

В. К. ХІЛЬЧЕВСЬКИЙ
М. Р. ЗАБОКРИЦЬКА

ХІМІЧНИЙ АНАЛІЗ ТА ОЦІНКА ЯКОСТІ ПРИРОДНИХ ВОД

Міністерство освіти і науки України
Волинський національний університет імені Лесі Українки
Київський національний університет імені Тараса Шевченка

В. К. ХІЛЬЧЕВСЬКИЙ
М. Р. ЗАБОКРИЦЬКА

ХІМІЧНИЙ АНАЛІЗ ТА ОЦІНКА ЯКОСТІ ПРИРОДНИХ ВОД

Навчальний посібник

Луцьк
Вежа-Друк
2021

УДК [556.114:556.3] (075.8)

X 45

*Рекомендовано до друку науково-методичною радою
Волинського національного університету імені Лесі
Українки (протокол №1 від 15 вересня 2021 р.)*

Рецензенти:

Фесюк В. О. – доктор геогр. наук, професор (Волинський національний університет імені Лесі Українки);

Корчемлюк М. В. – канд. техн. наук (зав. лабораторії аналітичного контролю і моніторингу Карпатського національного природного парку).

Хільчевський В. К.

X 45 Хімічний аналіз та оцінка якості природних вод : навч. посіб. /
В. К. Хільчевський, М. Р. Забокрицька. – Луцьк : Вежа-Друк,
2021. – 76 с.

ISBN 978-966-940-380-3

Викладено основні відомості про поширені методи хімічного аналізу природних вод. Наведено методики визначення хімічних компонентів у природних водах: розчинених газів, біогенних та органічних речовин, головних йонів, твердості. Розглянуто способи та форми вираження і контролю отриманих результатів. Висвітлено методи екологічного оцінювання якості природних вод, а також питної води та водних об'єктів, призначених для різних видів водокористування (господарсько-питного, культурно-побутового, рибогосподарського).

Навчальний посібник призначено для студентів університетів, які вивчають «Основи гідрохімії», «Гідрохімію» за освітніми програмами з гідрології спеціальності «Науки про Землю».

УДК [556.114:556.3] (075.8)

ISBN 978-966-940-380-3

© Хільчевський В. К., Забокрицька М. Р., 2021

ЗМІСТ

ПЕРЕДМОВА.....	5
1. ГІДРОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ НА ВОДНИХ ОБ'ЄКТАХ.....	7
1.1. Відбір та попередня обробка проб води.....	7
1.2. Аналіз води біля водного об'єкта.....	9
2. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ТА ФІЗИКО-ХІМІЧНІ МЕТОДИ АНАЛІЗУ ПРИРОДНИХ ВОД.....	11
2.1. Гравіметричний аналіз.....	11
2.2. Об'ємний аналіз.....	11
2.3. Фотометричний аналіз.....	14
2.4. Електрохімічні методи.....	15
3. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ПРИРОДНИХ ВОД.....	19
3.1. Визначення основних фізичних властивостей води.....	19
3.2. Визначення концентрації водневих йонів (значення рН).....	20
3.3. Визначення окисно-відновного потенціалу (значення Eh).....	22
4. ХІМІЧНИЙ СКЛАД ПРИРОДНИХ ВОД.....	24
4.1. <i>Розчинені гази</i>	24
4.1.1. Визначення розчиненого кисню.....	24
4.1.2. Визначення вільного діоксиду вуглецю.....	25
4.1.3. Визначення агресивного діоксиду вуглецю.....	27
4.2. <i>Біогенні речовини</i>	28
4.2.1. Визначення йонів амонію.....	28
4.2.2. Визначення нітритних йонів.....	29
4.2.3. Визначення нітратних йонів.....	31
4.3. <i>Розчинені форми заліза</i> - визначення Fe ²⁺ та Fe ³⁺	32
4.4. <i>Органічні речовини</i>	35
4.4.1. Визначення легкоокиснюваних органічних сполук (ПО).....	35
4.4.2. Визначення хімічного споживання кисню (БО).....	36
4.5. <i>Головні йони, твердість води, сухий залишок</i>	38
4.5.1. Визначення карбонатних і гідрокарбонатних йонів.....	38
4.5.2. Визначення сульфатних йонів.....	39
4.5.3. Визначення хлоридних йонів.....	41
4.5.4. Визначення йонів кальцію.....	42
4.5.5. Визначення йонів кальцію.....	43
4.5.6. Визначення йонів натрію і калію.....	44

4.5.7. Визначення твердості води.....	46
4.5.8. Визначення сухого залишку.....	47
5. СПОСОБИ ТА ФОРМИ ВИРАЖЕННЯ І КОНТРОЛЮ РЕЗУЛЬТАТІВ ХІМІЧНОГО АНАЛІЗУ ВОДИ.....	49
5.1. Концентрація розчинів.....	49
5.2. Способи та форми вираження експериментальних результатів...	50
5.3. Контроль результатів хімічного аналізу води.....	53
6. МЕТОДИ ОЦІНЮВАННЯ ЯКОСТІ ВОДИ.....	55
6.1. Якість води джерел водопостачання.....	55
6.2. Якість питної води.....	55
6.3. Якість води водних об'єктів, призначених для господарсько-питного і культурно-побутового водокористування та потреб рибного господарства.....	56
6.4. Екологічна оцінка якості поверхневих вод.....	56
6.5. Здійснення державного моніторингу вод.....	59
7. ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ ПРИ ВИКОНАННІ ГІДРОХІМІЧНИХ РОБІТ.....	62
Додатки.....	65
Список рекомендованої літератури.....	73

ПЕРЕДМОВА

Контроль за станом водних об'єктів є однією з найважливіших умов розв'язання багатьох екологічних проблем, зумовлених виснаженням і забрудненням водних ресурсів. Основним джерелом інформації про їхній хімічний склад та інші властивості, тенденції і закономірності змін у часі і просторі є хімічний аналіз вод. Надійне та оперативне визначення наявних у воді різних за своїми властивостями сполук мінеральної та органічної природи потребує обґрунтованого й оптимального застосування найбільш ефективних методів аналізу, певного вміння у здійсненні хіміко-аналітичних досліджень гідрохімічного спрямування, починаючи від відбору проб води і закінчуючи обробкою та інтерпретацією отриманих даних.

Алгоритм цих дій схематично виглядає наступним чином: вибір пункту спостереження на водному об'єкті → відбір проб води → хімічний аналіз води біля водного об'єкта, консервація проб → хімічний аналіз проб води в лабораторних умовах → оцінювання результатів на основі нормативних документів або методик → інтерпретація результатів.

Студенти, які навчаються за освітніми програмами з гідрології спеціальності «Науки про Землю» в дисциплінах «Основи гідрохімії» та «Гідрохімія» знайомляться з методологією і методами хімічного аналізу природних вод. Вивчення матеріалу даного навчального посібника закріпить на практиці теоретичні знання, що отримують студенти під час вивчення загального курсу.

Методи хімічного аналізу природних вод. У навчальному посібнику викладено основні напрями і завдання практичної гідрохімії, починаючи з відбору проб, виконання хімічного аналізу води безпосередньо біля водних об'єктів та в лабораторних умовах. Наведено відомості про найпоширеніші методи аналізу, на яких ґрунтується визначення фізичних властивостей води, вмісту розчинених газів, біогенних елементів, головних йонів.

При викладі методик автори дотримувалися термінології ДСТУ 2439:2018 «Хімічні елементи та прості речовини. Терміни та визначення основних понять, назви й символи» [20], який набув чинності з 1 жовтня 2019 р. і відмінив дію попереднього ДСТУ 2439-94. У новому стандарті ДСТУ 2439:2018 повернуто більшість українських традиційних назв хімічних елементів та правило написання назв елементів з маленької літери. В ньому також відзначено, що «назви хімічних елементів і простих речовин є однаковими, крім випадків, якщо проста речовина утворює алотропи з назвами, що стали традиційними, наприклад: кисень, озон; вуглець і графіт, алмаз, карбін».

Наведені методики аналізу конкретних хімічних компонентів використовуються, зокрема, при веденні фонового моніторингу якості вод гідрометеорологічними підрозділами Державної служби з надзвичайних ситуацій, структурними підрозділами Державного агентства водних ресурсів України.

Методи оцінювання якості природних вод. Після виконання хімічного аналізу проб води відповідальною фінальною частиною гідрохімічних досліджень є оцінювання отриманих результатів.

Слід відзначити, що після підписання в 2014 р. угоди про асоціацію України з Європейським Союзом в Україні прийнято низку важливих нормативних документів, які стосуються безпосередньо екологічного моніторингу природних вод, а також оцінювання якості вод для санітарно-гігієнічних потреб. Серед них -

Закон України «Про внесення змін до деяких законодавчих актів України щодо впровадження інтегрованих підходів в управлінні водними ресурсами за басейновим принципом» (2016 р.) [21], яким внесено низку доповнень до Водного кодексу України [14], що імплементують положення Водної рамкової директиви ЄС [15] стосовно екологічного моніторингу водних об'єктів за гідроморфометричними, гідробіологічними та гідрохімічними показниками.

Розпорядженням Кабінету Міністрів України «Про визнання такими, що втратили чинність, та такими, що не застосовуються на території України, актів санітарного законодавства» від 20.01.2016 р. № 94-р скасовано акти санітарного законодавства, видані центральними органами виконавчої влади Української РСР та СРСР, в тому числі їх посадовими особами, якими затверджено санітарні, санітарно-гігієнічні, санітарно-протиепідемічні, санітарно-епідеміологічні, протиепідемічні, гігієнічні правила і норми, державні санітарно-епідеміологічні нормативи та санітарні регламенти [25]. В розд. 6 навчального посібника детальніше розглянуто питання сучасних підходів до оцінювання якості води для різних потреб.

Постановою Кабінету Міністрів України від від 19 вересня 2018 р. № 758 затверджено «Порядок здійснення державного моніторингу вод» [24].

