічної лабораторії.

3.5.1. Іони амонію

Іон амонію NH_4^+ у природних водах входить до складу різних розчинених сполук, наприклад NH_4OH , NH_4NO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ тощо. У водному середовищі такі сполуки дисоціюють, утворюючи іони NH_4^+ і відповідні негативно заряджені аніони (OH^- , NO_3^- , SO_4^{2-}). Кількісне співвідношення сольового NH_4^+ та недисоційованих молекул NH_4OH має важливе екологічне значення, залежить від величини рН води та певною мірою її температури. У незабруднених поверхневих природних водах, для яких характерний високий вміст кисню і підвищене значення рН, концентрація іонів NH_4^+ становить тисячні й соті частки міліграмів на кубічний дециметр (мг/дм^3). У водах багатьох річок і особливо водосховищ вміст сольового амонію може досягати десятих часток міліграмів на кубічний дециметр.

Сезонні коливання вмісту NH_4^+ характеризуються зазвичай їхнім зниженням навесні та в періоди інтенсивної фотосинтетичної діяльності фітопланктону і підвищенням улітку, коли посилюються процеси бактеріального і хімічного розкладання різних органічних речовин у тому чи іншому водному об'єкті. Підвищений вміст іонів NH_4^+ указує на погіршення санітарного стану водного об'єкта. ГДК сольового амонію становить 2 мг/дм^3 .

В основі *колориметричного методу визначення NH_4^+ -іонів*, який часто застосовується в польових умовах, лежить реакція взаємодії аміаку і NH_4^+ -іонів з реактивом Несслера, у результаті якої утворюється забарвлена в жовтий колір сполука – йодистий меркурамоній. Метод дає можливість визначати аміак та його солі в межах

0,05–1 мг в 1 дм³ води. При значному вмісті NH_4^+ досліджувану воду необхідно розбавляти. Вода має бути прозорою і безбарвною. Забарвлення досліджуваного розчину порівнюють із забарвленням стандартної шкали, нанесеної на прозору плівку.

Реактиви, які використовуються:

1) лужний розчин реактиву Несслера (K_2HgI_4). Розчиняють 50 г HgI_2 і 35 KI в невеликій кількості дистильованої води і змішують з розчином 80 г NaOH і доводять його об'єм до 250 см³. Об'єм розчину доводять до 0,5 дм³ і перед застосуванням відстоюють;

2) твердий реактив або 50 % розчин сегнетової солі ($\text{KNaC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$).

Хід визначення. Досліджувану воду наливають у дві колориметричні пробірки місткістю 5 см³ і в одну з них додають 0,5 л реактиву Несслера. Закривають пробірку з доданим реактивом пробкою і добре перемішують. Через 4–5 хв, протягом яких з'являється забарвлення, умішують обидві пробірки до компаратора і порівнюють забарвлення стандартів шкали із забарвленням досліджуваного розчину. Забарвлення розглядають, дивлячись на пробірки зверху. Якщо воно яскравіше (інтенсивніше), ніж забарвлення самого яскравого еталона, розчин колориметрують, розглядаючи пробірку збоку. У таких випадках отриманий результат перемножують на три. Якщо при розгляданні збоку забарвлення виявиться інтенсивнішим за найбільш забарвлений еталон, визначення повторюють з нової проби, розбавленої дистильованою водою.

Якщо при додаванні реактиву Несслера до досліджуваної води утворюється осад, то визначення повторюють, додаючи в колориметричну пробірку невелику кількість сегнетової солі.

В основі фотоколориметричного методу визначення NH_4^+ , який можна застосовувати в напівстаціонарній гідрохімічній лабораторії, також лежить реакція взаємодії NH_4^+ -іонів з реактивом Несслера. Метод характеризується більш високою чутливістю (до 0,002 мг/дм³ NH_4^+), причому помилка визначення не перевищує 5 %. Метод застосовується при роботі в лабораторних умовах.

Реактиви, які використовуються:

1) запасний стандартний розчин хлористого амонію (NH_4Cl). 0,743 г NH_4Cl , висушеного при 105 °C, розчиняють у мірній колбі на 500 см³. Цей розчин вміщує 500 мг NH_4^+ /дм³;

2) робочий стандартний розчин хлористого амонію: 5 см³ запасного стандартного розчину розбавляють в 100 разів. Вміст у цьому розчині іонів NH₄⁺ дорівнює 5 мг/дм³;

3) 50 % розчин сегнетової солі.

Побудова калібрувального графіка. У шість мірних колб на 100 см³ вміщують стандартний робочий розчин у кількостях, узаконаних нижче, і доводять до позначки дистильованою водою. Для приготування шкали від 0 до 5 мг NH₄⁺/дм³ використовують табл. 3.2; оптичну щільність приготовлених розчинів вимірюють, застосовуючи кювету товщиною 2 см.

Таблиця 3.2. Приготування шкали від 0 до 5 мг NH₄⁺/дм³

Вміст NH ₄ ⁺ , мг/дм ³	0	1	2	3	4	5
Об'єм стандартного розчину, см ³	0	20	40	60	80	100

Для приготування шкали від 0 до 0,1 мг NH₄⁺/дм³ використовують табл. 2.3: оптичну щільність приготовлених розчинів вимірюють, застосовуючи кювету товщиною 5 см.

Таблиця 3.3. Приготування шкали від 0 до 5 мг NH₄⁺/дм³

Вміст NH ₄ ⁺ , мг/л	0	0,01	0,02	0,035	0,05	0,1
Об'єм стандартного розчину, мл	0	0,2	0,4	0,7	1,0	2,0

Далі будують калібрувальний графік, відкладаючи по осі абсцис концентрацію NH₄⁺ в міліграмах на кубічний дециметр, а на осі ординат – оптичну густину (*D*) отриманого забарвленого розчину.

Хід визначення. 100 см³ досліджуваної води вміщують у колбу об'ємом 150–200 см³ з притертою пробкою, додають 1 см³ реактиву Несслера, 2 см³ розчину сегнетової солі й перемішують. Забарвлення з'являється через 10 хв, стійке протягом години. Через 10 хв вимірюють оптичні густини досліджуваних розчинів за допомогою фотоелектроколориметра, використовуючи кювети товщиною 2 або 5 см (залежно від вмісту NH₄⁺ у досліджуваній воді) і застосовуючи синій світлофільтр ($\lambda = 425\text{--}400$ нм). Одночасно роблять холосте визначення, тобто враховують оптичну густину

проби без додавання реактиву Несслера. Вміст іонів NH_4^+ (мг/дм^3) у досліджуваній пробі знаходять за калібрувальним графіком. Для переведення результатів визначення в мг-екв/дм^3 знайдені концентрації іонів NH_4^+ (мг/дм^3) треба поділити на 18.

3.5.2. Нітрити

Нітрити (NO_2), тобто солі азотистої кислоти, у природній воді присутні зазвичай в незначних кількостях. У чистій воді (незабрудненій господарсько-побутовими стічними водами) їхній вміст не перевищує тисячних, рідко десятих часток міліграмів на кубічний дециметр. Наявність нітритів у природних водах зумовлюється процесами розкладу органічних сполук, переважно бактеріальним окисненням амонійного або відновленням нітратного азоту. Відомості про вміст нітритів важливі для оцінки якості води, а також рівня її забрудненості.

Поява нітритів у підвищених концентраціях можлива в районах скидання у водні об'єкти промислових і комунально-побутових стічних вод. Підвищені концентрації є наслідком "свіжого" забруднення водного об'єкта такими водами. Крім цього, підвищений вміст нітритних іонів свідчить про посилення розкладу розчинених азотовмісних органічних речовин в умовах уповільненого окиснення NO_2^- в NO_3^- , тобто про інтенсифікацію процесу забруднення водойми чи водотоку. Таким чином, наявність і підвищений вміст іонів NO_2^- у природній воді є важливим санітарно-екологічним показником її якості. ГДК іонів NO_2^- у природних водних об'єктах становить $0,08 \text{ мг/дм}^3$ за значеннями $N_{\text{NO}_2^-} 0,02 \text{ мг/дм}^3$.

Для визначення іонів NO_2^- застосовуються колориметричний (у польових умовах) або фотоколориметричний (у стаціонарній чи напівстаціонарній гідрохімічній лабораторії) методи, які ґрунтуються на утворенні інтенсивно забарвлених діазосполук при взаємодії нітритів із сульфаніловою кислотою та α -нафтиламіном. Швидкість реакції залежить від рН середовища і температури. За кімнатної температури забарвлення триває протягом 20 хв. Слід пам'ятати, що нітрити дуже нестійкі, тому визначення потрібно проводити в день відбору проби.

Колориметричний метод визначення нітрит-іонів зручний для застосування в польових умовах. При вмісті NO_2^- понад $0,5 \text{ мг/дм}^3$ досліджувану воду необхідно розбавити. Забарвлення досліджуваного розчину після додавання необхідних реактивів порівнюють із забарвленням еталонів, нанесених на прозору плівку. Застосовують реактив Гріса (сухий). Змішують $0,02 \text{ г}$ α -нафтиламіна, $0,2 \text{ г}$ сульфанілової кислоти, 2 г винної кислоти, 18 г цукрової пудри і добре розтирають в агатовій ступці.

Хід визначення. Досліджувану воду наливають у колориметричну пробірку до позначки (5 см^3) і додають мірник (приблизно $0,1 \text{ г}$) реактиву Гріса. Закривають пробірку, перемішують суміш до повного розчинення кристалів і через $15\text{--}20 \text{ хв}$ колориметрують розчин, розглядаючи вміст пробірки зверху і порівнюючи забарвлення розчину з кольором стандартів на шкалі. Вміст нітритних іонів у досліджуваній воді дорівнює значенню, указаному проти стандарту, забарвлення якого збігається із забарвленням розчину. Якщо забарвлення розчину яскравіше за найяскравіший еталон шкали, то воду розбавляють і повторюють визначення. При записі результатів ураховують величину розбавлення.

Фотоколориметричний метод визначення нітритних іонів базується на тій же реакції, яка використовується в першому варіанті визначення. Без розведення можна визначити NO_2^- у водах із вмістом $0,001\text{--}0,6 \text{ мг NO}_2^-$ в 1 дм^3 води.

Негативний вплив завислих речовин усувається шляхом фільтрування проби через щільний папір, вплив інших речовин – розведенням проби. Поправка на власне забарвлення води вводиться шляхом фотометрування проби без додавання реагентів, які викликають забарвлення.

Реактиви, які використовують:

1) запасний стандартний розчин нітриту натрію (NaNO_2), $0,1875 \text{ г}$ висушеного при 110°C нітриту натрію розчиняють у дистильованій воді й доводять об'єм до 500 см^3 . Отриманий розчин містить 250 мг NO_2^- в 1 дм^3 ;

2) перший стандартний робочий розчин нітриту натрію. Запасний стандартний розчин розводять в 50 разів. Концентрація NO_2^- в отриманому розчині дорівнює $5 \text{ мг NO}_2^-/\text{дм}^3$;

3) другий стандартний робочий розчин нітриту натрію. Розводять в 50 разів перший робочий розчин. Концентрація NaNO_2 в другому робочому розчині дорівнює $0,1 \text{ мг NO}_2^-/\text{дм}^3$;

4) розчин реактиву Гріса:

а) $0,2 \text{ г } \alpha$ -нафтиламіну розчиняють у декількох кубічних сантиметрах льодяної оцтової кислоти і змішують з $150 \text{ мл } 12\%$ оцтової кислоти;

б) $0,5 \text{ г}$ сульфанілової кислоти розчиняють у 150 см^3 12% оцтової кислоти. Зберігають розчини в темних посудинах, перед застосуванням змішують розчини "а" і "б" в рівних об'ємах. Для роботи можна використати 10% розчин сухого реактиву Гріса;

5) 12% оцтова кислота. 25 см^3 льодяної оцтової кислоти розводять дистильованою водою до 200 см^3 .

Побудова калібрувального графіка. Залежно від вмісту NO_2^- у воді використовують калібрувальні шкали і відповідно перший або другий робочі розчини. Шість мірних колб об'ємом 100 см^3 наповнюють стандартними розчинами в кількостях, указаних в табл. 3.4 і 3.5, доводять їхні об'єми до 100 см^3 , додають у кожен колбу по 5 см^3 реактиву Гріса і визначають оптичну густину отриманих стандартних розчинів.

Таблиця 3.4. Використання стандартних розчинів при вмісті NO_2^- від 0 до $0,1 \text{ мг/дм}^3$

Вміст NO_2^- , мг/дм^3	0	0,02	0,04	0,06	0,08	0,1
Об'єм стандартного розчину, см^3	0	0,4	0,8	1,2	1,6	2,0

Таблиця 3.5. Використання стандартних розчинів при вмісті NO_2^- від 0 до $0,016 \text{ мг/дм}^3$

Вміст NO_2^- , мг/дм^3	0	0,002	0,003	0,005	0,0010	0,016
Об'єм стандартного розчину, см^3	0	2	3	5	10	15

Далі будують калібрувальні криві, відкладаючи на осі абсцис концентрацію NO_2^- (у мг/дм^3), а по осі ординат – оптичну густину. Оптичну густину вимірюють, використовуючи кювети шириною 5 см.

Хід визначення. У колбу об'ємом 150–200 см^3 наливають 100 см^3 досліджуваної води, додають 5 см^3 розчину реактиву Гріса і перемішують. Забарвлення з'являється через 40 хв і зберігається незмінним протягом 3 год. Через 40 хв розчини фотометрують на фотоелектроколориметрі, використовуючи зелений світлофільтр ($\lambda = 520\text{--}530 \text{ нм}$) і кювету шириною 5 см.

Вміст іонів NO_2^- (мг/дм^3) у досліджуваній пробі знаходять за калібрувальним графіком. Для вираження результатів аналізу в мг-екв/дм^3 отримані дані треба поділити на 46.

3.6. Визначення вмісту розчинених органічних речовин

У природних водах, крім неорганічних сполук, майже завжди міститься органічна речовина, що є основною відмінністю природних вод від штучних розчинів. Якщо у воді існує життя, то мають бути наслідки його прояву. Вивченість органічної речовини порівняно з мінеральною частиною води поки що гірша, що зумовлено її складністю і різноманітністю, дуже низькою концентрацією компонентів (мкг/дм^3), труднощами при аналізі.

Незважаючи на велику кількість форм, органічні сполуки складаються в основному з вуглецю, кисню і водню, які становлять 98,5 % їхньої маси. Крім того, у малих кількостях присутні азот, фосфор, сірка, калій, кальцій та інші елементи.

Прямого методу надійної кількісної оцінки органічної речовини немає, користуються непрямими показниками, які дають змогу робити висновок про сумарний вміст органічної речовини. Насамперед до них належить визначення органічного вуглецю, азоту або фосфору. Аналітично визначають один із цих елементів, який міститься в органічній речовині, далі за відомим експериментально виявленим співвідношенням між концентрацією даного елемента і загальним вмістом органічних речовин розраховують їхній вміст. Один з надійних методів є визначення органічного вуглецю $C_{\text{орг}}$,

вміст якого в органічних речовинах беруть близьким до 50 %, тобто для визначення загальної кількості органічної речовини в міліграмах треба величину вмісту $C_{\text{орг}}$ подвоїти.