В той же час залишаються актуальними й гігієнічні вимоги до складу та властивостей води водних об'єктів в пунктах господарсько-питного і культурно-побутового водокористування [17], нормативи екологічної безпеки водних об'єктів, що використовуються для потреб рибного господарства щодо гранично допустимих концентрацій органічних та мінеральних речовин у морських та прісних водах [22].

В основу навчального посібника покладено деякі лекційні матеріали з курсу гідрохімії, а також досвід з організації та проведення гідрохімічних досліджень, набутий авторами на Богуславському гідролого-гідрохімічному стаціонарі Київського національного університету імені Тараса Шевченка (р. Рось, басейн Дніпра, Київська область), в експедиціях на різних водних об'єктах України: транскордонній річці Західний Буг (Україна, Польща, Білорусь), Шацьких озерах (Волинська область) та ін.

Низка питань, висвітлених у навчальному посібнику, спираються на положення, викладені у фундаментальних підручниках з гідрохімії авторського колективу В.К. Хільчевський, В.І. Осадчий, С.М. Курило «Основи гідрохімії» (2012) [12] та «Регіональна гідрохімія України» (2019) [13], а також у профільних одноосібних підручниках В.К. Хільчевського «Водопостачання і водовідведення: гідроекологічні аспекти» (1999) [7] та «Агрогідрохімія» (2021) [6], навчальних посібників «Гідрохімія океанів і морів»(2003) [8] та «Хімічний аналіз вод» (2004) [3].

Навчальний посібник розроблено спільно доктором географічних наук, професором, заслуженим діячем науки і техніки України, почесним працівником Гідрометслужби України, лауреатом Державної премії України в галузі науки і техніки **В.К. Хільчевським** (кафедра гідрології та гідроекології географічного факультету Київського національного університету імені Тараса Шевченка) та кандидатом географічних наук, доцентом **М.Р. Забокрицькою** (кафедра фізичної географії географічного факультету Волинського національного університету імені Лесі Українки).

1. ГІДРОХІМІЧНІ ДОСЛІДЖЕННЯ НА ВОДНИХ ОБ'ЄКТАХ

1.1. Відбір та попередня обробка проб води

Від правильного відбору проб води залежить як наступний хід хімічного аналізу, так і достовірність отриманих результатів. Проби води необхідно відбирати в раніше підготовлені, промарковані, старанно вимиті і висушені посудини. Для цієї мети можна використовувати як скляні, так і поліетиленові посудини, які перед відбором проби повинні бути кілька разів промиті досліджуваною водою. Наповнена пробкою посудина закривається кришкою, яка забезпечує відсутність контакту проби з атмосферним повітрям. Проба води при нагріванні (наприклад, у процесі транспортування) може розширюватись, тому між пробкою і поверхнею води в посудині повинен бути вільний простір (1–3 см). Крім того, необхідно мати на увазі, що:

1) проба води повинна як можна повніше характеризувати умови і місце її відбору;

2) усі операції щодо відбору, доставки на місце та аналізу проб води повинні якомога менше впливати на вміст досліджуваних компонентів чи на її фізико-хімічні властивості;

3) об'єм відібраної проби води визначається, перш за все, її витрачанням на аналіз.

При виборі місця для відбору проби враховують мету аналізу і фактори, які впливають на склад проби в даному місці. Особливу увагу слід приділяти наявності факторів забруднення на місці відбору.

Зазвичай виконують разовий чи серійний відбір проб води. Разовий відбір проб використовується рідше – для вод, склад і властивості яких мало змінюються. Він дозволяє мати уявлення лише про хімічний склад води в даний момент. Серійний відбір проб та їх аналіз дозволяє прослідкувати зміни концентрацій досліджуваного компонента в часі, його взаємозв'язок з іншими компонентами хімічного складу природних вод, залежність складу від природних умов і фізико-хімічних характеристик води.

У серійному аналізі відбір проб поділяється на зональний (проби з різних глибин обраних створів річок і водойм) і відбір проб через певні проміжки часу, що дає можливість спостерігати за зміною якості води.

Під час гідрохімічних досліджень може відбиратися кілька видів проб:

1) *проста проба* – проба води, яка відбирається одноразово і дає відомості про склад води в певний час і в певному місці;

2) *змішана проба* – проба води, отримана при зливанні взятих через певні проміжки часу в одному і тому ж місці чи різних місцях (але одночасно) окремих проб;

3) *середня проба* – проба води, отримана змішуванням рівних частин відібраних через рівні проміжки часу окремих проб.

Якщо точки відбору окремих проб нерівноцінні, то окремі проби змішують у співвідношеннях, пропорційних витраті води в цих точках. Змішану і середню проби звичайно використовують тільки для визначення достатньо стійких компонентів.

Залежно від характеру об'єкта дослідження використовуються різні прийоми і способи відбору проб. Пробу поверхневих рН і температуру води, Fe^{2+} і Fe^{3+} слід визначати біля водного об'єкта одразу після відбору проби. У тих випадках, коли

немає можливості визначити вміст компонента на місці відбору, необхідно консервувати проби води з метою збереження досліджуваних компонентів і властивостей води в тому стані, в якому вони перебували в момент відбору. При цьому слід пам'ятати, що використання консервувальних речовин не оберігає повністю нестійкі компоненти від змін, тому аналіз потрібно виконувати не пізніше ніж через три доби після взяття проби. Оскільки універсальних консервантів не існує, то залежно від мети аналізу консервують окремі проби для визначення того чи іншого компонента.

Консервування проб води на загальний азот. Цей вид консервування виконується двома способами: 1) у пробу додають сірчану кислоту, яка взаємодіє з розчиненим у воді аміаком, органічними амінами та амонійними солями, переводить їх у відповідні сульфати і тим самим запобігає летючості азотних сполук у вигляді вільного аміаку та азоту; 2) у пробу додають хлороформ, що утворює на поверхні води тонку плівку, яка заважає випаровуванню проби і летючості газоподібних компонентів хімічного складу.

Хід консервування. Старанно вимиту літрову посудину кілька разів омивають досліджуваною водою, наповнюють її до позначки і додають 2–4 мм концентрованої сірчаної кислоти, після чого щільно закривають кришкою і перемішують. Визначення виконують не пізніше ніж через добу після відбору і консервування. При розрахунку результатів аналізу вводять поправку на доданий об'єм кислоти.

Аналогічно готують посудину для консервування проби хлороформом. До проби доливають 2–4 дм³ хлороформу (визначення - не пізніше 3 діб).

Консервування проб води на залізо. Якщо необхідно визначити загальний вміст заліза, то пробу консервують азотною кислотою. При цьому процеси окиснення-відновлення, в яких беруть участь різновалентні форми заліза, не враховуються, оскільки вони не впливають на результат аналізу. У випадках роздільного визначення різних валентних форм заліза консервують пробу ацетатним буферним розчином, який заважає перебігу окисно-відновних процесів за участю двох- і трьохвалентного заліза.

Хід консервування. Чисту посудину (1 дм³) кілька разів омивають досліджуваною водою і заповнюють пробую. Потім додають 25 дм³ концентрованої азотної кислоти, закривають кришкою і добре перемішують. Визначення загального заліза виконують не пізніше ніж через 3 доби, враховуючи об'єм доданої кислоти.

У посудину (1 дм³), заповнену досліджуваною водою, додають за допомогою піпетки 25 см розчину оцтовокислого натрію (68 г CH₃COONa • 3H₂O в 500 см³ дистильованої води) піднімаючи піпетку в міру виливання розчину. Таким же чином приливають 25 см³ оцтової кислоти (166,7 см³ "льодяної", тобто 100 %-ної оцтової кислоти в 500 см³ дистильованої води). Пробу щільно закривають кришкою і перемішують. Визначення дво- і тривалентного заліза виконують якомога швидше, оскільки не виключена адсорбція заліза стінками посудини, а також зміна його вмісту через розчинення завислих частинок і осадів. При обчисленні результатів аналізу враховується об'єм доданих реактивів.

Перш за все необхідно уникати тривалого зберігання проб природних вод. Консервування чи фіксація проб на окремі компоненти використовується лише для їх зберігання без зміни на час доставки проб води в лабораторію (до 3 діб). Зберігати проби слід у спеціальному місці при сталій температурі (бажано зниженій).

Проби для аналізу переносяться в лабораторію невеликими партіями, які можна одразу проаналізувати, причому температура проби перед початком аналізу має бути рівною з кімнатною температурою.

Слід мати на увазі, що точність аналізів значною мірою залежить від умов відбору, транспортування і зберігання проб. Тому всі рекомендації і вказівки щодо проведення цих операцій необхідно чітко засвоїти і старанно виконувати.

1.2. Аналіз води біля водного об'єкта

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

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

При взятті проб з поверхні:

1) визначають прозорість і забарвленість води;

2) вимірюють її температуру;

3) 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;

4) визначають рН води (див. розд. 3.2), вміст діоксиду вуглецю (див. розд. 4.1.2), фіксують розчинений кисень або визначають його в момент відбору проби прямим потенціометричним методом (див. розд. 4.1.1);

5) визначають запах води та інші органолептичні показники;

6) наповнюють водою інші посудини, враховуючи мету і завдання гідрохімічного дослідження відповідно до попередньо розробленої і затвердженої програми спостережень. Проби для визначення специфічних компонентів досліджуваних вод (нафтопродуктів, пестицидів, СПАР, важких металів тощо) відбирають в окремі склянки і відповідним чином консервують (за методиками, що регламентують визначення даних компонентів [2]);

7) посудини для визначення головних йонів, біогенних речовин консервують згідно з рекомендаціями, викладеними в розд. 1.1, вказують, яким чином законсервована проба, і щільно закривають герметичними пробками;

8) роблять запис у польових книжках про виконані роботи.

При взятті проб з різних глибин всі визначення та операції здійснюють в тому ж порядку, що і при відборі води з поверхні.

У польовій книжці (журналі), крім усіх робіт і визначень, проведених на місці відбору проби, вказують, 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 і засміченості води, цвітіння водойми чи водотоку тощо), а також тих чи інших змін у застосованій (регламентованій) методиці та причин, що зумовили ці зміни.

У зимовий час при температурі повітря нижче 0 °С відібрану з поверхні чи глибинних горизонтів пробу після вимірювання температури одразу ж переносять в опалене приміщення, де виконують визначення рН, CO₂, O₂ (або його

фіксацію) та наповнюють посудини для транспортування в стаціонарну лабораторію на хімічний аналіз за тією чи іншою програмою.

З метою оперативного виконання аналізу води в польових умовах як за кордоном, так і в нашій країні розроблено цілу низку *портативних приладів*, які дозволяють швидко визначати ті чи інші хімічні компоненти. Визначення, як правило, ґрунтується на електрохімічних методах, суть яких описано в розд. 2.4. Самі прилади (рН- і Eh-метри, термо-оксиметри, різні йономіри) зручні в користуванні, але вимагають обережного поводження. В основу їх роботи покладено принцип прямого потенціометричного вимірювання активності йонів в контрольованій пробі за допомогою електродної системи. Прилади складаються з електронного блока, мембранного й допоміжного електродів. Результати вимірювань виводяться на індикатор. Живлення може здійснюватися як за рахунок батареї, так і від зовнішнього джерела. До роботи з йономіром можна приступати лише після детального ознайомлення з його паспортом. Такі прилади можуть визначати до 30 показників (йонів).

2. ОСНОВНІ ХІМІЧНІ ТА ФІЗИКО-ХІМІЧНІ МЕТОДИ АНАЛІЗУ ПРИРОДНИХ ВОД

2.1. Гравіметричний аналіз

Гравіметричний аналіз є найбільш раннім методом кількісного аналізу (раніше називався – ваговим). Він добре вивчений і розроблений для визначення багатьох елементів. Але в наш час його застосування обмежене, оскільки метод трудомісткий, тривалий у часі, вимагає цілого ряду підготовчих операцій. Значною перевагою гравіметричного аналізу є висока точність визначень, тому в деяких випадках можливе використання цього методу в гідрохімічній практиці для контролю результатів аналізу, отриманих іншими способами.

Гравіметричний аналіз ґрунтується на вимірюванні маси продуктів реакції чи втраті маси вихідних речовин. Найчастіше у гравіметричному аналізі компонент, який визначається, переводиться в нерозчинну форму, відокремлюється в осад і шляхом висушування чи прожарювання переводиться в так звану *вагову форму*. Так, сульфатні іони часто визначають, осаджуючи їх розчином хлористого барію:



Прожарений осад сульфату барію являє собою вагову форму при визначенні сульфатних іонів з використанням цієї реакції. Знаючи масу BaSO_4 легко вирахувати вміст сульфатів у розчині чи досліджуваній природній воді.

Склад утвореного в результаті реакції осаду не завжди збігається зі складом вагової форми. Наприклад, при осадженні металів лугами утворені осади являють собою гідроксиди металів, ваговою ж формою є їх оксиди.

У гравіметричному аналізі використовуються реакції, які мають задовольняти такі умови:

1. Утворені в результаті реакції осади повинні бути практично нерозчинними.
2. Утворені осади, а також їх вагові форми повинні мати постійний склад.

Для природних вод гравіметричний метод найчастіше використовується при визначенні сульфатів, загального фосфору, силікатів, а при більших концентраціях – також заліза, марганцю, алюмінію. Крім того, гравіметричним методом визначають мінералізацію води за сухим залишком. Інші компоненти практично не можуть бути визначені гравіметричним методом через малий вміст.

Окремі елементи гравіметричного методу широко використовуються для розділення різних компонентів природних вод, концентрування мікроелементів, наприклад шляхом співосадження.

2.2. Об'ємний аналіз

Об'ємний аналіз ґрунтується на вимірюванні кількості реактиву у вигляді розчину точної концентрації, витраченого на реакцію з компонентом, який визначається. Концентрацію розчинів виражають кількістю *грам-молів* чи *грам-еквівалентів* розчиненої речовини в одиниці об'єму розчину (в 1 дм^3 розчину). Грам-молем (грам-еквівалентом) називають кількість речовини в грамах, яка чисельно дорівнює його молекулярній вазі чи еквіваленту. Еквівалентом називається кількість вагових частин тієї чи іншої речовини, яка взаємодіє з однією

ваговою частиною водню чи вісьма частинами кисню або ж з еквівалентною їм кількістю інших речовин у хімічних реакціях.

Число грам-еквівалентів речовини, яка міститься в 1 дм³ розчину, називають, відповідно, нормальністю чи молярністю розчину.

Інколи концентрацію в об'ємному аналізі виражають *титром* розчину, тобто кількістю міліграмів речовини в 1 дм³ розчину. Наприклад, титр розчину азотнокислого срібла дорівнює 170 мг/дм³ AgNO₃. Тому, якщо на титрування розчину хлориду, наприклад NaCl, пішло 1 см³ розчину азотнокислого срібла, то це означає, що для зв'язування всієї кількості розчиненого хлориду потрібно 170 мг AgNO₃. Враховуючи хімізм реакції



робимо висновок, що у використаному для титрування об'ємі розчину хлористого натрію містилось 35,5 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 приливання 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 звичайно 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 з так званих фіксаналів, які являють собою скляні ампули фабричного виробництва з відомою кількістю тієї чи іншої речовини.

В об'ємному аналізі використовуються різні типи хімічних реакцій: кислотно-основні, окисно-відновні, комплексоутворення. При цьому вони повинні відповідати таким умовам:

1. Взаємодія між речовиною, яка визначається, і реактивом має проходити в певних стехіометричних співвідношеннях.
2. Повинні бути відсутні побічні процеси, зумовлені можливості взаємодії певної речовини з титруючим реагентом за кількома напрямками.
3. У розчині мають бути відсутні речовини, які поряд з речовиною, що визначається, можуть реагувати з реактивом для титрування.
4. Швидкість реакції взаємодії реагентів повинна бути достатньо великою, практично миттєвою.
5. При титруванні необхідно встановити кількість робочого розчину, еквівалентну кількості речовини, що визначається. 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 осади, називається *точкою переходу* чи *точкою кінця титрування*. Чим краще збігаються точки переходу та еквівалентності, тим точніший результат титрування.

Формули для розрахунків. Для розрахунків в об'ємному аналізі використовується властивість нормальних розчинів: якщо помножити об'єм даного розчину (V_1) на його нормальність (H_1), то отримаємо еквівалентний об'єм однонормального розчину. Наприклад, $200 \text{ см}^3 0,5 N$ розчину відповідає 100 см^3 однонормального ($1N$) розчину однієї і тієї ж речовини. Оскільки розчини однакової нормальності взаємодіють в однакових об'ємах, то

$$H_1 V_1 = H_x V_x \quad (2.3)$$

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

$$H_x = \frac{H_1 \cdot V_1}{V_x} \quad (2.4)$$

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

$B_x = 0,001 \cdot V \cdot E_x = 0,001 \cdot H_x \cdot E_x$, де E - еквівалентна маса речовини, яка визначається.

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

$$H = \frac{T \cdot 1000}{E}; \quad T = \frac{H \cdot E}{1000} \quad (2.5)$$

Помилки в об'ємному аналізі. На точність визначень в об'ємному аналізі впливає цілий ряд 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, слід 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

$$\frac{0,1 \text{ см}^3 \cdot 100\%}{100 \text{ см}^3} = 0,1\%, \quad (2.6)$$

що є прийнятним для більшості гідрохімічних досліджень. Використання більших об'ємів чи мікробюрок у таких випадках недоцільне. Лише коли титруються менші об'єми проби (50 см^3 , 25 см^3), то використовуються мікробюретки.

Часто доводиться зустрічатися з 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 $0,3\%$. При записі результатів аналізу треба враховувати, що кількість значущих цифр після коми має бути збігаювана з помилкою визначення.

2.3. Фотометричний аналіз

В основі фотометричного аналізу лежить переведення компонента, що визначається, у розчинну сполуку, яка поглинає світло. Кількість отриманого продукту реакції виявляють за інтенсивністю світлопоглинання забарвленого розчину. Залежність світлопоглинання розчинів від концентрації забарвлених речовин виражається законом Бугера – Ламберта – Бера:

$$D = I_0 - I = E \cdot c \cdot l, \quad (2.7)$$

де D – оптична густина розчину; I_0 – інтенсивність світлового потоку, який падає на забарвлений розчин; I – інтенсивність світлового потоку, який пройшов через розчин; E – молярний коефіцієнт світлопоглинання, який залежить від природи забарвленої речовини, довжини хвилі, температури розчину; c – концентрація речовини, яка поглинає світло; l – товщина поглинаючого шару.

Оптична густина розчину - величина, зв'язана лінійною залежністю з концентрацією забарвленої речовини (при стабільності E і l). Ця залежність правильна лише для монохроматичного випромінювання і зберігається за відсутності в системі побічних процесів.

Одній і тій же речовині притаманні різні властивості щодо поглинання випромінювання з різною довжиною хвилі. Розподіл світлопоглинання залежно від довжини хвилі падаючого світла характеризується так званим *спектром поглинання* забарвленої сполуки. Як правило, спектр поглинання зображують графічно, відкладаючи по осі абсцис довжини хвиль (см) чи частоти (см⁻¹), а на осі ординат – оптичну густина (D) чи величину світлопропускання (T):

$$T = \frac{I}{I_0} = 10^{-D} \quad (2.8)$$

Колориметричні методи (ґрунтуються на різниці кольорів і відтінків) дозволяють проводити визначення різних компонентів з чутливістю близько 10^{-6} – 10^{-7} моль/дм³. Використання фотоколориметричних методів (ґрунтуються на вимірюванні світлопоглинання за допомогою фотоелемента) дозволяє збільшити чутливість до 10^{-9} моль/дм³ і визначати безпосередньо у воді більшість елементів. Основні вимоги до реакцій, які лежать в основі колориметричних і фотоколориметричних методів аналізу такі:

1. відповідність до закону Бугера-Ламберта-Бера;
2. утворені забарвлені сполуки протягом деякого часу, достатнього для вимірювання, мають бути стабільні;
3. сторонні речовини, які реагують з доданими реактивами чи речовиною, що визначається, з утворенням забарвлених сполук, повинні бути відсутні.