Сумарну кількість органічної речовини визначають також за різницею між сухим залишком і втратою при прожарюванні з урахуванням зміни іонного складу води.

Найпоширенішим є метод характеристики вмісту органічної речовини за кількістю атомарного кисню в міліграмах, який витрачається на її окиснення в 1 дм³ води (мг/дм³ щодо О). Це так звана окиснюваність води. Залежно від окисника, який використовують, розрізняють перманганатну (окисник KMnO_4) і біхроматну (окисник $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) окиснюваності, що характеризують якісно різні компоненти органічних речовин. У прісних водах величина перманганатної окиснюваності, виражена в міліграмах на кубічний дециметр щодо атомарного кисню, близька до величини ПО органічного вуглецю (0,65–1,1). Використання біхроматної окиснюваності дає більш повне окиснення органічних речовин, крім деяких білкових сполук.

З біхроматною окиснюваністю ототожнюється поняття хімічного споживання кисню, яке виражається також у міліграмах на кубічний дециметр щодо атомарного кисню.

Непрямі уявлення про кількість органічної речовини дає біохімічне споживання кисню (БСК), тобто кількість кисню, який споживається за певний час при біохімічному окисненні у воді речовин в аеробних умовах. Його величина виражається в міліграмах на кубічний дециметр щодо молекулярного кисню (мг/дм³ щодо O_2).

Найчастіше використовується значення БСК_5 – біохімічне споживання кисню протягом 5 діб або $\text{БСК}_{\text{пов}}$ – повне біохімічне споживання кисню, закінчення якого визначається початком процесу нітрифікації, як правило, через 15–20 діб. Значенням БСК_5 користуються для оцінки ступеня забрудненості водного об'єкта та вмісту органічних речовин, які легко окиснюються.

За походженням органічні речовини поділяються на ті, що надходять ззовні (з водозбірної площі), та інші, які утворюються безпосередньо у водоймі. До першої групи належать переважно органічні речовини, що надходять з промисловими і побутовими стічними водами, і гумусові речовини, які вимиваються з ґрунтів торфовищ, лісового перегною тощо. Для поверхневих вод суші такі природні органічні речовини надзвичайно суттєві.

Інша група органічних речовин, які утворюються безпосередньо у водоймі, зумовлюється безперервними й одночасними процесами утворення первинної органічної речовини та її розкладання. Первинна органічна речовина продукується синтезувальними рослинами і хемосинтетичними бактеріями. На основі цієї речовини організми, споживаючи її, утворюють складніші види органічної матерії. Виникає харчовий ланцюг: рослини → рослинний зоопланктон і зообентос → хижий зоопланктон і зообентос → риби → риби-хижаки.

Отже, у воду потрапляють як продукти життєдіяльності згаданих організмів (екскременти, напівпереварена їжа), так і тіла відмерлих організмів. Усі зміни вмісту і властивостей органічної речовини переважно пов'язані з життєдіяльністю бактерій. Мікроорганізми, які населяють воду, перетворюють складні органічні речовини в прості. При цьому частина біохімічно стійких речовин, яка може протягом тривалого часу існувати у воді, утворює так званий водний гумус. Зменшення його вмісту у водоймі пов'язано не лише з хімічним і біохімічним впливом, а й переважно з адсорбцією завислими частинками. Проте більшість органічних речовин нестійка і в аеробних умовах розпадається до простіших на кінцевому етапі навіть до неорганічних сполук. Цей процес закінчується, коли бактерії вже не можуть використовувати притаманну органічним речовинам акумуляовану енергію.

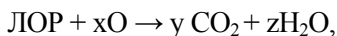
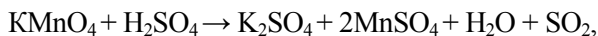
Розпад органічної речовини в природних водах називається процесом мінералізації. Він має важливе значення не лише для розкладу залишків організмів і продуктів їхньої життєдіяльності у водоймі, а й для повернення (регенерації) у воду деяких елементів (С, N, P та ін.), необхідних для живлення водних рослин.

Загальна концентрація органічних речовин у природних водах коливається в широких межах. Найбільшою вона є в болотних водах і річках з болотним живленням – до 50 мг/л і навіть вище. Висока концентрація органічних речовин іноді трапляється в підземних водах, зв'язаних з нафтоносними родовищами. Переважно збільшені концентрації виникають у водах, забруднених промисловими та побутовими стічними водами.

Незабруднені природні водойми звичайно містять мало органічних речовин. Так, в океані концентрація органічної речовини становить лише 1,98–5,42 мг/дм³, а в річках – у середньому 20. Наба-

гато менші концентрації спостерігаються щодо вмісту окремих компонентів органічної речовини природних вод. Якщо не враховувати гумусових речовин, то їхня кількість зазвичай становить десятки й сотні мкг/дм³.

При проведенні польової гідрохімічної практики у пробах води, відібраних з різних водних джерел, оцінюють вміст легкоокиснюваних органічних речовин (ЛОР) за величиною перманганатної окиснюваності. В основі її визначення лежить реакція взаємодії кисню, що виділяється перманганатом калію при його розкладанні в нагрітому кислому середовищі (напр., у присутності сірчаної кислоти) з наявною в досліджуваній пробі води розчиненою органічною речовиною. Розчин KMnO_4 має інтенсивне червоно-фіолетове забарвлення. При підкисленні й нагріванні проби води, до якої його додано, до 80–90 °С частина цього реагенту витрачається на взаємодію з розчиненими ЛОР. Залишок KMnO_4 нейтралізується надлишком стандартного розчину оксалатної кислоти $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ до повного знебарвлення аліквотної частини проби. Відразу ж після цього її титрують стандартним розчином перманганату до появи чітко вираженого світло-рожевого кольору водного розчину. Таким чином, в основі визначення ПО лежать такі окисно-відновні хімічні реакції:



Оскільки за описаних умов перманганат калію руйнує тільки легкоокиснювану складову розчиненої водної органіки, вміст якої у природних водах дуже мінливий, витрати перманганату на окиснювання різних вод може бути дуже різними. Ураховуючи це, а також доволі складний хімічний механізм зазначеного визначення, необхідно чітко дотримуватися стандартних умов усієї аналітичної процедури.

Реактиви, які використовуються:

1) 0,01 н розчин перманганату калію (марганцевокислого калію). Готується з фіксаналу або по наважці твердого реагенту. 3,16 г твердого KMnO_4 розчиняють у дистильованій воді й доводять об'єм розчину (у мірній колбі) до 1 дм³. Отриманий вихідний

розчин є 0,1 нормальним. Його витримують у темному місці протягом певного часу (5–10 днів), уточнюють концентрацію відстояного розчину, після чого шляхом його розбавлення в необхідну кількість разів готують робочий 0,01 н розчин цього реагенту;

2) 0,01н розчин оксалатної (щавлевої) кислоти. Готується з фіксаналу або по наважці твердої речовини (як відновник). 9,0 твердої $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ розчиняють у дистильованій воді в мірній колбі об'ємом 1 дм³ і доводять його об'єм до мітки. Отриманий вихідний розчин має нормальність, яка дорівнює 0,1. Розводячи його в 10 разів, отримують 0,01 н робочі розчини оксалатної кислоти;

3) розведена (1 : 2) сірчана кислота (H_2SO_4).

Хід визначення. У конічну колбу з термостійкого скла місткістю 250–300 см³ опускають декілька скляних капілярів (для забезпечення рівномірного кипіння розчину), відміряють піпеткою 100 см³ досліджуваної води, вносять її в колбу, додають до неї 5 см³ розведеної (1 : 2) H_2SO_4 та 20 см³ 0,01 н розчину KMnO_4 . Нагрівають отриманий розчин до кипіння (на електроплитці чи піщаній бані) і кип'ятять його точно 10 хв, рахуючи з моменту початку кипіння. Потім, знявши колбу з нагрівального приладу, вносять до неї 20 см³ 0,01 н розчину $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ і одразу титрують знебарвлений і прозорий гарячий розчин 0,01 н розчином KMnO_4 до появи стійкого світло-рожевого забарвлення. У випадку, коли на етапі кип'ятіння проби води з перманганатом калію вона мутніє, утворюються пластівці чи колір розчину змінюється з фіолетового на брудно-червоний, зазначені операції треба повторити, узявши для аналізу менший об'єм досліджуваної води, наприклад 50 см³, який обов'язково (перед внесенням розчинів KMnO_4 і H_2SO_4) треба довести до 100 см³ дистильованою водою.

Величину окиснюваності x (мг О/дм³) розраховують за рівнянням

$$X = \frac{(V - V_2) \cdot N \cdot 8 \cdot 1000}{V},$$

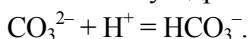
де V_1 – загальний об'єм розчину KMnO_4 , доданий до проби, см³; V_2 – об'єм розчину KMnO_4 , витрачений на окиснювання 20 см³ розчину щавлевої кислоти (якщо нормальність розчину перманганату калію дорівнює точно 0,01 н, то $V_2 = 20$ см³); V – об'єм досліджуваної води, внесений у колбу для титрування, см³; N – нормальність робочого розчину KMnO_4 ; 8 – еквівалентна вага кисню.

3.7. Визначення головних іонів, жорсткості, сухого залишку

3.7.1. Карбонатні й гідрокарбонатні іони

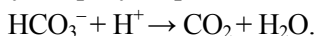
Розчинні мінеральні сполуки вуглецю в природних водах містяться в основному у вигляді розчиненого діоксиду вуглецю та карбонатних і гідрокарбонатних іонів. Кількість останніх у розрахунку на CO_2 значно перевищує кількість вільного діоксиду вуглецю, розчиненого у воді. Гідрокарбонатні іони перебувають у рівновазі з еквівалентною кількістю іонів магнію і кальцію. У глибинних і сильномінералізованих водах поряд із значною кількістю гідрокарбонатів часто зустрічаються і карбонати у вигляді солей лужних металів. Співвідношення між величинами HCO_3^- і CO_3^{2-} -іонів залежить, як уже було відзначено, від рН води та інших факторів.

Об'ємний метод визначення CO_3^{2-} і HCO_3^- -іонів полягає в титруванні однієї й тієї ж проби соляною кислотою в присутності індикаторів: спочатку фенолфталеїну, потім метилового оранжевого. За наявності карбонатів величина рН перевищує 8,3 і проба забарвлюється в рожевий колір. У такому випадку додають до розчину соляну кислоту до його повного знебарвлення. Кислота витрачається на перетворення карбонатних іонів у гідрокарбонатні:



Величина рН води в точці еквівалентності дорівнює 8,3, тому найзручнішим індикатором при титруванні карбонатних іонів є саме фенолфталеїн.

При наступному додаванні соляної кислоти гідрокарбонатні іони, які утворилися і були присутні раніше, взаємодіють з кислотою



Величина рН розчину після досягнення другої точки еквівалентності дорівнює 3,9. Тому використовується як індикатор метиловий оранжевий, який змінює свій колір від жовтого (рН > 4) до слабо-рожевого (рН < 4).

Якщо при додаванні фенолфталеїну вода, що досліджується, у рожевий колір не забарвлюється, то карбонати в ній відсутні. У такому випадку у воді визначають тільки гідрокарбонати.

Реактиви, які використовуються:

1) 0,05 н розчин соляної кислоти (HCl). Готують з фіксаналу 0,1 н розчин і розбавляють його у два рази;

2) 0,1 % спиртовий розчин фенолфталеїну, індикатор;

3) 0,5 % водний розчин метилового оранжевого, індикатор.

Хід визначення. У конічну колбу місткістю 150–200 см³ за допомогою піпетки вливають 50 см³ досліджуваної води, додають 0,2 см³ розчину фенолфталеїну й обережно по краплях титрують 0,05 н соляною кислотою до знебарвлення розчину. Підраховують за шкалою бюретки кількість витраченої соляної кислоти (V_1), додають до досліджуваної проби 2–4 краплі розчину та продовжують титрування до переходу жовтого забарвлення рідини до слабо-рожевої. Роблять другий відлік по бюретці (V_2). Вміст CO_3^{2-} (x_1) і HCO_3^- (x_2) (мг/дм³) розраховують за рівняннями

$$X_1 = \frac{2V_1 \cdot N \cdot 30 \cdot 1000}{V},$$

$$X_2 = \frac{(V_2 - V_1) \cdot N \cdot 61 \cdot 1000}{V},$$

де V_1 – об'єм розчину НСІ, який було витрачено на титрування води з фенолфталеїном, см³; V_2 – об'єм розчину НСІ, який було витрачено на титрування води з метиловим оранжевим, см³; N – нормальність розчину НСІ; 30 – еквівалентна маса карбонатного іона; 61 – еквівалентна маса гідрокарбонатного іона. Для приведення вмісту CO_3^{2-} і HCO_3^- іонів, вираженого в мг/дм³ у мг-еквівалентну форму, треба одержані величини x_1 і x_2 поділити відповідно на 30 і 61.

3.7.2. Сульфати

Наявність сульфатів у природних водах зумовлена утворенням розчинних неорганічних сполук сірки в процесі вивітрювання гірських порід, хімічними і біологічними процесами, пов'язаними з окисненням сполук сірки низької валентності (напр., сульфід). Води з підвищеним вмістом сульфатної сірки зустрічаються в районах вулканічної активності. У поверхневих водах підвищений вміст сульфатних іонів часто зумовлюється скиданням у відповідні водні об'єкти промислових стічних вод різного походження.

Турбідиметричне визначення SO_4^{2-} -іонів ґрунтується на їхній взаємодії в кислому розчині з розчинними солями барію з утворенням важкорозчинного BaSO_4 , який виділяється із розчину у вигляді

осаду. Інтенсивність помутніння водного розчину при дотриманні певних умов прямо залежить від концентрації сульфатних іонів у досліджуваній воді. Цей метод зручний для використання в польових умовах і дає можливість визначити концентрацію сульфатних іонів у воді від 25 до 70 мг/дм³ SO₄²⁻.

Вимірювання інтенсивності помутніння проводиться в спеціальній мутномірній пробірці й ґрунтується на вимірюванні висоти стовпа рідини в цій пробірці, через який спостерігається хрест і точки певного розміру, нанесені спеціальною фарбою на дно пробірки.

Якщо вміст сульфатних іонів у воді більше 70 мг/дм³, то її треба попередньо розбавити.

Реактиви, які використовуються:

- 1) розчинена (1 : 1) соляна кислота (HCl);
- 2) 10 % розчин хлористого барію (BaCl₂).

Хід визначення. У мутномірну градуйовану пробірку наливають досліджувану воду до верхньої позначки (100 мм), додають дві краплі розчину соляної кислоти, 0,5см³ розчину хлористого барію і добре перемішують розчин. Пробірку вставляють у гніздо мутноміра і залишають на 10 хв. Потім знову перемішують розчин у пробірці й відбирають його піпеткою доти, поки (при спостереженні згори) не з'явиться ледь помітне зображення хреста і точок. Потім додають кілька крапель помутнілої рідини (до зникнення зображення). Вимірюючи висоту стовпа і використовуючи дані табл. 3.6, знаходять концентрацію сульфатних іонів у досліджуваній воді.