До обмежень фотометричних методів слід віднести залежність багатьох реакцій із забарвленням від кислотності середовища.

Методи визначення концентрації забарвленої речовини поділяють на візуальні (колориметричні) і фотоколориметричні. Серед візуальних методів найчастіше використовують метод шкали (стандартних серій) і колориметричного титрування.

Метод шкали полягає в порівнянні забарвленої після додавання реактиву проби з відповідно забарвленими еталонами в пробірках чи нанесеними на скло. Цей метод зручний для польової практики.

Метод колориметричного титрування полягає в тому, що в дві однакові градуйовані пробірки вносять однакові кількості реактивів, які викликають за-

барвлення реактивів. В одну з них додають деяку кількість досліджуваної проби, а в іншу – стандартний розчин компонента, що визначається. Об'єм при цьому зрівнюється дистильованою водою. Після зрівняння забарвлень у пробірках вміст компонента в пробі визначають за формулою

$$C_X = \frac{C_{СТ}V_{СТ}}{V_X} \quad (2.9)$$

де V_X і $V_{СТ}$ – об'єми досліджуваного і стандартного розчинів; $C_{СТ}$ – концентрація компонента, який визначається, в стандартному розчині.

При фотокolorиметричному визначенні концентрацій забарвлених речовин найзручніші і використовуються найчастіше метод калібрувального графіка і метод добавок, які ґрунтуються на пропорційній залежності між інтенсивністю забарвлення (тобто концентрацією) досліджуваної речовини і величиною фотострумів фотоелемента приладу.

За методом калібрувального графіка (аналогічно методу шкали) готується серія стандартних забарвлених розчинів, а потім за допомогою фотоелектроколориметра вимірюється їх оптична густина. За отриманими даними будується графік залежності оптичної густини від концентрації речовини. Вимірюючи й надалі оптичну густина досліджуваного розчину, за графіком знаходять вміст компонента, що визначається.

Метод добавок використовується для визначення дуже незначних кількостей речовин і є більш точним, ніж метод калібрувального графіка. За цим методом готують два розчини: стандартний і досліджуваний. Для цього в дві колбочки поміщують певну кількість реактиву і стандартного розчину. В одну з колбочок приливають досліджуваний розчин. Зрівнюють об'єми обох розчинів дистильованою водою і вимірюють їх оптичні густини. Між оптичними густинами розчинів і їх концентраціями має місце залежність

$$\frac{D_{СТ}}{D_X} = \frac{C_{СТ}}{C_{СТ}+C_X} \quad (2.10)$$

Використовуючи це рівняння, легко знайти концентрацію потрібного компонента:

$$C_X = \frac{C_{СТ}}{D_{СТ}} (D_X - D_{СТ}) \quad (2.11)$$

де D_X і $D_{СТ}$ - оптичні густини досліджуваного і стандартного розчинів; C_X і $C_{СТ}$ концентрація цих розчинів, г-екв/дм³.

Використовуючи фотометричні методи, завжди слід пам'ятати, що на забарвлення досліджуваних розчинів та її інтенсивність впливає багато факторів: температура розчину, наявність сторонніх речовин, рН.

2.4. Електрохімічні методи

Електрохімічні методи аналізу ґрунтуються на вивченні взаємозв'язку хімічних і електрохімічних процесів, які відбуваються при проходженні електричного струму через розчини. Теоретичне обґрунтування і розробка їх є предметом електрохімії. Популярність і розвиток цих методів на сучасному етапі зумовлені деякими причинами. По-перше, висока технологічність методів, можливість використання їх в автоматичному режимі. Це викликає найбільший

інтерес з погляду гідрохімії при організації моніторингу якості води і польових експедиційних досліджень. По-друге, доступність апаратури, простота методичного оформлення і невелика вартість аналізу. По-третє, широкий діапазон визначення неорганічних домішок (від 10^{-1} до 10^{-8} %) з високою точністю результатів.

В цілому, електрохімічні методи аналізу детально вивчаються в курсі фізико-хімічних методів аналізу природних вод. У даній роботі обмежимось лише розглядом основних понять і напрямків електрохімічного аналізу.

Потенціометрія. Цей метод ґрунтується на використанні рівняння Нернста і дає можливість визначення різних іонів (іонометрія) за значеннями потенціалів різних неполяризованих електродів за відсутності електричного струму.

Хронопотенціометрія. У даному методі через розчин пропускають постійний струм і вивчають потенціал електрода, набутий під дією струму, як функцію часу. Потенціал залишається постійним пропорційно концентрації електроактивної речовини.

Вольтамперометрія і полярографія. Ці методи ґрунтуються на вивченні складу розчину в електролітичній комірці за кривими залежності сили струму від потенціалу. Термін "полярографія" належить до методів, які використовують крапаючий ртутний електрод.

Кондуктометрія. У цьому методі використовуються два ідентичні інертні електроди для вимірювання електропровідності досліджуваного розчину.

Кулонометрія, електрогравіметрія. Дані методи ґрунтуються на використанні законів Фарадея, тобто еквівалентності між кількістю електричного струму і величиною хімічного перетворення речовини.

Основні поняття електрохімії. Електроліз. Речовини, здатні проводити електричний струм, називаються *провідниками*. Залежно від способу передачі електричних зарядів вони поділяються на два типи. Провідники першого роду (тверді) здійснюють рух струму за допомогою електронів. До них належать усі метали, графіт, сульфід цинку, свинцю тощо. Речовини з йонною провідністю (рідинні) називаються провідниками другого роду. Типовими представниками є розчини кислот, солей і основ, розплави солей, здатні дисоціювати з утворенням іонів позитивно заряджених (катіонів) і негативно заряджених (аніонів). На межі поділу провідників першого і другого роду протікають реакції, які називаються електрохімічними, оскільки цей тип реакцій відбувається або під дією електричного струму, або ж причиною виникнення електричного струму є хімічні реакції. Ці реакції полягають в обміні електронами між твердим електродом та йонами в розчині. Матеріал електроду може брати участь в електрохімічній реакції (розчинятися), а може бути й інертним. В останньому випадку на його поверхні виділяються метали чи гази з розчину.

Можливі також випадки, коли передача електричного струму проходить без виділення чи розчинення йонів. У системах відбувається зміна ступеня окиснення розчиненого йона, здатного існувати в двох різних формах, наприклад Fe^{2+} і Fe^{3+} .

Процес проходження електрохімічної реакції називається *електролізом*. Закони електролізу відкриті М. Фарадеєм у 1833 р.

Перший закон Фарадея. Кількість речовин, перетворених при електролізі, пропорційна кількості електричного струму, який пройшов через електроліт:

$$C = K \cdot I \cdot t = K \cdot Q = \frac{A}{n} \cdot \frac{1}{F} \cdot Q \quad (2.12)$$

де C – кількість досліджуваного іона; A – атомна маса; n – число електронів; F – число Фарадея / $F = 96\,500$ Кл чи $26,8$ А·год; Q – кількість електричного струму.

Другий закон Фарадея. При проходженні однієї і тієї ж кількості електричного струму через різні електроліти кількості перетворених біля електродів речовин пропорційні їх хімічним еквівалентам.

Електродний потенціал. При зануренні металевого електрода в розчин на межі поділу фаз виникає первинний потенціал. Це пов'язано з переходом частини йонів металу в рідинну фазу під дією полярних молекул розчинника. Заряджена поверхня металу та йони, які накопичилися в приелектродному шарі, створюють подвійний електричний шар. Його можна порівняти з конденсатором, одна з обкладинок якого – метал, а інша – шар йонів, які містяться в розчині.

Заряд на електроді (φ) називають електродним потенціалом. Його безпосередня величина не може бути виміряна прямим методом, оскільки виникає між різними фазами. Тому для визначення електрорушійної сили (е.р.с.) електрохімічного ланцюга електрод з'єднують із стандартним електродом, потенціал якого умовно приймається за нульовий (φ_0). Тоді

$$E = \varphi + \varphi_0 \quad (2.13)$$

де E – е.р.с. електрохімічного ланцюга.

Вивчення залежностей потенціалу електрода від концентрації присутніх у розчині речовин лежить в основі потенціометричних методів.

Якщо два електроди з різними значеннями φ з'єднати між собою, то в ланцюзі виникає певне значення е.р.с. При проходженні електричного струму через *гальванічний ланцюг* (ліворуч – негативний електрод, праворуч – позитивний) під дією зовнішнього джерела е.р.с. на електродах виникають нові значення потенціалів.

Суккупність процесів, які викликають зміну значень рівноважних електродних потенціалів, називають *поляризацією*.

Величина рівноважного електродного потенціалу залежить від природи і концентрації йонів в розчині, які визначають потенціал, температуру і характер хімічних процесів, що протікають у ньому. Ця залежність описується рівнянням Нернста, в якому для більш чіткої характеристики процесу концентрація замінюється на величину активності (a):

$$E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln a \quad (2.14)$$

де E^0 – стандартний електродний потенціал, який виникає на електроді, коли активність йона дорівнює одиниці, виміряний щодо стандартного (водневого) електрода; R – універсальна газова константа; T – абсолютна температура; n – число електронів, які беруть участь в реакції; F – число Фарадея. Значення E^0 звичайно наводиться в спеціальних таблицях.

Водневий електрод являє собою платинову пластинку, занурену в розчин, який містить іони водню. Через розчин пропускають струм чистого водню під постійним тиском. Газоподібний водень, розчинений у платині, утворює з йонами водню окисно-відновну систему. Для визначення стандартних електродних потенціалів різних металів збирають гальванічний ланцюг, який складається з двох елементів. Стандартні електродні потенціали (φ_0) для більшості відомих металів негативні. Деякі з них (Cu, Ag, Au, Pt) мають позитивне значення.