Таблиця 3.6. Концентрація SO₄²⁻ у воді залежно від висоти стовпа рідини в пробірці

Висота стовпа рідини, мм	Концентрація SO ₄ ²⁻ , мг/дм ³	Висота стовпа рідини, мм	Концентрація SO ₄ ²⁻ , мг/дм ³
100	25	50	50
95	27	45	55
85	30	41	60
75	35	37	65
65	40	35	70
57	45	33	75

Метод об'ємного аналізу використовується для визначення сульфатних іонів з концентрацією SO₄²⁻ понад 70 мг/дм³. В його основі є осадження сульфатних іонів розчином хлористого

барію відомої концентрації й визначення надлишку останнього розчином трилону Б. Досить надійні результати можливі при аналізі вод з невеликою жорсткістю і при точному дотриманні методики визначення.

Реактиви, які використовуються:

- 1) 0,1 н розчин соляної кислоти (HCl);
- 2) 0,1 н розчин хлористого барію (BaCl₂).

Готують, використовуючи відповідний фіксанал, чи розчиняють 12,2 г BaCl₂ · 2H₂O у дистильованій воді й доводять об'єм розчину до 1 дм³;

3) 0,1 н розчин хлоритого магнію (MgCl₂). Розчиняють 4,76 г MgCl₂ у дистильованій воді й доводять об'єм розчину до 1 дм³;

4) 0,05 н розчин трилону Б. Розчиняють 9,307 г трилону у дистильованій воді й доводять об'єм розчину до 1 дм³;

5) аміачний буферний розчин. Розчиняють 53,5 г твердого NH₄Cl у дистильованій воді, додають 250 см³ концентрованого розчину аміаку (25 %) і доводять об'єм розчину до 1 дм³;

6) еріохром чорний Т, індикатор (старанно розтерта суміш реактиву із NaCl у співвідношенні 1 : 100).

Хід визначення. Перед тим як розпочати аналіз, необхідно визначити жорсткість води та орієнтовний вміст SO₄²⁻-іонів (турбідиметрично). Необхідні для аналізу кількості води й розчину осаду вибирають, виходячи з табл. 3.7.

Таблиця 3.7. Кількість води і розчину осаджувача, необхідні для аналізу SO₄²⁻

Жорсткість води, мг-екв/дм ³	Об'єм води, см ³	Кількість SO ₄ ²⁻ (мг) у взятому об'ємі води	Кількість BaCl ₂ для осаджування, см ³
0,5–7,0	50	до 10	4
7,0–15,0	25	10–20	6
Більше 15,0	10	20–25	7

Воду в об'ємі, вибраному відповідно до даних табл. 3.7, наливають у колбу для титрування і додають краплями 0,1 н розчин HCl до забарвлення паперу конго в бузковий колір. Досліджуваний розчин розбавляють до 50 см³ дистильованою водою і додають потрібну кількість 0,1 н розчину хлористого барію (див. табл. 3.7),

перемішують і залишають на 10 хв. Потім ще додають до нього 5 мл буферного розчину, 1 см³ розчину хлористого магнію, 0,1 н порошку індикатора і титрують 0,05 н розчином трилону до переходу забарвлення з винно-червоного в чисто синє. Якщо перехід нечіткий, то до аналізованого розчину додають ще 1 см³ розчину MgCl₂ і продовжують титрувати так, як указано вище.

Вміст сульфатних іонів x (мг/дм³) розраховують за рівнянням

$$X = \frac{[N_1V_1 - (NV_2 - NV_3 - N_2V_4)]}{V} \cdot 48 \cdot 1000,$$

де V_1 – об'єм розчину BaCl₂ доданого до проби, яка аналізується, см³; V_2 – об'єм розчину трилону Б, використаного на титрування проби, см³; V_3 – об'єм розчину трилону Б, використаного на визначення жорсткості в об'ємі води, узятому для визначення SO₄²⁻-іонів, см³; V_4 – об'єм розчину MgCl₂, доданого до аналізованої проби, см³; V – об'єм води, узятої для аналізу, см³; N_1 – нормальність розчину BaCl₂; N – нормальність розчину трилону Б; 48 – еквівалентна маса SO₄²⁻-іона; N_2 – нормальність розчину MgCl₂.

Для вираження вмісту SO₄²⁻ у мг-екв/дм³ потрібно одержаний результат (мг/дм³) поділити на 48.

3.7.3. Хлориди

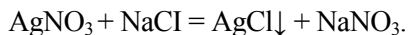
Хлоридні іони, головним чином у вигляді натрієвих, рідше калієвих, магнієвих і кальцієвих солей містяться в більшості природних вод і є важливою складовою мінералізації та показником походження води. Вміст їх змінюється в широких межах: від десятих часток і цілих міліграмів на кубічний дециметр в атмосферних опадах і прісних поверхневих водах до сотень міліграмів на кубічний дециметр у високомінералізованих підземних водах і розсолах.

У поверхневих водах великі концентрації хлоридів зустрічаються рідко. Тому підвищений вміст СГ у таких водах найчастіше зумовлений їхнім забрудненням стічними водами.

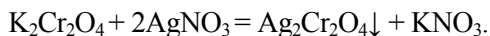
Визначення хлоридів у різних водах зручніше проводити об'ємними методами: аргентометричним (метод Мора) чи меркурOMETричним (з дифенілкарбазоном як індикатором).

Аргентометричний метод визначення СГ належить до одного з об'ємно-аналітичних методів – методу осадження. Він ґрунтується на переведенні досліджуваного компонента (у даному випад-

ку Cl^- -іона) у важкорозчинний осад. Робочим розчином є розчин азотнокислого срібла відомої концентрації. Метод базується на кількісній реакції



Як індикатор використовують розчин хромовоокислого калію, який має жовтий колір. Хромовоокислий калій взаємодіє з азотнокислим сріблом, утворюючи малорозчинний осад червоно-бурого кольору



Але розчинність його порівняно з AgCl значно більша. Тому з розчину, який містить одночасно іони Cl^- і $\text{Cr}_2\text{O}_4^{2-}$, спочатку осаджується AgCl . Після повного осадження останнього азотнокисле срібло починає реагувати з хромовоокислим калієм і розчин одразу набуває буруватого кольору, який свідчить про кінець титрування.

Аргенометричним методом можна визначити будь-яку кількість хлоридних іонів, але при незначному їхньому вмісті (менше 10 мг/дм^3) перехід забарвлення, що показує на досягання точки еквівалентності, розтягнутий і помилка аналізу зростає. Цей метод не застосовується для аналізу дуже забарвлених вод і вод, які мають $\text{pH} < 6$.

Реактиви, які використовуються:

1) $0,01\text{--}0,02 \text{ н}$ розчин азотнокислого срібла (AgNO_3). $1,7\text{--}3,4 \text{ г}$ твердого AgNO_3 розчиняють у дистильованій воді й доводять об'єм розчину до 1 дм^3 ;

2) $0,01$ розчин хлористого натрію (NaCl) готується розчиненням $0,584 \text{ г}$ NaCl в 1 дм^3 дистильованої води (чи з відповідного фіксаналу);

3) 10% розчин хромовоокислого калію ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_4$).

Хід визначення. 100 см^3 досліджуваної води за допомогою піпетки вливають у конічну колбу для титрування місткістю $250\text{--}300 \text{ см}^3$ і додають 1 см^3 розчину хромовоокислого калію. Потім пробу титрують стандартним розчином AgNO_3 до першої зміни забарвлення. Правильно відмічена зміна забарвлення розчину, що титрується, свідчить про закінчення реакції, яка контролюється додаванням ще $1\text{--}2$ крапель розчину AgNO_3 , (до зростання інтенсивності забарвлення розчину, яке з'явилося).

Вміст хлоридних іонів x (мг/дм³) визначають за формулою

$$X = \frac{V_1 H_1 \cdot 35,5 \cdot 1000}{V},$$

де V_1 – кількість розчину AgNO_3 , витрачена на титрування, см³; V – об'єм досліджуваної проби, см³; H_1 – нормальність розчину AgNO_3 ; 35,5 – еквівалентна маса хлоридного іона.

Для вираження результатів аналізу (у мг-екв/дм³) отриманий результат треба поділити на 35,5.

Примітка. Водний розчин азотнокислого срібла на світлі нестійкий. Тому його слід зберігати в посудині з темного скла, періодично перевіряючи концентрацію розчину за стандартним розчином NaCl .

3.7.4. Визначення жорсткості води

Жорсткість (твердість) природної води дорівнює сумі концентрацій іонів кальцію і магнію незалежно від того, з якими аніонами вони зв'язані. Жорсткість – це важлива технологічна характеристика води, яка обмежує її придатність для використання в промисловості й сільському господарстві. Виражається жорсткість води в мілімолях розчинених солей кальцію і магнію, які містяться в 1 дм³ води.

Розрізняють декілька видів жорсткості води: загальну, тимчасову (ліквідовну), постійну (неліквідовну), карбонатну, некарбонатну.

Загальна жорсткість характеризується величиною загального вмісту всіх розчинених сполук кальцію і магнію і може змінюватися в широких межах. При цьому воду із загальним вмістом іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} (мг-екв/дм²) називають м'якою, а воду, в якій сумарний вміст цих іонів перевищує 6–9 мг-екв/дм², – жорсткою.

Кількість кальцію і магнію, еквівалентна кількості розчинених у воді карбонатів і гідрокарбонатів, називається *карбонатною жорсткістю*.

Некарбонатна жорсткість дорівнює різниці між загальною і карбонатною жорсткостями: вона показує частку кальцію і магнію, яка відповідає аніонам інших кислот. Тимчасова жорсткість, як і карбонатна, зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатних іонів.

Вона характеризує ту частку катіонів кальцію і магнію, яку можна перевести в нерозчинні карбонати за рахунок руйнування гідрокарбонатних іонів при кип'ятінні води



Унаслідок цієї реакції утворюються карбонати, які мають певну розчинність, тому в розчині залишається деяка кількість іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , що перебувають у рівновазі з осадом. Ця кількість іонів кальцію і магнію і некарбонатна жорсткість води характеризують величину *постійної жорсткості*.

Таким чином, між різними видами жорсткості існують такі співвідношення:

1. Загальна жорсткість = карбонатна жорсткість + некарбонатна жорсткість.

2. Загальна жорсткість = тимчасова жорсткість + постійна жорсткість.

Звичайно при проведенні аналізу води визначають загальну жорсткість. Дуже легко знайти тимчасову жорсткість, визначаючи вміст іонів кальцію і магнію після кип'ятіння води і віднімаючи отриманий результат від величини загальної жорсткості. Карбонатна, некарбонатна і постійна жорсткості можуть бути знайдені розрахунковим способом.

Визначення загальної жорсткості. Об'ємне або трилонометричне визначення загальної жорсткості базується на тому, що трилон Б у водному середовищі при рН 8-10 утворює з іонами кальцію і магнію стійкі комплексні сполуки.

Реактиви, які використовуються:

- 1) 0,025 н (чи 0,05 н) розчин трилону Б;
- 2) аміачний буферний розчин;
- 3) еріохромчорний Т, індикатор.

Хід визначення. У колбу для титрування місткістю 200 см³ вносять необхідний об'єм досліджуваної води, розбавляють її до 100 см³ дистильованою водою, додають 5 см³ буферного розчину і таку саму кількість індикатора, у результаті цього розчин набуває виразного винно-червоного кольору. Потім титрують, постійно перемішуючи розчин у колбі до переходу кольору винно-червоного до чисто-синього. Для точного визначення точки еквівалентності зручно використовувати "свідка", тобто де-

що перетитрований розчин. Порівнюючи колір досліджуваного розчину з кольором "свідка", знаходять кількість розчину трилону, який іде на титрування.

Сумарний вміст іонів кальцію і магнію x , тобто жорсткість води (у ммоль/дм³) розраховують за рівнянням

$$X = \frac{N \cdot V_1 \cdot 1000}{V_2},$$

де V_1 – об'єм розчину трилону Б, використаного на титрування, см³; N – нормальність трилону; V_2 – об'єм води, узятій для визначення, см³.

Визначення тимчасової жорсткості. Пробу води об'ємом 50–100 см³ вносять у термостійку конічну колбу об'ємом 250–300 см³ і кип'ятять 45 хв обережно, щоб не було розбрикування розчину. Охолоджують вміст колби і титрують Ca^{2+} і Mg^{2+} , що залишилися в розчині так, як описано вище. Відмітивши об'єм розчину трилону, використаного на титрування, розраховують за наведеною вище формулою вміст іонів Ca^{2+} і Mg^{2+} у пробі, який відповідає постійній (некарбонатній, неліквідовній) жорсткості. Тимчасову (карбонатну, ліквідовну) жорсткість знаходять за різницею між загальною і постійною жорсткістю.

3.7.5. Іони Ca^{2+}

Кальцій у вигляді розчинених солей, головним чином гідрокарбонатів, є постійним компонентом природних вод. У високомінералізованих і солоних водах кальцій зустрічається також у вигляді хлористих і сірчаноокислих солей.

Вміст солей кальцію змінюється в широких межах і зумовлений контактом природних вод з карбонатами осадових порід (CaCO_3 , SrCO_3 , MgCO_3), а також з породами, які містять гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Концентрація іонів кальцію залежить від вуглекислотної рівноваги у воді, при порушенні якої надлишок іонів кальцію може виділитися з розчину у вигляді малорозчинних карбонатів.

Об'ємний (трилонометричний) метод визначення кальцію є найбільш поширеним і зручним для користування як у лабораторії, так і в польових умовах. Використовуючи цей метод, при титру-

ванні 100 см³ проби можна визначити від 1 мг/дм³ і більше кальцію. Кальцій у природних водах зустрічається звичайно разом з магнієм. Визначення кальцію в присутності магнію ґрунтується на тому, що комплекс кальцію з трилоном стійкий в лужному середовищі (рН 12-13), тоді як сполуки магнію з трилоном у такому середовищі не утворюються. Як індикатор при визначенні кальцію використовується мурексид.

При взаємодії мурексиду з кальцієм у лужному середовищі утворюється комплекс, який забарвлює розчин у червоний колір. У той же час вільна форма індикатора має фіолетове забарвлення. Оскільки стабільність комплексу кальцію з мурексидом значно менша за стабільність його комплексу з трилоном, то доданий при титруванні проби трилон Б витісняє мурексид з його сполуки з кальцієм. Тому в точці еквівалентності, тобто при повному зв'язуванні іонів кальцію трилоном, спостерігається зміна забарвлення розчину з червоного на фіолетове. Для поліпшення чіткості переходу до мурексиду додають невелику кількість іншого індикатора – нафтолового зеленого Б.

За наявності в досліджуваній воді значної кількості завислих речовин її попередньо фільтрують. Якщо вода містить велику кількість катіонів деяких металів, наприклад Mg^{2+} , Cu^{2+} , Mn^{2+} , Na^{+} , K^{+} , то для ліквідації негативного впливу останніх воду розбавляють.

Реактиви, які використовуються:

- 1) 0,05 н розчин трилону Б;
- 2) 0,1 н розчин соляної кислоти (HCl), готують з фіксаналу;
- 3) 1 н розчин їдкого натру (NaOH). 40 г твердого NaOH розчиняють у дистильованій воді й після охолодження доводять об'єм розчину до 1 дм³;
- 4) мурексид, індикатор. Змішують 0,2 г мурексиду і 0,5 г нафтолового зеленого Б з 100 г NaCl і розтирають у тонкий порошок.

Хід визначення. У конічну колбу для титрування місткістю 250 см³ додають за допомогою піпетки 50 см³ досліджуваної води, вносять у неї шматочок індикаторного паперу конго, потім додають у колбу краплями, інтенсивно перемішуючи, 0,1 н розчин соляної кислоти доти, поки індикаторний папір не забарвиться в бузковий колір. Розчин кип'ятять 5 хв для усунення розчиненого вуглекислого газу, після чого закривають пробкою і охолоджують. До холодного розчину додають 2,5 см³ 1 н розчину їдкого натру і

таку кількість індикаторної суміші, щоб розчин забарвився в яскравий червоний колір. Титрують пробу 0,05 н розчином трилону Б (у присутності перетитрованої проби як "свідка") до переходу забарвлення у фіолетове, стійке протягом 3–5 хв.

Вміст Ca^{2+} х (мг/дм³) розраховують за формулою

$$X = \frac{V_1 \cdot N_1 \cdot 20 \cdot 1000}{V},$$

де V_1 – об'єм розчину трилону, витраченого на титрування, см³; N_1 – нормальність розчину трилону; V – об'єм води, узятій для визначення, см³; 20 – еквівалентна маса кальцію.

Для вираження результатів аналізу в мг-екв/дм³ треба отриману величину поділити на 20.

3.7.6. Іони Mg^{2+}

Вміст солей магнію в природних водах визначається геологічними умовами формування водоносних шарів і горизонтів. Концентрація іонів Mg^{2+} у природній воді звичайно менша, ніж концентрація іонів Ca^{2+} . При аналізі поверхневих вод вміст магнію розраховують за жорсткістю води і вмістом у ній кальцію. У деяких випадках магній визначають комплексонометричним методом.

Визначення магнію розрахунковим методом. Знаючи жорсткість води і концентрацію іонів кальцію в ній, виражену в мг-екв/дм³, вміст магнію (у мг-екв/дм³) знаходять відніманням другої величини від першої. Для вираження результатів визнання іонів Mg^{2+} в мг/дм³ води отриманий результат необхідно помножити на 12,2 (еквівалентну масу магнію).

3.7.7. Розрахунок сумарного вмісту іонів натрію і калію

Вміст іонів натрію і калію в поверхневих і підземних водах залежить від геологічних умов у басейнах річок і водоносних шарах ґрунтів і порід, в яких відбувається формування хімічного складу природних вод. Зазвичай вміст натрію перевищує вміст калію.

Підвищення концентрацій цих елементів може спостерігатися в деяких поверхневих водах, наприклад річкових, що зумовлюється забрудненням їх стічними водами чи зливом солей натрію і калію з урбанізованих територій або із сільськогосподарських угідь, де вони використовуються як мінеральні добрива.

Для визначення натрію і калію використовують різні хімічні методи: ваговий, колориметричний, полум'янофотометричний тощо. При проведенні польової гідрохімічної практики концентрації зазначених речовин розраховують за різницею між сумарним вмістом аналітично визначених аніонів (HCO_3^- , CO_3^{2-} , Cl^- , SO_4^{2-}) і катіонів (Ca^{2+} і Mg^{2+}). При цьому загальний вміст Na^+ і K^+ вираховують як різницю між сумою міліграм-еквівалентів указаних аніонів і катіонів, які містяться в 1 дм^3 досліджуваної води. При такому розрахунку речовини, концентрації яких менші 0,1 мг-екв/ дм^3 , взагалі не враховуються.

Якщо сумарний вміст аніонів, виражений в мг-екв/ дм^3 , виходить меншим, ніж сумарний вміст усіх катіонів, вважають, що іони Na^+ і K^+ в досліджуваній воді практично відсутні. Якщо це відхилення перевищує 3 % щодо суми всіх іонів за загальної мінералізації води 300 мг/ дм^3 і 5 % при загальній мінералізації води менше 300 мг/ дм^3 , то можна дійти висновку, що при аналізі допущено помилки. Для переведення вирахованого вмісту суми катіонів Na^+ і K^+ з мг-екв/ дм^3 в мг/ дм^3 величину, виражену в мг-екв/ дм^3 , помножують на емпіричний коефіцієнт, який дорівнює 25.

3.7.8. Визначення сухого залишку

Як відомо, у воді у природних умовах завжди є розчинені мінеральні та органічні сполуки, завислі речовини мінеральної й органічної природи.

Завислі речовини відокремлюються від розчинених відстоюванням, фільтруванням, центрифугуванням. Кількість завислих речовин визначають шляхом фільтрування та висушування осаду, який залишився на фільтрувальному папері, до сталої маси при 105 °С.

При випарюванні води розчинені в ній речовини випадають в осад, або руйнуються і частково чи повністю випаровуються. Кількість (вагова) утвореного сухого залишку пов'язана з мінералізацією води і залежить як від вмісту розчинених неорганічних і органічних речовин, так і від форми, в якій ці сполуки містяться в розчині.

Визначення сухого залишку має велике практичне значення. За його величиною можна визначити загальну мінералізацію води, оцінити вміст розчинених органічних речовин, а також проконтролювати правильність результатів, отриманих у ході загального хімічного аналізу води.

Сухий залишок досить точно визначається ваговим методом, проте його величина не збігається із сумарним вмістом іонів, визначених при аналізі. Це зумовлено наявністю у воді розчинених речовин, які не визначаються при аналізі, а також хімічними змінами сольової частини осаду при випарюванні води. Так, при випарюванні руйнуються гідрокарбонати, відбувається гідроліз солей Са і Mg, не повністю випаровується кристалізаційна вода, що входить до складу сульфатних солей. Тому в ході визначення сухого залишку до води, що аналізується, додають соду, яка переводить розчинні солі в карбонати, що у свою чергу дозволяє зневоднити осад. Сухий залишок поверхневих вод зазвичай дещо перевищує суму мінеральних речовин, визначених хімічним аналізом. Проте, якщо його величина, знайдена при аналізі води з незначним вмістом розчинених органічних речовин, перевищує на 5 % суму іонів, визначену аналітично, це означає, що при аналізі води допущено помилки.

Хід визначення. Фарфорову чашку, призначену для випаровування досліджуваної проби води, висушують при 105–110 °С до сталої маси. Потім вносять соду (Na_2CO_3) в кількості, що перевищує передбачений вміст розчинених солей у досліджуваному об'ємі проби приблизно у 2–3 рази (кількість розчинених солей попередньо підраховують після визначення основного хімічного складу досліджуваної проби води). Чашку з карбонатом натрію зважують і додають у неї досліджувану воду. Об'єм води вибирають так, щоб маса утвореного сухого залишку становила 50–500 мг. Поміщають чашку з водою на водяну баню і випаровують досуха. Витирають чашку з осадом фільтрувальним папером, ставлять у сушильну шафу і висушують при температурі 110–120 °С протягом 2–3 год до сталої маси.

Величину сухого залишку x (мг/дм³) розраховують за формулою

$$X = \frac{(a - b) \cdot 1000}{V},$$

де a – маса чашки із сухим залишком, мг; b – маса чашки із содою, мг; V – об'єм води, взятий для визначення сухого залишку.

3.8. Способи форми вираження і контроль якості отриманих аналітичних результатів хімічного аналізу води

Після відбору проби води і виконання аналізу складається таблиця, до якої, крім його результатів, необхідно вносити такі відомості: 1) об'єкт та його місцезнаходження; 2) дата відбору проб води (рік, місяць, число). Результати аналізу заносяться до таблиці в трьох формах: у міліграмах (чи г/дм³), у мілімолях кількості речовини еквівалента або в мілімолях кількості речовини еквівалента на дм³ у відсотках кількості речовини еквівалента. У гідрохімічній практиці важливо вміти зробити перерахунок результатів проб води з однієї форми виразу в іншу. Для переходу від масової концентрації до молярної маси еквівалентів необхідно числове значення молярної маси еквівалентів поділити на молярну концентрацію еквівалента. Наприклад, масовій концентрації HCO_3^- 0,145 г/дм³ відповідає молярна концентрація еквівалента (число еквівалентності)

$$C(\text{HCO}_3^-) = 0,145/61,018 = 2,38 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3, \text{ чи } 2,38 \text{ ммоль/дм}^3.$$

Еквівалентна форма вираження результатів аналізу має особливе значення в гідрохімічній практиці, але її використання не виключає одночасного використання інших форм. При використанні еквівалентної форми всі речовини виражені в тих хімічно рівноцінних одиницях, пропорційно яким вони вступають між собою в реакцію і зв'язані у твердих солях.

При вивченні природних вод, особливо при порівнянні вод різної мінералізації, важливо знати співвідношення між іонами, для чого дуже зручно використовувати відносний вміст кількості речовини еквівалентів (КРЕ) від загальної суми іонів у даній воді. При цьому сума аніонів і катіонів береться за 100 %. Відповідно відносний еквівалентний вміст будь-якого з іонів визначається виразом

$$\text{КРЕ}_a = \frac{a \cdot 100}{\sum a}, \quad \text{КРЕ}_k = \frac{k \cdot 100}{\sum k},$$

де a – вміст аніона, ммоль/дм³; k – вміст катіона, ммоль/дм³.

Еквівалентна форма дає можливість розраховувати деякі головні іони, не виконуючи прямого аналітичного визначення. Так, якщо не вимагається роздільного визначення Na чи K, то часто застосовують розрахунок їхньої суми (Na + K) за різницею сум еквівалентів. Очевидно, що сума еквівалентів (Na + K) дорівнюватиме різниці еквівалентів інших іонів, а саме:

$$(\text{Na}^+ + \text{K}^+) = (\text{HCO}_3^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^-) - (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}).$$

Зазвичай дане визначення найменш точне, оскільки воно включає всю суму похибок, які накопичуються при окремих визначеннях інших іонів. Для переведення молярної концентрації еквівалентів (ммоль Na + K) у масову концентрацію в мг/дм³, величину молярної концентрації помножують на емпіричний коефіцієнт, який дорівнює для прісних вод 25, а для мінералізованих 24. Точність аналізу води зазвичай не перевищує 1 % і тому достатньо обмежитися трьома значущими цифрами.

У таблиці обов'язково має бути сума іонів, яка характеризує мінералізацію води. Корисно навести величину сухого залишку, якщо він визначався аналітичним шляхом. Іони раціональніше розміщувати в певному порядку.

Аніони розміщують за порядком їхньої хімічної активності, щодо катіонів цього правила не дотримано, оскільки більш активний кальцій стоїть після магнію. Таке розміщення іонів зручне для комбінування при перерахуванні хімічного складу води з іонної форми в еквівалентну. Об'єднуючи еквівалентні кількості катіонів і аніонів у тому порядку, в якому вони розміщені, отримаємо сольовий склад води.

Для наочного зображення даних хімічного складу природних вод використовується формула Курлова. Формула Курлова є псевдодробом, у чисельнику якого зліва направо записуються аніони (у відсотках кількості речовини еквівалента) у порядку зменшення. У знаменнику таким же способом записуються катіони. Кількість катіонів і аніонів округлюється до цілих чисел. Зліва від дробу записується значення загальної мінералізації води в г/дм³ (табл. 3.8). Справа від дробу інколи записується значення температури води (°C).

Формула Курлова

$$0,26 \frac{\text{HCO}_3 \text{ } 72 \text{Cl} 17 \text{SO}_4 11}{\text{Ca} 56 \text{Mg} 28 (\text{Na} + \text{K}) 16} \quad 1,16 \frac{\text{Cl} 45 \text{SO}_4 32 \text{HCO}_3 23}{(\text{Na} + \text{K}) 43 \text{Ca} 41 \text{Mg} 16} \quad 8,0 \frac{\text{SO}_4 59 \text{Cl} 35 \text{HCO}_3 6}{(\text{Na} + \text{K}) 65 \text{Mg} 23 \text{Ca} 12}.$$

**Таблиця 3.8. Приклад розрахунку формули Курлова
для річкових вод**

Іони	р. Дніпро – м. Канів			р. Сіверський Донець – с. Кружилівка			р. Калаус – с. Петрівське (Ставропольський край)		
	мг/л	Кількість речовини еквівалента		мг/дм ³	Кількість речовини еквівалента		мг/дм ³	Кількість речовини еквівалента	
		ммоль/дм ³	%		ммоль/дм ³	%		ммоль/дм ³	%
Катіони									
Na ⁺ + K ⁺	13,6	0,55	16	186	7,47	43	1917	77,1	65
Mg ²⁺	12,3	1,01	28	34	2,80	16	379	31,2	23
Ca ²⁺	40,2	2,0	56	144	7,19	41	303	15,1	12
Σ _к	66,1	3,56	100	364	17,46	100	2599	123,4	100
Аніони									
Cl ⁻	22,1	0,62	17	275	7,76	45	1547	43,7	35
SO ₄ ²⁻	18,4	0,38	11	270	5,62	32	3527	73,5	59
HCO ₃ ⁻	156,0	2,56	72	249	4,08	23	378	6,19	6
Σ _а	196,5	3/56	100	794	17,46	100	5452	123,4	100
Сума іонів (мінералізація)	263			1158			8051		

При складанні хімічної назви води необхідно дотримуватися правила мови, згідно з яким основний прикметник пишеться повністю, а прикметник, який вказує на другорядну властивість предмета, подається скорочено. Якщо в хімічному складі води переважають аніони хлоридний і сульфатний, причому сульфатного більше, ніж хлоридного, то воду треба називати хлоридно-сульфатною, а не сульфатно-хлоридною.

У формулі Курлова не існує загальноприйнятого принципу виділення головних іонів. Найчастіше для мінеральних вод як межу беруть 20 %, а для прісних – 25 %. У гідрохімічній практиці до головних відносять ті іони, вміст яких дорівнює чи більший 25 % кількості речовини еквівалента.

Існують декілька десятків класифікацій хімічного складу природних вод, які ґрунтуються на різних принципах і мають різне практичне використання і значення. До найбільш уживаних належать класифікації Ч. Пальмера, С. О. Щукарева, Н. І. Толстихіна, В. А. Суліна, О. О. Алєкіна; для мінеральних вод – В. В. Іванова і Г. О. Невраєва; для розсолів – М. Г. Валяшка [3, 4].

Для поверхневих вод найбільш придатною є класифікація О. О. Алєкіна. В її основу покладено два принципи: переважаючих іонів і співвідношень між іонами. О. О. Алєкін переважаючими вважає іони з найбільшим відносним вмістом у відсотках при перерахунку на кількість речовин еквівалента.

Усі природні води за переважаючим аніоном поділяються на три класи: 1) клас гідрокарбонатних вод; 2) клас сульфатних вод; 3) клас хлоридних вод. Виділені три класи одразу в загальних рисах характеризують хімічний склад води. До гідрокарбонатного класу належить більша частина маломінералізованих вод річок, озер і деяких підземних вод. До класу хлоридних вод належать переважно високомінералізовані води океану, морів, солоних озер, підземні води закритих структур. Води сульфатного класу за розповсюдженням і мінералізацією є проміжними між гідрокарбонатними і хлоридними водами. Генетично вони зв'язані з різними осадовими породами.