Абсолютні їх величини утворюють відомий ряд напруги чи ряд активності металів.

Окисно-відновні системи. У багатьох розчинах, в тому числі і в природних водах, часто містяться різновалентні форми одного елемента, наприклад Fe^{2+} і Fe^{3+} , S^{2-} і S^0 тощо. Рівноважний стан таких йонів являє собою окисно-відновну систему, яка характеризується певним потенціалом. Його можна виміряти аналогічно згаданим вище способом гальванічного ланцюга. Величина окисно-відновного потенціалу визначається співвідношенням концентрацій окисненої і відновленої форм даної речовини і може бути розрахована за рівнянням Нернста:

$$E = E_0 + \frac{0,058}{n} \ln \frac{[\text{O}_x]}{[\text{R}_{ed}]} \quad (2.15)$$

де $[\text{O}_x]$ – концентрація окисненої форми речовини; $[\text{R}_{ed}]$ – відновленої форми; 0,058 – чисельне значення величини RT/F при 20°C .

Окисно-відновний потенціал характеризує спрямованість (інтенсивність) процесів, які відбуваються в розчинах за участю речовин, здатних окиснюватися чи відновлюватися.

Класифікація електродів. Залежно від складу електрода й типу електродної реакції електроди можна поділити на електроди першого і другого роду, газові, окисно-відновні тощо.

Електроди першого роду є металами, зануреними в розчин електроліту і зворотними відносно своїх йонів, наприклад, мідь у розчині сульфату міді, срібло в розчині нітрату срібла.

Якщо метали вкрити шаром важкорозчинної солі й занурити в розчин, який містить аніони даної солі, то отримаємо електрод, зворотний відносно цього аніона, електрод другого роду. Прикладом такого електрода може бути срібний дріт, занурений у розчин HCl . На поверхні дроту утворюється важкорозчинний AgCl .

Газовий електрод є напівелементом, який складається з металевого провідника, що контактує одночасно з відповідним газом і розчином. Розчин містить йони цього газу. З металів для створення газового електрода найкращою є платина. До газових електродів належать водневий і кисневий електроди.

До окисно-відновних (редокс) електродів належать напівпровідники, які складаються з інертного металу (платина, золото) і перебувають у розчині, що містить окиснену і відновлену форму однієї й тієї ж речовини.

Мембранні електроди – такі електроди, в яких електричний потенціал виникає на межі тонкого шару провідникового матеріалу й розчину в результаті йонного обміну. Мембрана має бути селективною (вибірковою) до певного виду йонів, наприклад, скляний електрод, який чутливий до йонів H^+ . Залежно від хімічного складу мембрани та її властивостей можливе селективне визначення різноманітних йонів.

3. ФІЗИЧНІ ВЛАСТИВОСТІ ПРИРОДНИХ ВОД

3.1. Визначення основних фізичних властивостей води

До основних фізичних характеристик природних вод належать: температура, щільність, 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 і є якісною характеристикою. Приблизне уявлення про прозорість води отримують, вимірюючи висоту водного стовпа, крізь який ще можна спостерігати спеціальний шрифт.

Для цього в циліндр з 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. Встановлюють висоту водяного стовпа в двох-трьох дослідах і беруть середнє значення. Результати вимірів виражають у сантиметрах.

Визначення каламутності. Каламутність води зумовлена присутністю в ній колоїдних і завислих частинок мулів, гідроксидів заліза та інших металів, кремнекислоти, органічних колоїдів 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) слабоопалесцентна; 3) опалесцентна; 4) слабокаламутна; 5) сильнокаламутна.

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, слабожовта, 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 см (на 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 такою шкалою (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 спеціалістом	1
Слабкий	Запах відчувається, на нього потрібно звернути увагу	2
Помітний	Запах легко відчувається, що значно погіршує якість води	3
Чіткий	Запах одразу привернув 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 забруднюючих речовин. Для визначення смаку воду підігрівають до 30–40 °С, набирають у рот близько 15–20 см³ води і тримають її в роті, не ковтаючи кілька секунд. Розрізняють солоний, солодкий, гіркий та кислий смак. Інші види смакових відчуттів є присмаками. Якісна характеристика смаку дається словесно. Інтенсивність цих показників визначається за 5-бальною шкалою так само, як і при визначенні запаху (див. вище). Інтенсивність смаку питної води за відповідними ГОСТами не повинна перевищувати 2 бали за зазначеною шкалою.

3.2. Визначення концентрації водневих йонів (значення рН)

Загальні відомості. З наявністю і величиною концентрації водневих йонів [H⁺] пов'язано багато важливих властивостей природних вод, наприклад, вплив на гірські породи, розчинність різних сполук, форми зосередження багатьох елементів у воді. Відомо, що невелика частина молекул хімічно чистої води дисоціює на йони водню H⁺ і гідроксильні йони OH⁻:



Константу рівноваги (K) цієї реакції виражають рівнянням

$$[H^+] \cdot [OH^-] / H_2O, \quad (3.2)$$

де [H⁺] – концентрація йонів водню; [OH⁻] – концентрація гідроксильних йонів; [H₂O] – концентрація недисоційованих молекул води.

Через дуже незначний ступінь дисоціації концентрація недисоційованих молекул води H₂O практично постійна. Тому добуток концентрацій водневих і гідроксильних йонів у хімічно чистій воді є величиною постійною. Ця величина називається *йонним добутком води* і дорівнює 10⁻¹⁴ при 25°С. Йонний добуток води не змінюється також і в присутності речовин, при дисоціації яких утворюються водневі чи гідроксильні йони. Тому для характеристики кислотно-основних властивостей різних вод достатньо визначити концентрацію одного з цих йонів. На практиці вимірюють звичайно концентрацію водневих йонів [H⁺].

У хімічно чистій воді концентрації йонів водню та гідроксиду однакові і дорівнюють 10^{-7} г/дм³. Для вод, які мають кислу реакцію, концентрації водневих йонів більші ніж 10^{-7} г/дм³, для лужних вод $[H^+] < 10^{-7}$ г/дм³.

Концентрацію водневих йонів прийнято виражати величиною, яка являє собою десятковий логарифм цієї концентрації, взятої із зворотним знаком тобто:

$$pH = - \lg [H^+]. \quad (3.3)$$

Перерахування рН на концентрацію йонів $[H^+]$ і навпаки здійснюється вирішенням цього рівняння. Так, якщо $pH = 5$, $\lg [H^+] = -5$, $[H^+] = 10^{-5}$ г/дм³.

Таким чином, для нейтральних вод ($[H^+] = [OH^-]$) величина $pH = 7$, для кислих $pH < 7$, для лужних $pH > 7$.

Зазвичай в природних водах рН змінюється в межах 6,5-8,5. На його величину впливає в основному співвідношення між концентраціями CO_2 розчиненого, CO_3^{2-} і HCO_3^- – йонами. На величину рН впливає також наявність концентрації органічних речовин, солей, які схильні до гідролізу, забруднюючих речовин.

Колориметричне визначення рН 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 рН. Точність визначення рН до 0,01. У польових умовах зручно користуватися шкалами у вигляді забарвлених плівок.

Приготування розчину універсального індикатора:

а) суміш 0,04 г індикатора бромтимолового синього з 6 см³ 0,01 н розчину NaOH і 20 см спирту-ректифікату розбавляють до 100 мл дистильованою водою;

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

Хід визначення. Величину рН визначають в інтервалі 4,0–8,2. Досліджувану воду наливають у колориметричну пробірку до мітки (5 см), додають 0,1 см³ (3–4 краплі) універсального індикатора, перемішують рідину й одразу колориметрують, використовуючи компаратор і розглядаючи пробірку зверху. Якщо забарвлений розчин буде більш яскравим, ніж крайній зелений еталон шкали, то записують результат $pH > 8,2$. Якщо розчин буде більш яскравий, ніж крайній червоний еталон шкали, то $pH < 4$. В усіх інших випадках рН досліджуваної води дорівнює значенню, відміченому на еталоні і 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 і 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 йонів водню в досліджуваних розчинах.

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

$$E_x = E_0 - 2,3 (R / F), \quad (3.4)$$

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 е.р.с. (E_x) шкала якого відградуєвана в одиницях рН, визначають величину рН електродної системи, як видно з рівняння, залежить від рН досліджуваного розчину. Вимірюючи E_x за допомогою мілівольметра, природної води.

Загальна схема вимірювання. Конкретні рекомендації з підготовки рН-метра до роботи і порядок проведення вимірювань викладено в інструкціях до приладів.

Загальна схема визначень полягає в такому: 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 поміщають у досліджуваний розчин і визначають рН.

Вимірювання проводять два-три рази з інтервалом 2–3 хв. Останні два показники приладу повинні збігатися. Перед зміною буферних і досліджуваних розчинів електроди треба добре промити дистильованою водою і насухо витерти фільтрувальним папером.

3.3. Визначення окисно-відновного потенціалу (значення E_h)

Загальні відомості. Окисно-відновний потенціал (E_h) – важлива характеристика фізико-хімічного стану природних вод. Він зумовлений перебігом у воді окисно-відновних реакцій, які супроводжуються переходом електронів між різними валентними формами елементів, і визначає концентраційні співвідношення цих форм у природних водах. У воді міститься звичайно кілька окисно-відновних систем, концентрації компонентів яких визначають величину E_h водного середовища. Такі системи називаються потенціалзадаючими.

За наявності цих систем у природних водах їх окисно-відновний потенціал визначається за формулою

$$E = E_0 + \frac{0,058}{n} \ln \frac{[O_x]}{[R_{ed}]}, \quad (3.5)$$

де $[O_x]$ – концентрація окисненої форми речовини; $[R_{ed}]$ – відновленої форми; 0,058 – чисельне значення величини RT/F при 20°C .

Загальна схема вимірювання. Принципова схема вимірювання E_h не відрізняється від такої при вимірюванні рН. Як індикаторний електрод використовують платиновий електрод. Електродом порівняння є хлорсрібний чи будь-який інший електрод порівняння. Вимірювання величини E_h виконується за допомогою мілівольметра, шкала якого відградуєвана в мілівольтметрах.

При вираженні результатів вимірювань треба враховувати потенціал

електрода порівняння щодо стандартного водневого електрода. Справжня величина E_h дорівнює виміряному значенню плюс вказаний потенціал. Величина E_h не постійна і легко змінюється. Тому вимірювання треба виконувати безпосередньо біля водного об'єкта одразу після відбору проби.

4. ХІМІЧНИЙ СКЛАД ПРИРОДНИХ ВОД

4.1. РОЗЧИНЕНІ ГАЗИ

4.1.1. Визначення розчиненого кисню

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

Для визначення розчиненого кисню як в 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. Калібрування посудин виконується зважуванням порожньої посудини та посудини з дистильованою водою. Знаючи вагу води, що заповнює закриту посудину, легко вирахувати об'єм останньої.

Скляний посуд 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 в пробу води приливають певну кількість розчину сірчанокислового марганцю і суміші розчинів їдкого калію та йодистого калію (KOH+KI). При цьому утворюються гідрат оксиду чотирьохвалентного марганцю, 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 $\text{Mn}(\text{OH})_2$, розбавленою H_2SO_4 в присутності йодидів, призводить до утворення еквівалентної кількості вільного йоду. Титруючи розчином тіосульфату натрію $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ з крохмалем як з індикатором, визначають концентрацію розчиненого кисню.

Реактиви, які використовуються:

1) розчин сірчанокислового марганцю (MnSO_4). 480 г $\text{MnSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ розчиняють у дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм³. Розчин фільтрують через паперовий фільтр і зберігають у посудині з притертою пробкою;

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

3) твердий реактив або 15%-ний розчин йодистого калію (15 г KI)

розчиняють у 85 см³ дистильованої води. Для перевірки розчину 2 см його доливають 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). Готується з фіксаналу 0,1 н розчин. Для цього ампулу з 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 вдвічі. Для визначення слід використовувати свіжоприготовлений розчин, оскільки з часом його титр може змінитися;

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

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

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

Потім додають до цього розчину 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) в мг/дм розраховують за формулою

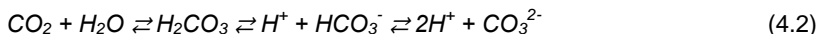
$$x = \frac{V_1 \cdot H_1 \cdot 8 \cdot 1000}{V - Z} \quad (4.1)$$

де V – об'єм досліджуваної води, що містилася в кисневій посудині, см³; V₁ – об'єм розчину тіосульфату натрію, витрачений на титрування, см³; H₁ – нормальність розчину тіосульфату; 8 – еквівалентна маса кисню; Z – об'єм води, що вилілась із кисневої посудини при додаванні реактивів, що консервують кисень.

4.1.2. Визначення вільного діоксиду вуглецю

Загальні відомості. Головним джерелом надходження діоксиду вуглецю в природні води є біохімічні процеси, які відбуваються у воді та ґрунтах. Діоксид вуглецю вільний може утворюватися і за рахунок хімічних перетворень (наприклад, окиснення сульфатів до H₂SO₄ і взаємодія останньої з карбонатами).

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:



До цієї реакції 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 увесь (близько 99 %) діоксид вуглецю переходить у гідрокарбонатний іон HCO_3^- .

Необхідним 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 і після охолодження розчину доводять об'єм до 1 дм^3 ;
- 2) 30%-ний розчин сегнетової солі ($\text{NaKC}_4\text{H}_4\text{O}_6 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$);
- 3) 1%-ний спиртовий розчин фенолфталеїну, індикатору.

Хід визначення. У конічну колбу місткістю 250–300 см^3 за допомогою піпетки вносять 100 см^3 досліджуваної води, додають 0,2 см^3 (4 краплі) 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 перемішують. 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 см^3 30%-ного розчину сегнетової солі.

Вміст CO_2 вільного (x) в мг/дм^3 розраховують за формулою

$$x = \frac{V_1 \cdot N \cdot 44 \cdot 1000}{V}, \quad (4.4)$$

де V_1 – об'єм розчину лугу, витраченого на титрування, см^3 ; N – нормальність розчину лугу; V – об'єм досліджуваної води, взятий для визначення, см^3 ; 44 – еквівалентна маса CO_2 в цій реакції.

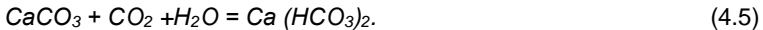
Для того, щоб отримати дані аналізу в мг-екв/дм^3 , результат (x) має бути поділений на 44.

4.1.3. Визначення агресивного діоксиду вуглецю

Загальні відомості. Для характеристики води з метою її технічної експлуатації важливо знати кількість так званого агресивного вуглецю (CO_2 агрес.) у воді. Агресивний вплив природних вод на будівельні матеріали і метали пов'язаний з високим вмістом у них вільного CO_2 . Цей вплив полягає в утворенні розчинних гідрокарбонатів металів чи розчиненні карбонатів, які містяться в будівельних конструкціях, що контактують з водою. Агресивна дія води залежить від ряду факторів: співвідношення розчинних форм вуглецю, температури, наявності інших речовин.

Частину вільного діоксиду вуглецю, який міститься у воді і взаємодіє з карбонатами металів – основною складовою частиною бетону, умовно прийнято називати “агресивним CO_2 ”. Величина CO_2 агресивного зв'язана як з вмістом CO_2 вільного, так і з вмістом гідрокарбонатних іонів.

В основі визначення CO_2 агресивного є реакція його взаємодії з карбонатом кальцію. У результаті утворюється розчинний гідрокарбонат, і лужність води підвищується:



Порівнюючи кількість гідрокарбонатних іонів до взаємодії досліджуваної води з твердим CaCO_3 і після, можна оцінити величину вмісту “агресивного діоксиду вуглецю”.

Реактиви, які використовуються:

- 1) соляна кислота (HCl), 0,1 н розчин. Готується з фіксаналу;
- 2) вуглекислий кальцій (CaCO_3), порошок;
- 3) метиловий оранжевий, індикатор, 0,5%-ний розчин.

Хід визначення. У чисту суху посудину місткістю 250 см^3 насипають 2–3 г хімічно чистого карбонату кальцію, за допомогою сифона посудину повністю заповнюють водою, щільно закривають пробкою і періодично переміщують рідину протягом 5–6 днів по кілька разів на день.

Після цього відстоюють чи фільтрують осад, відбирають 100 см^3 розчину і титрують 0,1 н розчином соляної кислоти разом із 2–3 краплями метилового оранжевого до переходу забарвлення з жовтого до рожевого. Визначення гідрокарбонатних іонів виконується в досліджуваній воді в той же день, коли відбиралася проба для визначення “агресивного” CO_2 , аналогічним способом.

Вміст (x) CO_2 агрес. в мг/дм^3 розраховують за формулою

$$x = \frac{(V_1 - V_2) \cdot N \cdot 22 \cdot 1000}{V} \quad (4.6)$$

де V_1 – кількість HCl , витрачена на титрування 100 см^3 води після взаємодії з CaCO_3 , см^3 ; V_2 – кількість HCl , витрачена на титрування 100 см^3 досліджуваної води перед додаванням у неї CaCO_3 , см^3 ; V – об'єм досліджуваної води, взятий для титрування, см^3 ; N – нормальність HCl ; 22 – еквівалентна маса CO_2 для даної реакції.

4.2. БІОГЕННІ РЕЧОВИНИ

4.2.1. Визначення йонів амонію

Загальні відомості. Йони амонію та аміак з'являються в природних водах у результаті біохімічних процесів розкладу (або відновлення) азотовмісних органічних (неорганічних) сполук. Підвищений вміст йонів амонію та аміаку спостерігається у поверхневих болотних водах, підземних водах вугільних родовищ тощо. У таких водах, які характеризуються низькими значеннями рН, вміст йонів амонію та аміаку може доходити до десятків міліграмів на дм^3 . Співвідношення між вільним NH_3 та йонами NH_4^+ непостійне і залежить, насамперед, від рН природних вод.

В основі колориметричного методу визначення NH_4^+ -йонів, який часто застосовується в польових умовах, лежить реакція взаємодії аміаку і NH_4^+ -йонів з реактивом Несслера, в 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 дм^3 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 г KI в невеликій кількості дистильованої води і змішують з розчином 80 г NaOH , в 250 см^3 води. Об'єм розчину доводять до 0,5 дм^3 і перед застосуванням відстоюють;

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

Хід визначення. Досліджувану воду вміщують до двох колориметричних пробірок місткістю 5 см^3 і в одну з них додають 0,5 мл реактиву Несслера. Закривають пробірку з доданим реактивом пробкою і добре перемішують. Через 4–5 хв, протягом яких з'являється забарвлення, вміщують 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 крайній еталон, визначення повторюють з нової проби, розбавленої дистильованою водою.

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

В основі фотоколориметричного методу визначення NH_4^+ також лежить реакція взаємодії NH_4^+ -йонів з реактивом Несслера. Метод характеризується більш високою чутливістю (до 0,002 мг/л NH_4^+), причому помилка визначення не перевищує 5 %. Метод застосовується при роботі в стаціонарній лабораторії.

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 см^3 . Цей

розчин вміщує 500 мг NH_4^+ /дм³;

2) робочий стандартний розчин хлористого амонію: 5 см запасного стандартного розчину розбавляють в 100 разів. Вміст в цьому розчині іонів NH_4^+ дорівнює 5 мг/дм³;

3) 50%-ний розчин сегнетової солі.

Побудова калібрувального графіка. У шість мірних колб на 100 см вміщують стандартний робочий розчин у кількостях, вказаних нижче, і доводять до позначки дистильованою водою. Для приготування шкали від 0 до 5 мг NH_4^+ /дм³ використовують табл. 4.1; оптичну щільність приготовлених розчинів вимірюють, застосовуючи кювету товщиною 2 см.