Кожний клас за цією класифікацією поділяється за переважаючим катіоном на три групи вод: кальцієву, магнієву і натрієву. Кожна група у свою чергу розділена на чотири типи вод, які визначаються співвідношенням між іонами в еквівалентах.

Перший тип характеризується співвідношенням $\text{HCO}_3^- > \text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$. Води цього типу є лужними, м'якими, утворюються при розчиненні продуктів вивітрювання вивержених порід, які містять значну кількість натрію і калію. Вони також можуть утворюватися за рахунок обмінних реакцій між кальцієм вод і натрієм у вбирному комплексі порід. Води першого типу найчастіше маломінералізовані, але у безстічних озерах можуть мати і дуже високу мінералізацію.

Другий тип характеризується співвідношенням $\text{HCO}_3^- < \text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+} < \text{HCO}_3^- + \text{SO}_4^{2-}$.

Води цього типу зв'язані з різними осадовими породами і продуктами вивітрювання корінних порід. До цього типу належать більшість вод річок, озер, підземних вод малої та помірної мінералізації.

Третій тип характеризується співвідношенням $\text{HCO}_3^- = 0$, тобто води цього типу кислі. Тому до класу гідрокарбонатних вод цей тип не входить, і його води містяться тільки в сульфатному і хло-

ридному класі у групах Ca і Mg, де немає першого типу. До четвертого типу належать води рудні, болотні, вулканічні, а також води сильно забруднені промисловими стічними водами.

Для позначення класів, груп і типів у цій класифікації існують символи. Клас позначається символом відповідного аніона: C-HCO_3^- , S-SO_4^{2-} , Cl-Cl^- , група – символом катіона: Na, Ca, Mg; тип – римською цифрою. Символи пишуться таким чином: $\text{C}_{\text{II}}^{\text{Ca}}$ – гідрокарбонатний клас, група кальцієва, тип другий; $\text{S}_{\text{II}}^{\text{Na}}$ – сульфатний клас, група натрієва, тип другий; для більш різноманітного складу – $\text{ClS}_{\text{III}}^{\text{Na,Mg}}$ – сульфатно-хлоридний клас, група натрієва тип третій. Другий аніон чи катіон вводиться в індекс у тому випадку, якщо його вміст лише небагато (у межах 5 % у перерахунку на кількість речовини еквівалента) поступається першому іону.

Крім того, до індексу додаються значення мінералізації (внизу, з точністю до 0,1 г/дм³) і загальної жорсткості (зверху, з точністю до цілих одиниць речовини еквівалента в ммоль/дм³), наприклад $\text{C}_{11,04}^{\text{Ca}}_6$ (нижній індекс) – клас гідрокарбонатний, група кальцієва, тип другий, мінералізація 0,4 г/дм³, жорсткість 6 ммоль/дм³ кількості речовини еквівалента. Коротко цю воду можна назвати так: гідрокарбонатна кальцієва другого типу.

Якщо розглянути приклад з табл. 3.7, то за О. О. Алексінін ці води можна класифікувати таким чином: р. Дніпро (м. Канів) – $\text{C}_{10,3}^{\text{Ca}}$ – гідрокарбонатний клас, група кальцієва, тип перший, мінералізація 0,3 г/дм³; р. Сіверський Донець (с. Кружилівка) – $\text{Cl}_{\text{III},2}^{\text{Na+K}}$ – хлоридний клас, група натрієво-калієва, тип другий, мінералізація 1,2 г/дм³.

Інколи виникає потреба обчислити іонний стік у даному створі річки (R_i) за концентрацією іонів і витратами води. Методика таких розрахунків описана в літературі, ми ж відзначимо її суть. Іонний стік – це кількість розчинених хімічних речовин, яка виноситься з певним об'ємом води за деякий проміжок часу. Тому він обчислюється таким чином (виражений в тоннах):

$$R_i = C \cdot W,$$

де C – концентрація іона у воді, мг/дм³; W – об'єм водного стоку, м³ чи км³.

Загальний контроль за еквівалентним вмістом іонів
(за умови експериментального визначення всіх головних катіо-

нів і аніонів, у тому числі натрію і калію). Для цього вираховують вміст аніонів і катіонів (ммоль/дм³) і визначають похибку аналізу (x) за формулою

$$X = \frac{A - K}{A + K},$$

де А і К суми аніонів і катіонів відповідно, ммоль/дм³. Ця похибка для вод різної мінералізації не повинна перевищувати:

Мінералізація, ммоль/дм ³	Похибка, %
> 15	2
5–15	2–5
3–5	5–10

Загальний контроль за сухим залишком. При випаровуванні води речовини, розчинені в ній (крім газів), утворюють сухий залишок. При цьому гідрокарбонати розкладаються: $2\text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$. Через це у вигляді діоксиду вуглецю і води втрачається приблизно половина їхньої масової кількості. Тому сухий залишок має чисельно дорівнювати сумі масових кількостей усіх розчинених твердих речовин, причому кількість гідрокарбонат-іонів у цьому випадку зменшується вдвічі.

Унаслідок того, що природні води містять розчинені органічні речовини, розрахований сухий залишок завжди менше знайденого експериментально. Допустиме розходження в масі розрахованого та експериментального сухого залишку для вод, окиснюваність яких менша 5 мгО/дм³, не повинно перевищувати:

Розрахований сухий залишок мг/дм ³	Розходження в масі розрахованого та експериментального сухого залишку
100	30 мг/дм ³
100–500	50 мг/дм ³
500–5000	10 %
5000–10000	5–10 %

При цьому, розраховуючи сухий залишок за даними експериментальних аналітичних результатів, до його величини слід додати вміст кремнієвої кислоти в міліграх SiO₂ в 1 дм³ води, який в річкових водах басейну Дніпра може варіювати в межах від одиниць до перших десятків міліграмів на кубічний дециметр.

Частковий контроль за результатами окремих визначень. Якщо у воді знайдено CO_3^{2-} , то рН води не може бути меншим 8,1–8,2. Смакові якості води починають виявлятися при вмісті аніонів сильних кислот, наприклад Cl^- чи SO_4^{2-} близько 10–15 ммоль/дм³ і більше. Помітне забарвлення води свідчить про високий вміст розчинених органічних речовин (окиснюваність перевищує 10 мгО/дм³ тощо).

3.9. Техніка безпеки при виконанні гідрохімічних робіт

При виконанні гідрохімічних робіт необхідно ретельно дотримуватися правил техніки безпеки, детальний опис яких наведено у відповідних методичних указівках і рекомендаціях. Навіть при дуже обережній роботі можливі порізи рук скляним хімічним посудом, опіки гарячими предметами, кислотами, лугами, потрапляння їдких реактивів на шкіру і до рота. Тому кожний, хто виконує хіміко-аналітичні роботи гідрохімічного спрямування, повинен знати і дотримуватися правил техніки безпеки, уміло використовувати нагрівальні прилади, скляний посуд, реактиви та розчини, бути уважним і акуратним під час роботи. Кожний працівник при проведенні хімічного аналізу води має бути одягнений в халат і мати два рушники – один для рук, другий для посуду. Одним рушником не можна витирати руки і посуд, особливо при роботі зі шкідливими речовинами. Треба стежити за чистотою рук і мити їх кожного разу, коли на них потрапляє будь-яка речовина.

Необхідно стежити за вентиляцією приміщення, де проводиться аналіз відібраних проб води і не допускати роботи при поганій вентиляції. У польовій лабораторії в доступному місці встановлюють аптечку, де мають бути індивідуальні пакети, вата, борна кислота кристалічна і в розчині (2 % розчин у воді), йодна настоянка, клей БФ-6, марганцевокислий калій, розчин оцтової кислоти (2 %), лейкопластир, мазь від опіків, розчин двовуглекислої соди (5 %), нашатирний спирт, пінцет, ножиці, склянка для промивання очей тощо.

Правила роботи на воді необхідно чітко виконувати при відборі проб. Найнебезпечнішими є роботи на водному об'єкті при проходженні дощових паводків. Особи, що виконують відбір проб на воді, повинні вміти плавати і веслувати. У випадку аварії на воді

необхідно відразу звільнитися від зайвих предметів і важкого і тісного одягу, взуття: не можна пливти від перекинутого човна до берега, слід триматися за човен і разом з ним пливти до берега. Для запобігання перекидання рятувального човна, який підійшов, не треба забиратися до нього через борт, а слід зробити це через корму. Кожен, хто працює на воді в обов'язковому порядку повинен бути забезпечений індивідуальними рятувальними засобами (рятувальним жилетом, кругом тощо).

Робота зі склом. Хімічний посуд здебільшого тонкостінний, тому потребує обережного поводження для запобігання можливо-му пораненню. Хімічний посуд треба тримати в руках, не стискуючи сильно пальцями. Треба обережно мити посуд йоржками чи скляними паличками, щоб не пробити дно або стінки.

При розрізанні скляних трубок, паличок, відкриванні ампул руки треба захищати рушником. У випадку невеликого порізу склом треба вилучити скалки скла, змити кров навколо рани ватним тампоном, змоченим розчином марганцевокислого калію, змазати йодом і зав'язати бинтом або заклеїти лейкопластиром. При невеликих порізах ранку покривають клеєм БФ-6 (для обробки мікротравм).

При глибоких артеріальних ранах після вилучення скла треба міцно перев'язати руку вище порізу джгутом, витерти кров навколо рани, накласти декілька шарів стерильної марлі, потім товстий шар гігроскопічної вати і викликати лікаря.

Робота з електроприладами. При роботі з електроприладами (електроплитка, освітлювальні прилади, рН-метри), (фотоелектроколориметр тощо) не допускати іскріння контактів, ретельно ізолювати дроти, не допускати потрапляння на них води. Під електроплитку підкладають азбест чи керамічну пластинку. Усі несправності усувають, лише попередньо виключивши прилади з мережі. Якщо зникає електричне живлення, слід вимкнути в лабораторії всі електроприлади. Залишають включеною лише одну контрольну лампочку.

Робота з реактивами. Дуже важливо знати особливості хімічних сполук, з якими гідрохіміку доводиться мати справу. При роботі з рідкими кислотами треба пам'ятати, що вони можуть спричиняти важкі хімічні опіки, що погано загоюються. Особливо обережним треба бути при переливанні кислот. Великі пляшки з кислотами та іншими рідинами мають зберігатися на спеціальних

стояках. При переливанні й розведенні великих кількостей димлячих кислот (соляна, азотна) слід одягати респіратор, або ж обв'язувати ніс і рот марлевою пов'язкою, змоченою розчином соди, при цьому обов'язково використовувати запобіжні окуляри. Переливання малих кількостей кислот роблять лише у витяжній шафі.

Розбавляти кислоти потрібно лише певним чином – лити кислоту у воду, а не навпаки.

При потраплянні сильних кислот (азотна, соляна, сірчана, хромово суміш) на тіло слід обмити місце спочатку великою кількістю води, а потім 5 % розчином двовуглекислої соди. На обпечене місце прикладають свіжоприготовлену пасту окису магнію в гліцерині.

При опіці лугами також треба обмити вражене місце великою кількістю води, а потім 2 % розчином оцтової кислоти.

При розчиненні лугів у воді спостерігається сильне розігрівання розчину. Тому цю операцію слід проводити у фарфоровому посуді. Спочатку готується концентрований розчин, який після охолодження розбавляється до потрібної концентрації.

При попаданні в рот лужного розчину йодистого калію порожнину рота промивають спочатку водою, а потім 2 % розчином борної кислоти до усунення мильного присмаку в роті й знову водою. Потім порожнину рота змазують харчовим жиром.

Якщо до порожнини рота потрапив розчин азотнокислого срібла, необхідно промити рот великою кількістю розчину хлористого натрію.

Випадки отруєння реактивами в лабораторії, де передбачені всі заходи з техніки безпеки, надзвичайно рідкісні, але вони не виключені, і тому необхідно знати прийоми надання першої допомоги до прибуття лікаря. При отруєнні необхідно ввести потерпілому в шлунок відповідні речовини.

При отруєнні кислотами (соляною, сірчаною, оцтовою, щавлевою) вводяться мильна вода, магнезія, сода, вапнякова вода, молоко, рідке мучне тісто, слизисті відвари.

При отруєнні лугами (їдкі луги, поташ, аміак, сода) вводяться лимонна кислота або 5 % оцтова.

При отруєнні солями (азотнокисле срібло, нітрати, мідна сіль, ртутна, свинцева) вводиться яєчний білок, велика кількість молока.

При отруєнні йодом вводиться крохмаль з водою, в'яжучі настойки, міцний чай або кофе.

Під час роботи з реактивами і розчинами треба завжди пам'ятати, що піпетку наповнюють розчинами кислот, лугів та інших речовин лише за допомогою груші або використовують піпетки з кулькою.

Усю роботу зі шкідливими та отруйними речовинами необхідно проводити лише під тягою, дотримуючись усіх заходів безпеки.

Робота з нагрівальними приладами. Усі нагрівальні прилади встановлюють на теплоізоляційній підставці. При необережній роботі можливі опіки приладом, нагрітим скляним посудом, тиглями тощо, тому не можна брати гарячий посуд голими руками. Звичайно нагріті предмети беруть щипцями, колбоутримачами, джutom з рушника, але зручніше користуватися спеціальними короткими гумовими трубками з поздовжніми розрізами для захисту пальців від опіку.

Необхідно уважно стежити за роботою нагрівальних приладів, не залишаючи їх без нагляду.

У приміщенні лабораторії завжди мають бути наготові проти-пожежні засоби: вогнегасники, азбест, кошма, пісок і пожежний водопровідний кран. Треба пам'ятати, що гасити водою можна лише такі речовини чи матеріали, які розчиняються у воді чи важчі за неї. Зовсім недопустимо гасити водою масло, керосин, бензин тощо.

У випадку опіків першого ступеня (почервоніння) обпечене місце треба занурити в розчин марганцевокислого калію, концентрація якого тим більша, чим сильніший опік. Можна скористатися мазями від опіків.

При опіках другого ступеня (пухирі) обпечене місце обробляють марганцевокислим калієм чи 5 % розчином таніну.

При опіках третього ступеня (руйнування тканин) рану покривають стерильною пов'язкою і викликають лікаря.

4. СИСТЕМА ВОДОПОСТАЧАННЯ ТА ВОДОВІДВЕДЕННЯ МІСТА БОГУСЛАВ КИЇВСЬКОЇ ОБЛАСТІ

Історія водопостачання нараховує вже кілька тисячоліть. Ще в Давньому Єгипті для відбору підземних вод будували глибокі колодязі, використовували гончарні, дерев'яні й металеві труби. У давньому Римі були досить великі централізовані системи водопостачання.

Необхідність елементарної очистки води перед її споживанням розуміли давно. Перші відомості про це містяться в індійських трактатах, написаних близько 4 тис. років тому. Першу водоочисну станцію із застосуванням технологічних методів очистки було збудовано 1829 р. у Лондоні. Чиста вода відіграє надзвичайно велике значення в житті людини, впливає на її здоров'я. Ще в давні часи Гіппократ рекомендував з метою запобігання захворювань уживати кип'ячену воду [12].

Водопостачання – це сукупність заходів із забезпечення водою різних користувачів (промисловості, населення, транспорту тощо). Системою водопостачання або водопроводом називають комплекс інженерних споруд, які водопостачання здійснюють. Для цього використовують природні джерела води: поверхневі (річки, озера, водосховища, моря) і підземні (грунтові, та артезіанські води). Найбільш придатні для населення – підземні води.