Таблиця 4.1. Приготування шкали від 0 до 5 мг NH_4^+ /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 NH_4^+ /дм³ використовують табл. 4.2; оптичну щільність приготованих розчинів вимірюють, застосовуючи кювету товщиною 5 см.

Таблиця 4.2. Приготування шкали від 0 до 0,1 мг NH_4^+ /дм³

Вміст, NH_4^+ , мг/дм ³	0	0,01	0,02	0,035	0,05	0,1
Об'єм стандартного розчину, см ³	0	0,2	0,4	0,7	1,0	2,0

Далі будують калібрувальний графік, відкладаючи по осі абсцис концентрацію NH_4^+ в мг/дм³, 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 і 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 NH_4^+ в 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 йонів NH_4^+ мг/дм³ у досліджуваній пробі знаходять за калібрувальним графіком. Для переведення результатів визначення в мг-екв/дм³ знайдені концентрації NH_4^+ (мг/дм³) треба поділити на 18.

4.2.2. Визначення нітритних йонів

Загальні відомості. Нітрити (NO_2^-), тобто солі азотистої кислоти, у природній воді присутні звичайно в незначних кількостях. У чистій воді (незабрудненій господарсько-побутовими стічними водами) їх вміст не перевищує тисячних, рідко десятих часток міліграмів на дм³. 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.

Для визначення NO_2^- застосовується колориметричний (у польових умовах) або фотоколориметричний (у стаціонарній лабораторії) методи, які ґрунтуються на утворенні інтенсивно забарвлених діазосполук при взаємодії нітритів із сульфаніловою кислотою і α -нафтиламіном. Швидкість реакції залежить від рН середовища і температури. При кімнатній температурі 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 із забарвленням стандартів на шкалі. Вміст нітритних іонів в досліджуваній воді дорівнює значенню, вказаному 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 враховують величину розбавлення.

Фотоколориметричний метод визначення нітритних йонів базується на тій же реакції, яка використовується в першому варіанті визначення. Без розведення можна визначити NO_2^- у водах з 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 папер, вплив інших речовин – розведенням проби. Поправка на власне забарвлення води вводиться шляхом фотометрування проби без додавання реагентів, які викликають забарвлення.

Реактиви, які використовуються:

1) запасний стандартний розчин нітриту натрію (NaNO_2), $0,1875 \text{ г}$ висушеного при $110 \text{ }^\circ\text{C}$ нітриту натрію розчиняють у дистильованій воді і 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) $0,2 \text{ г}$ α -нафтиламіну розчиняють в декількох см^3 льодяної оцтової кислоти і змішують з 150 мл 12% -ної оцтової кислоти;

б) $0,5 \text{ г}$ сульфанілової кислоти розчиняють у 150 см^3 12% -ної оцтової

кислоти. Зберігають розчини в темних посудинах, перед застосуванням змішують розчини а) і б) в рівних об'ємах. Для роботи можна використати 10%-ний розчин сухого реактиву Гріса;

5) 12%-на оцтова кислота. 25 см³ льодяної оцтової кислоти розводять дистильованою водою до 200 см³.

Побудова калібрувального графіка. Залежно від вмісту NO₂⁻ у воді використовують калібрувальні шкали і, відповідно, перший або другий робочі розчини. У шість мірних колб об'ємом 100 см³ вміщують стандартні розчини в кількостях, вказаних в табл. 4.3 і 4.4, доводять їх об'єми до 100 см³, додають в кожен колбу по 5 см³ реактиву Гріса і визначають оптичні щільності отриманих стандартних розчинів.

Таблиця 4.3. Використання стандартних розчинів при вмісті NO₂⁻ від 0 до 0,1 мг/дм³

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 4.4. Використання стандартних розчинів при вмісті NO₂⁻ від 0 до 0,016 мг/дм³

Вміст, NO ₂ ⁻ , мг/дм ³	0	0,002	0,003	0,005	0,010	0,016
Об'єм стандартного розчину, см ³	0	2	3	5	10	15

Далі будують калібрувальні криві, відкладаючи на осі абсцис концентрацію NO₂⁻ в мг/дм³, а по осі ординат – оптичну густину. Оптичну густину вимірюють, використовуючи кювети шириною 5 см³.

Хід визначення. У колбу об'ємом 150–200 см³ вміщують 100 см³ досліджуваної води, додають 5 см³ розчину реактиву Гріса і перемішують. Забарвлення з'являється через 40 хв і зберігається незмінним протягом 3 год. Через 40 хв розчин фотометрують на фотоелектроколориметрі, використовуючи зелений світлофільтр (λ=520–530 нм) і кювету шириною 5 см.

Вміст NO₂⁻ (в мг/дм³) в досліджуваній пробі знаходять за калібрувальним графіком. Для вираження результатів аналізу в мг-екв/дм³ отримані дані треба поділити на 46.

4.2.3. Визначення нітратних йонів

Загальні відомості. Діапазон вмісту нітратних йонів у природних водах дуже широкий: від так званих слідів до кількох г/дм³. У воду нітрати потрапляють переважно за рахунок вмісту в ґрунті солей азотної кислоти. Підвищений вміст у водах може траплятися і за рахунок змиву з сільськогосподарських угідь азотовмісних добрив, а також (меншою мірою) надходження з атмосферними опадами. За вмістом NO₃⁻ можна судити про мінералізацію природних вод, процеси їх самоочищення від забруднюючих органічних речовин.

Найпростішим, експресним і доступним у польових і в лабораторних умовах є *колориметричне визначення* NO₃⁻, яке базується на їх відновленні в лужному розчині до аміаку і визначенні останнього за допомогою реактиву Несслера. В основі цього визначення лежить реакція



Водень, що відновлює нітратні йони, утворюється при взаємодії з водою сплаву Деварда. Перед відновленням слід завчасно визначити вміст у досліджуваній воді NH_4^+ -йонів, щоб не отримати завищені результати. При визначенні нітратних йонів проводять також холостий дослід, за допомогою якого враховують можливі домішки йонів амонію в застосовуваних реактивах.

Якщо в досліджуваній воді містяться нітритні йони, то вони також відновлюються сплавом Деварда. Тому при значному вмісті NO_2^- -йонів у кінцеві розрахунки вводиться відповідна поправка.

Реактиви, які використовуються:

- 1) 25%-ний розчин їдкого натру (NaOH). Розчиняють 25 г твердого NaOH в 75 cm^3 дистильованої води;
- 2) реактив Несслера;
- 3) сплав Деварда (сплав 50 г Cu, 5 г Cd і 45 г Al). Перед застосуванням сплав необхідно подрібнити.

Хід визначення. У циліндр об'ємом 25 cm^3 наливають 20 cm^3 досліджуваної води, додають піпеткою 1 cm^3 25%-ного розчину NaOH, додають мірник (близько 0,1 г) сплаву Деварда і перемішують розчин. Одночасно в другий циліндр вміщують 20 cm^3 дистильованої води і ті ж реактиви (холосте визначення). Обидва циліндри закривають фільтрувальним папером (пробки для цієї мети застосовувати не можна, бо з розчинів виділяється газоподібний водень) і залишають стояти 10 год. Вказаного часу достатньо для повного відновлення нітратних йонів. Після цього з циліндрів, намагаючись не скаламутити осад, відбирають по 5 cm^3 розчинів і переносять їх у пробірки для колориметрування. В обидві пробірки додають по 3–4 краплі реактиву Несслера і через 3 хв колориметрують отримані розчини в компараторі, розглядаючи пробірки зверху і порівнюючи забарвлення досліджуваного розчину із стандартними на зафарбованій плівці.

Якщо забарвлення досліджуваного розчину виявиться більш яскравим, ніж самий крайній еталон шкали, то розчин колориметрують, розглядаючи вміст пробірок збоку. У цьому випадку отриманий результат потроюють. Якщо і при розгляді збоку забарвлення буде яскравішим, то визначення повторюють, завчасно розвівши нову порцію відновленого розчину в необхідну кількість разів дистильованою водою.

Вміст (x) нітрат-йона в mg/dm^3 розраховують за формулою

$$x = [A_i n - (m + m_1)] \cdot 3,44, \quad (4.8)$$

де n – кількість NH_4^+ , знайдена після відновлення NO_3^- в досліджуваній воді, mg/dm^3 ; m – кількість NH_4^+ , що містилася в досліджуваній воді до відновлення, mg/dm^3 ; m_1 – кількість NH_4^+ , знайдена в холостій пробі, mg/dm^3 ; 3,44 – коефіцієнт для переведення NH_4^+ в NO_3^- ; A_i – число, яке показує розведення проби.

Описаний метод можна застосовувати при концентрації нітратів нижче 10 mg/dm^3 .

4.3. РОЗЧИНЕНІ ФОРМИ ЗАЛІЗА

Загальні відомості. Залізо є постійним компонентом підземних і поверхневих природних вод і присутнє в них у вигляді йонів Fe^{2+} та Fe^{3+} ,

комплексних сполук з органічними та неорганічними речовинами, колоїдів та завислих речовин. Форми знаходження заліза та його сполук у водах перебувають у взаємодії, а співвідношення між ними залежать від фізико-хімічних властивостей води (рН, окисно-відновного потенціалу, вмісту розчиненого кисню тощо).

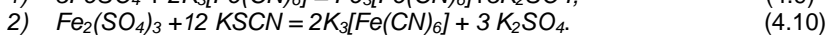
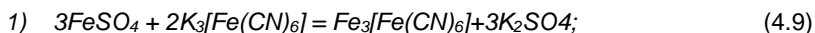
У підземних водах переважає двовалентне залізо у вигляді гідрокарбонатних солей $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, які стійкі при великому вмісті CO_2 й відсутності розчиненого кисню.

Необхідно зауважити, що у водах, особливо поверхневих, значна частина розчиненого заліза міститься у вигляді комплексних сполук з органічними речовинами (наприклад, органічними кислотами). Ці сполуки дуже стійкі, розчиняються у воді та досить добре стабілізують різні форми заліза, протидіють окисненню та гідролізу останніх.