Для забору і очистки річкових вод і їх подальшого, зокрема, питного водопостачання з поверхневих водних джерел використовуються різні технологічні схеми. Вони класифікуються за типом джерела водопостачання: річкові, водосховищні, озерні, морські та ін. Із річкових найбільш поширені берегові, руслові, плавучі, ківшові. Крім того, вони можуть бути суміщені з насосними станціями першого підйому чи встановлені окремо від них.

Водоочисні споруди обробляють забрану природну воду з метою надання їй якостей, які відповідають вимогам водокористувачів. Для подачі води до господарської й питної водомережі після водоочисних споруд, які відповідним чином її кон-

диціонують (освітлюють, знебарвлюють, пом'якшують, знезаражують тощо), застосовують магістральні водоводи і місцеву розвідну водопровідну мережу, через які вона надходить до конкретних водоспоживачів.

4.1. Водопостачання

Для одержання води з р. Рось, її очистки та подачі до місць користування в м. Богуслав служать такі споруди: водозабірне обладнання, насосна станція першого підйому, яка подає воду до місця її очистки, очисні споруди, збірні резервуари чистої води і насосні станції другого підйому, які подають воду в місто; водоводи та водопровідні мережі.

Водозабір – це гідротехнічна споруда, яка здійснює забір води із джерела живлення (річки, озера, водосховища) для потреб водокористування. Водозабірні споруди мають забезпечувати надходження заданої кількості води до водоводу (трубопровід, канал, тунель), необхідної якості й згідно з графіком водокористування. Споруди для забору води з поверхневих джерел класифікуються за типом джерела (річкові, водосховищні, озерні, морські та ін.). На водопровідній станції м. Богуслав розташовані руслові водозабірні споруди, які застосовуються, як правило, при пологому березі, мають оголовок, винесений в русло річки. Загальну схему водопровідної станції міста показано на рис. 4.1.

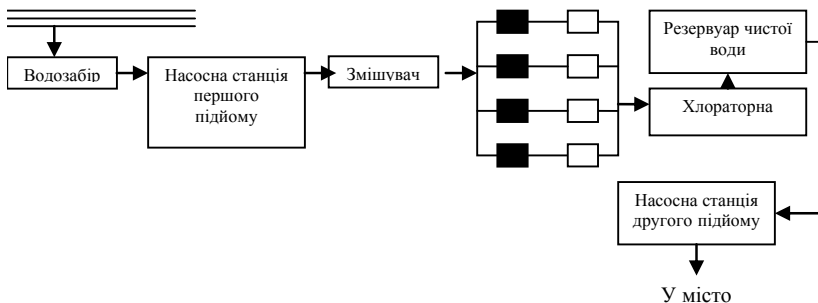


Рис. 4.1. Схема водопровідної станції м. Богуслав

Водопровідна мережа як сукупність водопровідних ліній (трубопроводів) для подачі води до місць користування є одним з основних елементів системи водопостачання. До ліній водопровідної мережі приєднуються так звані домові відгалуження (труби, якими вода подається до окремих споруд). Усередині будинків влаштовуються внутрішні водопровідні мережі, які підводять воду до водорозбірних кранів. На відміну від них основна водопровідна мережа, яка прокладається поза межами споруд, називається зовнішньою.

За технічними умовами тиск води у водопровідній мережі населених пунктів не повинен перевищувати 6 атм. Для подання води до окремих багатопверхових споруд додатково влаштовують місцеві насосні станції. Водопровідні мережі мають забезпечувати надійне і безперебійне постачання водою користувачів.

Водопровідна станція м. Богуслав була побудована в 1983 р. Вона готує питну воду для населення і подає близько 2000 м³ води щодня. Забір води на станції першого підйому здійснюють із глибини 4 м, а в меженний період – близько 3 м. Улітку кольоровість річки рівна 50⁰, а при подачі води до водопровідної мережі вона зменшується до 5⁰. Перманганатна окиснюваність річки – 15 мгО/дм³. Хімічне споживання кисню – 40 мгО/дм³. Із річки вода береться з мутністю 8 мг/дм³, а подається для потреб міста – 0,1 мг/дм³.

До водопровідної станції вдень на очистку подають 2000 м³ води (напр., Біла Церква – 100 000 м³ води). Для зменшення органічних частинок у воді використовують глинозем (Al₂SO₄), для знезараження використовують газоподібний хлор (Cl₂), або гіпохлорит натрію (NaClO). Після хлорування у воді міститься залишковий хлор, який має негативний вплив на якість води. Вода очищується освітлювачами, довжина яких 9 м, улітку на освітлювачах може накопичуватися шар мулу (1 м – за місяць). У хімічній лабораторії перевірку якості води здійснюють за цілою низкою хімічних і фізико-хімічних показників (табл. 4.1).

Це забезпечує досить ефективну оцінку і контроль якості річкової води, що подається на очистку і транспортується до конкретного споживача.

**Показники якості питної води, які визначаються
за днями тижня на Богуславській водопровідній станції**

Понеділок Четвер Субота	Вівторок П'ятниця Неділя
1. Температура 2. Запах при 20 і 60 °С 3. Кольоровість 4. Каламутність 5. Прозорість 6. Лужність 7. рН	8. Амоній 9. Нітрити 10. Нітрати 11. Хлориди 12. Окиснення 13. Розчинений кисень 14. Залишковий алюміній
Середа	
1. Температура 2. Запах при 20 і 60 °С 3. Кольоровість 4. Каламутність 5. Прозорість 6. Лужність 7. рН 8. Амоній 9. Нітрити 10. Нітрати 11. Хлориди 12. Сульфати 13. Жорсткість 14. Загальне залізо 15. Залишкові фосфати	16. Завислі речовини 17. Марганець 18. Сухий залишок 19. Фтор 20. Хром 21. Нікель 22. СПАР 23. Мідь 24. Окиснення 25. Залишковий алюміній 26. Розчинений кисень 27. ХСК і БСК 28. Хлоропоглинання 29. Фітопланктон 30. Нафтопродукти

4.2. Водовідведення

Найважливішим аспектом водокористування є відведення стічних вод. Такі води є, безумовно, забрудненими, потребують спеціальних методів роботи з ними. Для їхнього скиду в поверхневі водні об'єкти необхідно реалізувати цілий комплекс заходів з їхнього очищення. Для цього служить комплекс каналізаційних споруд. Він включає інженерні споруди, обладнання і санітарні заходи, які забезпечують збір і відведення за межі населених пунктів і промислових підприємств забруднених стічних вод, а також їхню очистку і знезараження перед скиданням у водойми. Виділяють внутрішню і зовнішню каналізацію. Внутрішня каналізація служить для прийому стічних вод у місцях їхнього утворення і відведення їх із будинків до

зовнішньої каналізаційної мережі. До елементів внутрішньої каналізації належать санітарні прилади, відвідні труби. До зовнішньої – очисні споруди стічних вод (механічна та біологічна очистка).

Під системою каналізації розуміють спільне чи роздільне відведення господарсько-побутових, промислових і дощових стічних вод. У практиці міського господарства найбільш поширені загальносплавна і роздільна системи. За загальносплавної системи всі три категорії стічних вод відводяться по одній загальній мережі труб і каналів за межі населеного пункту. За роздільної системи дощові та умовно чисті промислові стічні води усуваються по одній мережі труб і каналів, а господарсько-побутові та виробничі – по іншій.

Очисні споруди є комплексом інженерних споруд у системі каналізації населеного пункту чи промислового підприємства, призначеним для очистки стічних вод від забруднювальних речовин. Метою очистки є підготовка стічних вод до повторного використання на підприємстві чи до скидання їх у водні об'єкти.

Залежно від забруднення і необхідного ступеня очистки стічних вод до складу очисних споруд можуть входити споруди механічної, біологічної, фізико-хімічної та додаткової очистки [12].

На спорудах механічної очистки із стічних вод вилучають до 75 % нерозчинених забруднювальних речовин (дрібні мінеральні домішки, пісок, жири, нафтопродукти тощо). Речовини, які спливають, затримуються за допомогою ґрат чи сит, вилучаються з води, подрібнюються в подрібнювачах молоткового типу і скидаються назад у потік стічної води або ж піддаються обробці разом з осадами. Пісок та інші дрібні мінеральні домішки затримуються при пропусканні стічних вод через піскоуловлювачі. Пісок, який осів, переміщується гідроелеватором на піскові майданчики або в бункери для подальшого вивезення. Нерозчинені завислі частки затримуються у відстійниках і септиках. Для усунення нафтопродуктів, жирів та інших речовин з густиною, близькою до густини води, застосовуються флоратори і спеціальні уловлювачі.

Органічні забруднювальні речовини, які містяться в стічних водах у вигляді колоїдів і розчинених речовин, вилучаються на 90–95 % шляхом біологічної очистки в аеротенках, біофільтрах, септиках, метантенках, полях фільтрації та біоставках.

Хімічні методи очистки ґрунтуються головним чином на тому, що при введенні до стічної води розчинів певних реагентів утворюються пластівці, які сприяють осадженню завислих речовин.

Фізико-хімічна очистка забезпечується обладнанням для приготування і дозування реагенту, змішувачами для змішування стічних вод з реагентом, камерами реакції для початкового утворення пластівців, відстійниками, в яких осаджуються завислі речовини і частково колоїди. Крім реагентної очистки, до фізико-хімічних методів належать електрохімічні, гіперфільтрація, окиснення тощо.

Останній етап обробки стічних вод – їхня дезінфекція хлором, гіпохлоритом натрію тощо, які впливають на бактеріальні організми, що лишилися після біологічної, хімічної та додаткової очистки. Для цього служать хлоратори та контактні резервуари.

У процесі очистки стічних вод у відстійниках накопичується осад. Він погано сохне, має неприємний запах і є небезпечним у санітарному відношенні. Тому застосовуються споруди для обробки і знезараження осаду – септики, двоярусні відстійники, метантенки, мулові майданчики, вакуум-фільтри, центрифуги і фільтрпреси.

У невеликих містах, яких переважна більшість в Україні, очисні станції обладнано дещо простіше. Загальну схему станції біологічної очистки стічних вод м. Богуслав Київської області (20 тис. жителів) продуктивністю близько 2 тис. м³/добу наведено на рис. 4.2.

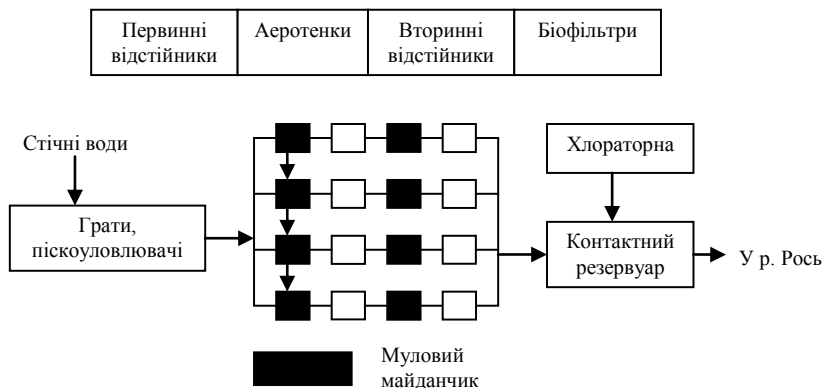


Рис. 4.2. Загальна схема станції очистки стічних вод м. Богуслав

Богуславські очисні споруди працюють з 1984 р. Проектна потужність очисних споруд становить близько 8000 м³/добу стічних вод (було враховано перспективи розвитку міста).

У м. Богуслав у 80-ті рр. XX ст. працювали: консервний завод, маслозавод, суконна фабрика, фабрика "Перемога", меблева фабрика, завод "Муліт", 8 дитячих садків, 3 школи, бюджетні організації.

На сьогоднішній день потужність міських очисних споруд становить 1500–2000 м³/добу. Обслуговуються в основному 80 % населення міста і бюджетні організації. Весь процес очистки стічних вод складається з двох етапів: механічної та біохімічної очистки (активним мулом в аеротенках). Потім виконується знезаражування очищеної стічної води, обробка утворюваних осадів стічних вод і надлишкового активного мулу.

Очищені стічні води м. Богуслав скидаються в р. Рось на відстані 9 км нижче водозабору м. Миронівка – р. Рось.

Висушений мул вивозять у місце, погоджене районною СЕС. За процесом очищення стічних вод ведеться хіміко-технологічний контроль у спеціальній лабораторії, обладнаній необхідними приладами для проведення контролю за процесом очистки стічних вод.

Дані виконаних аналізів заносяться до журналу лабораторії. Технологічний процес очистки стічних вод періодично контролюється Богуславською СЕС і Держводінспекцією басейну Верхнього Дніпра.

Для контролю вмісту в стічних водах фосфатів, NH_4^+ , NO_2^- , NO_3^- , які визначаються методом фотоелектроколориметрії, побудовано відповідні калібрувальні криві. Значення рН встановлюється електрометричним методом. Дані хімічної лабораторії дають можливість вести контроль за станом мікроорганізмів активного мулу (видами, кількістю за муловим індексом). Усі відхилення від нормального процесу аналізуються і технологічний процес очищення відповідним чином коригується.

Останнім часом на очисні споруди м. Богуслав реально надходить на очищення близько 1000–1200 м³ стічних вод міста. Витрати скиду очищених стічних вод становлять близько 0,014 м³/с. Таким чином, у воді р. Рось забезпечується розбавлення цих вод приблизно в 50–70 разів.

Нині роботу очисних споруд міста контролюючі органи вважають досить ефективною, незважаючи на значну амортизацію технологічного обладнання як у матеріально-фінансовому, так і інженерно-технічному відношенні.

ДОДАТКИ

Додаток 1

НАЗВИ, СИМВОЛИ ТА АТОМНІ МАСИ ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

Порядковий номер елемента	Назва		Символ	Атомна маса
	українська	латинська		
1	Водень (гідроген)*	Hydrogenium	H	1,008
2	Гелій	Helium	He	4,003
3	Літій	Lithium	Li	6,94
4	Берилій	Beryllium	Be	9,01
5	Бор	Borum	B	10,81
6	Вуглець (карбон)	Carboneum	C	12,01
7	Азот (нітроген)	Nitrogenium	N	14,01
8	Кисень (оксиген)	Oxygenium	O	16,00
9	Фтор (флуор)	Fluorum	F	19,00
10	Неон	Neon	Ne	20,18
11	Натрій	Natrium	Na	23,00
12	Магній	Magnesium	Mg	24,30
13	Алюміній	Aluminium	Al	26,98
14	Силіцій	Silicium	Si	28,09
15	Фосфор	Phosphorus	P	30,97
16	Сірка (сульфур)	Sulfur	S	32,06
17	Хлор	Chlorum	Cl	35,45
18	Аргон	Argon	Ar	39,95
19	Калій	Kalium	K	39,10
20	Кальцій	Calcium	Ca	40,08
21	Скандій	Scandium	Sc	44,96
22	Титан	Titanium	Ti	47,90
23	Ванадій	Vanadium	V	50,94
24	Хром	Chromium	Cr	51,99
25	Марганець (манган)	Manganum	Mn	54,94
26	Залізо (ферум)	Ferrum	Fe	55,85
27	Кобальт	Cobaltum	Co	58,93
28	Нікель	Niccolum	Ni	58,69
29	Мідь (купрум)	Cuprum	Cu	63,55
30	Цинк	Zincum	Zn	65,41
31	Галій	Gallium	Ga	69,72
32	Германій	Germanium	Ge	72,64
33	Арсен (миш'як)	Arsenicum	As	74,92
34	Селен	Selenium	Se	78,96
35	Бром	Bromum	Br	79,90
36	Криптон	Krypton	Kr	83,80

Продовження табл. дод. 1

Порядковий номер елемента	Назва		Символ	Атомна маса
	українська	латинська		
37	Рубідій	Rubidium	Rb	85,47
38	Стронцій	Strontium	Sr	87,62
39	Ітрій	Yttrium	Y	88,91
40	Цирконій	Zirconium	Zr	91,22
41	Ніобій	Niobium	Nb	92,91
42	Молибден	Molybdaenum	Mo	95,94
43	Технецій	Technetium	Te	97,91
44	Рутеній	Ruthenium	Ru	101,07
45	Родій	Rhodium	Rh	102,91
46	Паладій	Palladium	Pd	106,42
47	Срібло (аргентум)	Argentum	Ag	107,87
48	Кадмій	Cadmium	Cd	112,41
49	Індій	Indium	In	114,82
50	Олово (станум)	Stannum	Sn	118,71
51	Сурма (стибій)	Stibium	Sb	121,76
52	Телур	Tellurium	Te	127,60
53	Йод	Iodum	I	126,90
54	Ксенон	Xenon	Xe	131,29
55	Цезій	Caesium	Cs	132,90
56	Барій	Barium	Ba	137,33
57	Лантан	Lanthanum	La	138,91
58	Церій	Cerium	Ce	140,12
59	Празеодим	Praseodymium	Pr	140,91
60	Неодим	Neodymium	Nd	144,24
61	Прометій	Prometium	Pm	144,91
62	Самарій	Samarium	Sm	150,36
63	Європій	Europium	Eu	151,96
64	Гадоліній	Gadolinium	Gd	157,25
65	Тербій	Terbium	Tb	158,93
66	Диспрозій	Dysprosium	Dy	162,50
67	Гольмій	Holmium	Ho	164,93
68	Ербій	Erbium	Er	167,26
69	Тулій	Thulium	Tm	168,93
70	Ітербій	Ytterbium	Yb	173,04
71	Лютецій	Lutetium	Lu	174,97
72	Гафній	Hafnium	Hf	178,49
73	Тантал	Tantalum	Ta	180,95
74	Вольфрам	Wolfram	W	183,84
75	Реній	Rhenium	Re	186,21
76	Осмій	Osmium	Os	190,23

Порядковий номер елемента	Назва		Символ	Атомна маса
	українська	латинська		
77	Іридій	Iridium	Ir	192,22
78	Платина	Platinum	Pt	195,08
79	Золото (аурум)	Aurum	Au	196,97
80	Ртуть (меркурій)	Hydrargyrum	Hg	200,59
81	Талій	Thallium	Tl	204,38
82	Свинець (плюмбум)	Plumbum	Pb	207,20
83	Вісмут	Bismuthum	Bi	208,98
84	Полоній **	Polonium	Po	[209]
85	Астат	Astatine	At	[210]
86	Радон	Radon	Rn	[222]
87	Францій	Francium	Fr	[223]
88	Радій	Radium	Ra	[226]
89	Актиній	Actinium	Ac	[227]
90	Торій	Thorium	Th	232,04
91	Протактиній	Protactinium	Pa	231,04
92	Уран	Uranium	U	238,03
93	Нептуній	Neptunium	Np	237,048
94	Плутоній	Plutonium	Pu	[244]
95	Америцій	Americium	Am	[243]
96	Кюрій	Curium	Cm	[247]
97	Берклій	Berkelium	Bk	[247]
98	Каліфорній	Californium	Cf	[251]
99	Ейнштейній	Einsteinium	Es	[254]
100	Фермій	Fermium	Fm	[257]
101	Менделєєвій	Mendelevium	Md	[258]
102	Нобелій	Nobelium	No	[255]
103	Лоуренсій	Lawrencium	Lr	[256]
104	Курчатовій (резерфордій)	Kurchatovium	Ku (Rf)	[261]
105	Нільсборій (дубній)	Nielsbohrium	Nb (Db)	[262]
106	Сіборгій	Seaborgium	Sg	[266]
107	Борій	Bohrium	Bh	[264]
108	Гасій	Hassium	Hs	[277]
109	Мельтнерій	Meltnerium	Mt	[268]
110	Дармштадтій	Darmstadtium	Ds	[281]
111	Рентгеній	Roentgenium	Rg	[272]
112	Копернікій	Copernikium	Cp	[285]

Примітка: * – для елементів з порядковими номерами 1, 6, 7, 8, 9, 16, 25, 26, 29, 33, 47, 50, 51, 79, 80, 82, 104, 105 наведено використовувани раніше назви і сучасні;

** – для радіоактивних елементів, атомні маси яких подано в квадратних дужках, наведено масу ізотопу з найбільшим періодом піврозпаду ($T_{1/2}$).

Додаток 2

КЛАСИФІКАЦІЇ ПРИРОДНИХ ВОД ЗА МІНЕРАЛІЗАЦІЄЮ

Води	Мінералізація		Автор класифікації
	г/дм ³	‰	
Прісні	< 1,0		В. І. Вернадський (1933–1936)
Солонуваті	1,0–10,0		
Солоні	10,0–50,0		
Розсоли	> 50,0		
Прісні	< 1,0	< 1,0	І. К. Зайцев (1945, 1972)
Дуже прісні		< 0,1	
Нормально прісні		0,1–0,5	
Тверді прісні		0,5–1,0	
Солоні	1,0–36,0	1,0–35,0	
Солонуваті		1,0–3,0	
Слабосолоні		3,0–10,0	
Сильносолоні		10,0–35,0	
Розсоли	> 36,0	> 35,0	
Дуже слабкі	36,0–75,0	35,0–70,0	
Слабкі	75,0–150,0	70,0–140,0	
Міцні	150,0–320,0	140,0–270,0	
Дуже міцні	> 320,0	270,0–350,0	
Надміцні		> 350,0	
Надпрісні	< 0,01		М. С. Гуревич, Н. І. Толстихін (1961)
Прісні	0,01–1,0		
Найпрісніші	0,01–0,03		
Дуже прісні	0,03–0,1		
Нормально прісні	0,1–0,5		
Пріснуваті	0,5–1,0		
Солонуваті	1,0–10,0		
Слабосолонуваті	1,0–3,5		
Сильносолонуваті	3,5–10,0		
Солоні	10,0–50,0		
Слабосолоні	10,0–35,0		
Сильносолоні	35,0–50,0		
Розсоли	50,0		
Слабоконцентровані	50,0–100,0		
Міцні	100,0–270,0		
Дуже міцні	270,0–350,0		
Надміцні	> 350,0		

Закінчення табл. дод. 2

Води	Мінералізація		Автор класифікації
	г/дм ³	‰	
Ультрапрісні	< 0,2		О. М. Овчинников (1954)
Прісні	0,2–0,5		
Води з підвищеною мінералізацією	0,5–1,0		
Солонуваті	1,0–3,0		
Солоні	3,0–10,0		
Води з підвищеною солоністю	10,0–35,0		
Прісні		< 1,0	О. О. Алєкін (1970)
Солонуваті		1,0–25,0	
Морської солоності		25,0–50,0	
Розсоли		< 50,0	
Прісні	< 1,0		Комісія ЮНЕСКО з використання солоних вод
Мінералізовані	1,0–3,0		
Слабосолоні	3,0–10,0		
Середньосолоні	10,0–35,0		
Океанічні	35,0		
Розсоли	> 35,0		
Дуже прісні	< 0,1		В. К. Хільчевський (2003)
Помірно прісні	0,1–0,6		
Прісні з підвищеною мінералізацією	0,6–1,0		
Слабосолоні	1,0–3,0		
Середньосолоні	3,0–15,0		
Солоні	15–35		
Сильносолоні	35–50		
Розсоли	> 50		

ДОДАТОК 3

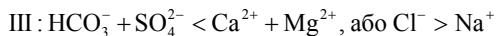
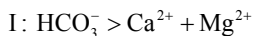
Класифікація річкових вод

ЗА МІНЕРАЛІЗАЦІЄЮ

Води річок	Мінералізація	
	г/дм ³	‰
Дуже маломінералізовані	< 0,1	—
Маломінералізовані	0,1–0,2	—
Середньомінералізовані	0,2–0,5	—
Підвищеної мінералізовані	0,5–1,0	—
Високомінералізовані	> 1,0	—

ЗА ХІМІЧНИМ СКЛАДОМ

Клас	Гідрокарбонатні (С)			Сульфатні (S)			Хлоридні (Cl)		
Група	Ca	Mg	Na	Ca	Mg	Na	Ca	Mg	Na
Тип	I, II, III	I, II, III	I, II, III	I, II, III	I, II, III	I, II, III	I, II, III	I, II, III	I, II, III



Приклад: $\text{C} \frac{\text{Ca}}{\text{II}}$, гідрокарбонатний клас, група кальцію, тип II.

ЗА ВЕЛИЧИНОЮ pH

Група води	pH	Джерела формування кислотності вод
Кислі	< 3,0	Гідроліз солей металів, шахтні та рудні води
Слабокислі	3,0–5,0	Гумусові кислоти в ґрунтах і болотних водах, води лісової зони
Нейтральні	5,1–6,5	Гідрокарбонати кальцію та магнію, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
Слаболужні	6,6–8,5	Гідрокарбонати кальцію та магнію, $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
Лужні	8,6–9,5	Карбонати та гідрокарбонати натрію, $\text{Na}_2\text{CO}_3 \leq \text{NaHCO}_3$
Сильнолужні	> 9,5	Карбонати та гідрокарбонати натрію, $\text{Na}_2\text{CO}_3 > \text{NaHCO}_3$

ЗА ВЕЛИЧИНОЮ ОКИСНО-ВІДНОВНОГО ПОТЕНЦІАЛУ E_h

E_h поверхневих вод коливається в межах (–100) – (+ 700) мВ

E _h , мВ	Види геохімічних станів
> (+ 100)	<i>Окиснювальний</i> – у воді достатня кількість розчиненого кисню, а хімічні елементи перебувають переважно у вищих ступенях окиснення
(+ 100)-0	<i>Перехідний окисно-відновний</i> – змінний вміст розчиненого у воді кисню та сірководню; можуть відбуватися як реакції окиснення, так і реакції відновлення
< 0	<i>Відновлювальний</i> – хімічні елементи перебувають переважно у нижчих ступенях окиснення; вода часто містить сірководень

ПЕРЕРАХУНОК РІЗНИХ СПОСОБІВ ВИРАЖЕННЯ ТВЕРДОСТІ (ЖОРСТКОСТІ) ВОДИ

Ммоль-екв/дм ³	Німецькі градуси (10 мг СаО в 1 дм ³)	Англійські градуси (1 г СаСО ₃ в 1 галоні)	Французькі градуси (1 г СаСО ₃ в 100 000 г води)
1,00	2,80	3,50	5,00
0,36	1,00	1,25	1,79
0,29	0,80	1,00	1,43
0,20	0,56	0,70	1,00

ДОДАТОК 4

СЕРЕДНЬОРІЧНІ КОНЦЕНТРАЦІЇ ГОЛОВНИХ ІОНІВ І МІНЕРАЛІЗАЦІЯ ВОДИ РІЧОК УКРАЇНИ, мг/дм³

№	Річка – пункт	НСО ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	СГ	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺ + K ⁺	Σі
1	Тур'я – м. Ковель	264,8	39,5	22,5	84,9	10,8	18,3	441
2	Стохід – с. Малинівка	267,0	40,5	27,3	89,4	18,2	16,0	458
3	Стир – м. Луцьк	260,5	32,3	27,7	77,3	14,7	13,3	426
4	Горинь – с. Оженин	248,9	42,2	22,9	71,5	17,3	15,2	418
5	Случ – м. Сарни	181,2	26,4	20,4	55,0	10,2	14,9	308
6	Уж – смт Поліське	82,3	24,6	18,7	22,2	6,77	14,3	169
7	Тетерів – м. Житомир	231,2	45,3	47,9	65,5	17,2	34,4	442
8	Ірпінь – с. Мостище	218,5	32,5	25,9	71,1	12,2	16,8	377
9	Десна – м. Чернігів	205,9	24,0	17,9	58,9	10,9	13,2	331
10	Десна – с. Розльоти	181,0	17,7	12,6	64,8	12,1	9,0	297
11	Рось – м. Корсунь-Шевченківський	299,2	27,7	24,8	64,4	19,7	22,6	458
12	Тясмин – с. В. Яблунівка	454,2	70,5	44,6	79,7	30,0	82,7	762
13	Сула – м. Лубни	405,2	44,4	29,0	89,4	35,5	35,8	639
14	Псел – с. Запсілля	336,3	89,5	40,0	80,4	28,5	34,3	609
15	Ворскла – с. Чернеччина	351,0	75,0	27,4	85,6	20,2	48,7	608
16	Орель – с. Черноглазівка	320,7	625	369	198,9	103,6	250,8	186
17	Самара – с. Кочеріжки	306,0	718,5	471,3	226	121,5	228,9	207
18	Конка – м. Пологи	–	1065,8	241,2	–	88,9	–	258
19	Базавлук – с. Катерино-Наталівка	312,6	476,8	243,1	165,9	101,3	164,8	146
20	Інгuleць – м. Кривий Ріг	229,4	427,4	1486,9	198,6	115,4	1073,2	353
21	Дніпро – м. Київ	158,7	26,6	20,5	51,8	11,3	13,5	282
22	Дністер – м. Галич	106,4	64,7	46,9	39,9	12,9	24,1	295
23	Дністер – м. Могилів-Подільський	203,8	64,9	47,1	65,1	17,0	27,6	426
24	Дністер – м. Бендери	233,0	96,7	54,3	74,5	24,1	51,7	534
25	Південний Буг – с. Сабаров	310,9	48,9	25,1	83,1	18,2	21,9	508
26	Південний Буг – с. Олександрівка	298,3	47,1	43,0	71,7	23,5	35,7	519
27	Інгул – с. Новогорожене	310,6	192,1	126,1	117,6	35,6	104,1	886

Закінчення табл. дод. 4

№	Річка – пункт	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	СГ	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺ + K ⁺	Σi
28	Молочна – м. Токмак	317,0	1234,0	319,1	325,7	152,3	309,0	265
29	Обіточна – м. Приморськ	285,8	2122,8	681,4	500,9	224,2	265,8	408
30	Кальчик – м. Маріуполь	206,1	1237,0	540,2	286,3	80,4	510,4	286
31	Сів. Донець – с. Огірцеве	379,4	107,1	43,0	106,1	24,2	53,8	714
32	Сів. Донець – с. Кружилівка	249,1	270,2	275,3	144,1	34,2	186,3	115
33	Зах. Буг – м. Сокаль	294,7	67,8	55,1	92,3	15,9	38,5	564
34	Стрий – с. Новий Кропивник	145,8	29,2	12,1	40,9	10,9	10,4	249
35	Свіча – с. Зарічне	69,5	29,3	28,0	23,5	6,0	13,4	170
36	Ломниця – с. Перевозець	76,4	36,6	19,6	28,3	7,4	11,2	180
37	Уж – м. Ужгород	95,1	27,0	15,7	30,5	8,1	8,5	185
38	Латориця – м. Мукачеве	109,9	31,1	16,6	31,5	8,9	10,3	208
39	Тиса – м. Рахів	112,4	21,8	12,0	34,2	7,9	8,8	197
40	Студений – с. Нижній Студений	156,1	25,7	13,1	43,4	10,7	11,1	260
41	Ріка – м. Хуст	95,2	26,7	15,4	29,1	7,27	11,7	185
42	Теребля – с. Колочава	80,9	16,0	8,3	23,6	6,5	6,3	142
43	Прут – м. Чернівці	184,0	44,2	34,0	56,1	10,3	25,0	354
44	Прут – м. Яремча	106,7	30,2	8,2	30,7	6,9	8,8	192
45	Тересва- смт Дубове	79,3	17,5	12,7	23,0	9,3	8,8	151
46	Ріка – с. Міжгір'я	117,2	26,6	23,5	35,5	10,6	27,0	240
47	Дністер – м. Самбір	180,8	46,0	29,3	56,4	19,0	17,0	349
48	Уж – с. Жорнава	106,8	24,2	9,8	34,7	7,6	8,8	192
49	Боржава – с. Шаланки	73,6	21,7	17,1	24,2	7,8	7,2	152
50	Чорна – с. Чорноріченське	213,2	23,6	14,6	68,1	6,3	9,8	336
51	Кача – с. Баштанівка	228,9	75,0	16,9	73,3	18,5	18,1	431
52	Дерекойка – м. Ялта	235,3	50,7	21,9	70,6	15,2	20,3	414
53	Альма – вдсх Партизанське	239,1	50,5	9,3	63,8	13,2	14,6	391
55	Салгір – с. Дворіччя	239,3	535,4	520,4	215,0	107,1	266,5	188
56	Бурульча – с. Міжгір'я	257,5	22,3	10,4	82,7	6,5	7,7	387
57	Су-Індолі – с. Тополівка	–	77,0	26,8	–	14,2	–	539
58	Таракташ – м. Судак	–	440,7	170,3	–	63,6	–	134

ДОДАТОК 5

ЗАЛЕЖНІСТЬ НОРМАЛЬНОЇ КОНЦЕНТРАЦІЇ КИСНЮ (C_0) У ВОДІ ВІД ТЕМПЕРАТУРИ

Атмосферний тиск 760 мм рт.ст.

$$O_2 (\%) = C_x \cdot 100 \cdot 760 / C_0 \cdot p$$

C_x – концентрація кисню, знайдена експериментально, mgO_2/dm^3 ;

p – атмосферний тиск під час відбору проби води, мм рт.ст.

Темпера- тура, °C	Розчинений кисень C_0 , mgO_2/dm^3									
	0,0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9
0	14,65	14,61	14,57	14,53	14,49	14,45	14,41	14,37	14,33	14,29
1	14,25	14,21	14,17	14,13	14,09	14,05	14,02	13,98	13,94	13,90
2	13,86	13,82	13,79	13,75	13,71	13,68	13,64	13,60	13,56	13,53
3	13,49	13,46	13,42	13,38	13,35	13,31	13,28	13,24	13,20	13,17
4	13,13	13,10	13,06	13,03	13,00	12,96	12,93	12,89	12,86	12,82
5	12,79	12,76	12,72	12,69	12,66	12,52	12,59	12,56	12,53	12,49
6	12,46	12,43	12,40	12,36	12,33	12,30	12,27	12,24	12,21	12,18
7	12,14	12,11	12,08	12,05	12,02	11,99	11,96	11,93	11,90	11,87
8	11,84	11,81	11,78	11,75	11,72	11,70	11,67	11,64	11,61	11,58
9	11,55	11,52	11,49	11,47	11,44	11,41	11,38	11,35	11,33	11,30
10	11,27	11,24	11,22	11,19	11,16	11,14	11,11	11,08	11,06	11,03
11	1,00	10,98	10,95	10,93	10,90	10,87	10,85	10,82	10,80	10,77
12	10,75	10,72	10,70	10,67	10,65	10,62	10,60	10,57	10,55	10,52
13	10,50	10,48	10,45	10,43	10,40	10,38	10,36	10,33	10,31	10,28
14	10,26	10,24	10,22	10,19	10,17	10,15	10,12	10,10	10,08	10,06
15	10,03	10,01	10,09	9,97	9,95	9,92	9,90	9,88	9,86	9,84
16	9,82	9,79	9,77	9,75	9,73	9,71	9,69	9,67	9,65	9,63
17	9,61	9,58	9,56	9,54	9,52	9,50	9,48	9,46	9,44	9,42
18	9,40	9,38	9,36	9,34	9,32	9,30	9,29	9,27	9,25	9,23
19	9,21	9,19	9,17	9,15	9,13	9,12	9,10	9,08	9,06	9,04
20	9,02	9,00	8,98	8,97	8,95	8,93	8,91	8,90	8,88	8,86
21	8,84	8,82	8,81	8,79	8,77	8,75	8,74	8,72	8,70	8,68
22	8,67	8,65	8,63	8,62	8,60	8,58	8,56	8,55	8,53	8,52
23	8,50	8,48	8,46	8,45	8,43	8,42	8,40	8,38	8,37	8,35
24	8,33	8,32	8,30	8,29	8,27	8,25	8,24	8,22	8,21	8,19
25	8,18	8,16	8,14	8,13	8,11	8,11	8,08	8,07	8,05	8,04
26	8,02	8,01	7,99	7,98	7,96	7,95	7,93	7,92	7,90	7,89
27	7,87	7,86	7,84	7,83	7,81	7,80	7,78	7,77	7,75	7,74
28	7,72	7,71	7,69	7,68	7,66	7,65	7,64	7,62	7,61	7,59
29	7,58	7,56	7,55	7,54	7,52	7,51	7,49	7,48	7,47	7,45
30	7,44	7,42	7,41	7,40	7,38	7,37	7,35	7,34	7,32	7,31

ДОДАТОК 6

ЗРАЗОК ТИТУЛЬНОГО АРКУША ЗВІТУ ПРО ПРАКТИКУ

КИЇВСЬКИЙ НАЦІОНАЛЬНИЙ УНІВЕРСИТЕТ ІМЕНІ ТАРАСА ШЕВЧЕНКА
ГЕОГРАФІЧНИЙ ФАКУЛЬТЕТ
КАФЕДРА ГІДРОЛОГІЇ ТА ГІДРОЕКОЛОГІЇ

З В І Т **З НАВЧАЛЬНОЇ ГІДРОМЕТРИЧНОЇ** **ТА ПОЛЬОВОЇ ГІДРОХІМІЧНОЇ ПРАКТИК** **студентів 2-го курсу**

Бригада № 2

1. Щегульна Я. О. (бригадир)
2. Дівонько С. В.
3. Ясакова А. О.
4. Борозинець Е. О.
5. Тищенко О. Ю.

Керівники практики

Дубняк С. С., доцент
Савицький В. М., доцент

Богуслав – 2012

ДОДАТОК 7

ЗРАЗОК СКЛАДАННЯ ЗМІСТУ ЗВІТУ ПРО ПРАКТИКУ

З М І С Т

Вступ	
1. Загальна фізико-географічна характеристика р. Рось та її басейну	
2. Гідрологічна і водогосподарська ситуація в басейні річки	
3. Хімічний склад води та гідрохімічний режим р. Рось	
4. Гідрометричні спостереження	
4.1. Вимірювання рівнів і температури води	
4.2. Нівелювання гідрологічного поста	
4.3. Промірні роботи	
4.4. Вимірювання витрат води гідрометричним млинком	
4.5. Вимірювання витрат води поверхневими поплавками	
4.6. Визначення витрат води за позначками високих вод	
4.7. Вимірювання прозорості й температури води та побудова профілю поперечного перерізу русла в ізотермах	
4.8. Розшифрування стрічок самописців опадів і рівнів води	
5. Гідрохімічні дослідження	
5.1. Фізико-хімічні властивості й хімічний склад води р. Рось	
5.2. Вміст і розподіл головних іонів у природних водах різного походження	
5.3. Іонний стік р. Рось	
5.4. Гідрохімічна зйомка ділянки р. Рось	
5.5. Киснева зйомка Богуславського водосховища	
5.6. Добова динаміка вмісту кисню і вуглекислого газу у воді р. Рось	
6. Характеристика системи водопостачання і водовідведення м. Богуслав	
6.1. Водопровідна станція	
6.2. Комунальні очисні споруди	
Висновки	
Список літератури	

Список літератури

Основної

1. Гідроекологічний стан басейну р. Рось : монографія / В. К. Хільчевський, С. М. Курило, С. С. Дубняк та ін. / за ред. В. К. Хільчевського. – К. : Ніка-Центр, 2009. – 116 с.
2. Горєв Л. М. Гідрохімія України : підручник / Л. М. Горєв, В. І. Пелешенко, В. К. Хільчевський. – К. : Вища шк., 1995. – 307 с.
3. Никаноров А. М. Гидрохимия : учебник / А. М. Никаноров. – СПб. : Гидрометеиздат, 2001. – 444 с.
4. Хільчевський В. К. Основи гідрохімії : підручник / В. К. Хільчевський, В. І. Осадчий, С. М. Курило. – К. : Ніка-Центр, 2012. – 312 с.
5. Хільчевський В. К. Хімічний аналіз вод : навчальний посібник / В. К. Хільчевський. – К. : ВПЦ "Київський університет", 2004. – 61 с.

Додаткової

6. Набиванець Б. Й. Аналітична хімія поверхневих вод : монографія / Б. Й. Набиванець, В. І. Осадчий, Н. М. Осадча та ін. – К. : Наук. думка, 2007. – 455с.
7. Гідрохімічний довідник : Поверхневі води України. Гідрохімічні розрахунки. Методи аналізу / В. І. Осадчий, Б. Й. Набиванець, Н. М. Осадча та ін. – К. : Ніка-Центр, 2008. – 656 с.
8. Гидрохимический словарь / А. А. Зенин, Н. А. Белоусова. – Л. : Гидрометеиздат, 1988. – 239 с.
9. Морозова А. А. Оценка формирования гидрохимического режима р. Рось и р. Роська / А. А. Морозова // Гідрологія, гідрохімія і гідроекологія. – 2005. – Т. 8. – С. 41–45.
10. Набиванець Б. Й. Аналітична хімія природного середовища : підручник / Б. Й. Набиванець, В. В. Сухан, Л. В. Калабіна. – К. : Либідь, 1996. – 303 с.
11. Руководство по химическому анализу поверхностных вод суши / под ред. А. Д. Семенова. – Л. : Гидрометеиздат, 1977. – 532 с.
12. Хільчевський В. К. Водопостачання і водовідведення. Гідроекологічні аспекти : підручник / В. К. Хільчевський. – К. : ВПЦ "Київський університет", 1999. – 319 с.
13. Хільчевський В. К. Роль агрохімічних засобів у формуванні якості вод басейну Дніпра : монографія / В. К. Хільчевський. – К. : ВПЦ "Київський університет", 1996. – 222 с.

ЗМІСТ

ВСТУП	3
1. ГІДРОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ ВОДНИХ ОБ'ЄКТІВ	6
1.1. Загальна характеристика хімічного складу природних вод і умов його формування.....	6
1.2. Гідрохімічні спостереження на водних об'єктах України.....	15
1.3. Основні етапи хімічного аналізу природних вод	18
2. ФОРМУВАННЯ ХІМІЧНОГО СКЛАДУ ВОДИ ТА ГІДРОХІМІЧНОГО РЕЖИМУ РІЧКИ РОСЬ	35
2.1. Загальна характеристика гідрологічних умов і господарської діяльності	36
2.2. Характеристика хімічного складу річкових вод	41
2.3. Гідрохімічний режим річки Рось	43
2.4. Польові гідрохімічні роботи на Богуславському гідролого-гідрохімічному стаціонарі... ..	53
3. ВИЗНАЧЕННЯ ХІМІЧНОГО СКЛАДУ ПРИРОДНИХ ВОД	71
3.1. Загальні положення.....	71
3.2. Визначення фізичних властивостей води	78
3.3. Визначення величини рН	80
3.4. Визначення вмісту розчинених газів.....	83
3.4.1. <i>Розчинений кисень</i>	83
3.4.2. <i>Розчинений (вільний) вуглекислий газ</i>	86

3.5. Визначення біогенних речовин	87
3.5.1. <i>Іони амонію</i>	88
3.5.2. <i>Нітрити</i>	91
3.6. Визначення вмісту розчинених органічних речовин	94
3.7. Визначення головних іонів, жорсткості, сухого залишку	99
3.7.1. <i>Карбонатні і гідрокарбонатні іони</i>	99
3.7.2. <i>Сульфати</i>	100
3.7.3. <i>Хлориди</i>	103
3.7.4. <i>Жорсткість</i>	105
3.7.5. <i>Іони Ca^{2+}</i>	107
3.7.6. <i>Іони Mg^{2-}</i>	109
3.7.7. <i>Розрахунок сумарного вмісту $Na^{+} + K^{+}$</i>	109
3.7.8. <i>Визначення сухого залишку</i>	110
3.8. Способи, форми вираження та контроль якості отриманих результатів хімічного аналізу	112
3.9. Техніка безпеки при виконанні гідрохімічних робіт	118
4. СИСТЕМА ВОДОПОСТАЧАННЯ ТА ВОДОВІДВЕДЕННЯ МІСТА БОГУСЛАВ КИЇВСЬКОЇ ОБЛАСТІ	122
4.1. Водопостачання	123
4.2. Водовідведення	125
ДОДАТКИ	129
Список літератури	141

Навчальне видання

**Хільчевський Валентин Кирилович
Савицький Віктор Миколайович
Красова Леся Анатоліївна
Гончар Олеся Миколаївна**

**ПОЛЬОВІ ТА ЛАБОРАТОРНІ
ДОСЛІДЖЕННЯ
ХІМІЧНОГО СКЛАДУ ВОДИ
РІЧКИ РОСЬ**

Навчальний посібник

Редактор *Л. Л. Воронцова*
Технічний редактор *Л. П. Шевченко*

Оригінал-макет виготовлено Видавничо-поліграфічним центром "Київський університет"



Формат 60x84^{1/16}. Ум. друк. арк. 08,37. Наклад 100. Зам. № 212-6174. Вид. № Гр11.
Гарнітура Times New Roman. Папір офсетний. Друк офсетний.
Підписано до друку 20.08.12

Видавець і виготовлювач
Видавничо-поліграфічний центр "Київський університет",
б-р Т. Шевченка, 14, м. Київ, 01601
☎ (38044) 239 32 22; (38044) 239 31 72; тел./факс (38044) 239 31 28
e-mail: vpc@univ.kiev.ua
<http://vpc.univ.kiev.ua>

Свідцтво суб'єкта видавничої справи ДК № 1103 від 31.10.02