Визначення Fe^{2+} та Fe^{3+}

Для успішного вирішення питання про вміст йонів дво- і трьохвалентного заліза в пробах (особливо підземних вод) необхідно консервувати в них залізо.

Колориметричне визначення йонів заліза застосовують у польових умовах. Аналіз проб слід проводити безпосередньо біля водного об'єкта. В основі методу є утворення забарвлених сполук при взаємодії двовалентного заліза з червоною кров'яною сіллю (1) і тривалентного заліза з роданистим калієм (2):



Реактиви, які використовуються:

- 1) червона кров'яна сіль ($\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$). Треба розтерти 2 г твердого реактиву й 18 г цукрової пудри до порошкоподібного вигляду;
- 2) 10%-ний розчин роданистого калію (KSCN);
- 3) твердий кислий сірчаноокислий калій (KHSO_4);
- 4) твердий надсірчаноокислий калій ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$).

Хід визначення Fe^{2+} . 5 см³ досліджуваної води вміщують у колориметричну пробірку, додають до неї близько 0,2 г KHSO_4 та 0,1 г суміші червоної кров'яної солі з цукром. Розчин у пробірці колориметрують, розглядаючи її вміст збоку. Цей метод застосовують, коли вміст двовалентного заліза в розчині перевищує 4–5 мг/дм³.

Якщо кількість заліза Fe^{2+} в досліджуваній воді не перевищує 2 мг/дм³, тоді до нової проби води, вміщеної в колориметричну пробірку, додають 0,1 г KHSO_4 та кілька кристалів $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$, котрий окиснює Fe^{2+} та переводить в Fe^{3+} . Йони тривалентного заліза (Fe^{3+}) знаходять способом, описаним нижче, та отримують дані щодо загального вмісту цього елемента у воді. Щоб знайти вміст Fe^{2+} , від отриманого результату вираховують вміст Fe^{3+} знайдений раніше.

Хід визначення Fe^{3+} . 5 см³ досліджуваної води вміщують в колориметричну пробірку, додають до неї близько 0,2 г KHSO_4 та 0,5 см³ 10%-ного розчину KSCN .

Розчин змішують і через 3 хв колориметрують у компараторі, роздивляючись вміст пробірки зверху. Колориметрична шкала створена для значень 0,3–2,0 мг/дм³ Fe^{3+} . Якщо забарвлення розчину збігається із забарвленням якого-небудь

стандарту на шкалі, то записують вміст заліза в досліджуваному розчині, рівний величині, вказаній поблизу стандарту. Якщо забарвлення рідини буде інтенсивніше за найяскравіший еталон, розчин колориметрують, розглядаючи вміст пробірки збоку, а отриманий результат потроюють. Якщо і в цьому випадку забарвлення розчину буде яскравіше за найяскравіший з еталонів, досліджувану воду завчасно розчиняють і повторюють визначення так, як описано вище. Ступінь розчинення враховують при остаточному розрахунку результатів аналізу.

В основі фотометричного визначення лежить реакція утворення забарвленого комплексу при взаємодії іонів трьохвалентного заліза з іонами роданіду (SCN^-). Точність визначення досить велика (при середніх концентраціях Fe^{3+} похибка не перевищує 5 %). Межі визначення становлять 0,05–4,0 мг/дм³ Fe^{3+} . При значному вмісті трьохвалентного заліза необхідно попереднє розчинення досліджуваної проби.

Результати найкращі при аналізі безколірної і прозорої води, причому одразу після відбору проби. У разі транспортування та зберігання проби слід законсервувати. Консервація проб особливо необхідна, коли в них присутні завислі мінеральні частинки та осади, із яких при підкисленні залізо може переходити в розчин. Для роздільного визначення Fe^{2+} та Fe^{3+} пробу, в якій вміст Fe^{3+} було визначено раніше, обробляють окиснювачем ($\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$) та визначають вміст загального заліза. Вміст Fe^{2+} знаходять за різницею між $\text{Fe}_{\text{заг}}$ і Fe^{3+} .

Реактиви, які використовуються:

- 1) 20%-ний розчин роданистого калію (KSCN);
- 2) концентрована соляна кислота (HCl);
- 3) твердий надсірчаноокислий амоній чи калій ($\text{NH}_4\text{S}_2\text{O}_8$);
- 4) запасний стандартний розчин заліза: 0,4317 г залізо-аміачного галуону ($\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 24 \text{H}_2\text{O}$), висушеного в ексікаторі при кімнатній температурі, розчиняють у дистильованій воді, додають 2 см³ концентрованої HCl і доводять об'єм розчину до 500 см³. Концентрація заліза в цьому розчині дорівнює 100 мг/дм³;
- 5) робочий стандартний розчин заліза. Розчиняють 50 см³ основного стандартного розчину в 20 разів. Концентрація заліза в цьому розчині дорівнює 5 мг/дм³.

Побудова калібрувального графіка. У мірні колби поміщають робочий стандартний розчин (у кількостях, вказаних в табл. 4.5), доводять його об'єм до 50 см³ і знаходять оптичні густини отриманих стандартних розчинів (див. хід визначення). Віднімають поглинання холостої проби та будують калібрувальний графік у таких координатах: оптична густина – концентрація заліза в розчині.

Таблиця 4.5. Об'єми робочого стандартного розчину для визначення $\text{Fe}_{\text{заг}}$

Вміст, $\text{Fe}_{\text{заг}}$, мг/дм ³	0	0,05	0,1	0,2	0,5	1,0	2,0	4,0
Об'єм робочого ст. розчину, см ³	0	0,5	1,0	2,0	5,0	10,0	20,0	40,0

Хід визначення. У конічну колбу місткістю 150–200 см³ вміщують 50 см³ добре перемішаної проби, додають 0,1Н надсірчаноокислого амонію ($\text{NH}_4\text{S}_2\text{O}_8$), 2 см³ концентрованої HCl , 5 см³ 20%-ного розчину, роданистого калію і знову змішують. Потім одразу вимірюють оптичну густину отриманої суміші на фото-

електроколориметрі, використовуючи синьо-зелений світлофільтр ($\lambda=500$ нм) і кювети 2 чи 5 см завтовшки. Від отриманого значення оптичної густини віднімають оптичну густину холостої проби (50 см^3 дистильованої води, змішаної з тією ж кількістю реактивів) і за калібрувальним графіком знаходять загальний вміст заліза у досліджуваній воді.

Визначення окисного заліза Fe^{3+} виконується таким же чином, тільки в цьому випадку в досліджувану пробу не додають надсірчаноокислий амоній, що окиснює Fe^{2+} у Fe^{3+} .

4.4. ОРГАНІЧНІ РЕЧОВИНИ

4.4.1. Визначення легкоокиснюваних органічних сполук (перманганатна окиснюваність)

Загальні відомості. Природні води містять певну кількість речовин, які здатні окиснюватися тим чи іншим окиснювачем. До них належать органічні речовини, а також деякі неорганічні сполуки, які містять відновлені форми елементів, наприклад: Fe^{2+} , Mn^{2+} , H_2S та ін.

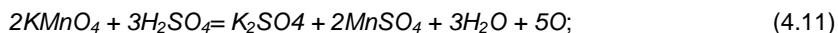
Для оцінки вмісту цих речовин визначається такий гідрохімічний показник, як *окиснюваність води*. Його величина вимірюється кількістю кисню, яка потрібна для окиснення органічних речовин в одному дм^3 води.

Кількість кисню, еквівалентна кількості такого окиснювача, як перманганат калію, що витрачається на окиснення розчинених у воді речовин, називається *перманганатною окиснюваністю води*.

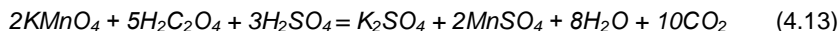
Питання про походження та вміст органічних речовин у природних водах вивчене порівняно мало, відсутні також надійні методи визначення та ідентифікації цих речовин. Використовуючи величину окиснюваності, можна оцінити ступінь забрудненості води органічними та деякими іншими речовинами, здатними до окиснення.

Різні окиснювачі різною мірою окиснюють розчинені у воді органічні речовини. Тому їх витрачання на взаємодію з цими речовинами неоднакова. Результати визначення залежать і від інших факторів: від концентрації окиснювача, рН води та її температури тощо. Порівняльні результати при визначенні окиснюваності можна одержати тільки при точному дотриманні усіх умов аналізу.

В основі визначення перманганатної окиснюваності природних вод лежить реакція взаємодії атомарного кисню, що виділяється перманганатом при його розкладанні в кислому середовищі, з органічними речовинами, наприклад щавлевою кислотою:



Підсумовуючи ці два процеси, отримують реакцію, що відображає взаємодію перманганату з органічною речовиною:



Розчин перманганату калію має інтенсивне фіолетове забарвлення. У результаті реакції утворюється двовалентний марганець, який не має власного забарвлення, тому про кінець реакції судять по знебарвленню розчину. Хід реакції значно прискорюється при нагріванні розчину до 80–90 °С.

Необхідно зауважити, що перманганат (за описаних умов) руйнує тільки легкоокиснювані органічні речовини, тому залежно від реального складу природної води за органічними речовинами перманганатна окиснюваність може бути дуже різною. Враховуючи складність процесу окиснення природної води, необхідно пам'ятати, що успіх аналізу полягає в суворому дотриманні стандартних умов аналітичних процедур.

Реактиви, які використовуються:

1) 0,01 н розчин марганцевокислого калію (перманганату калію, KMnO_4). Готується з фіксаналу або по наважці твердого KMnO_4 . 3,16 г твердого KMnO_4 розчиняють у дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм³. Отримані розчини мають нормальність, яка дорівнює 0,1. Їх вміщують у посудину з темного скла і відстоюють протягом 1–2 тижнів. Потім встановлюють концентрацію відстояних розчинів і, розводячи їх у необхідну кількість разів, готують 0,01 н розчин;

2) 0,01 н розчин щавлевої кислоти ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) розчиняють у дистильованій воді та доводять об'єм розчину до 1 дм³. Отримані розчини мають нормальність, яка дорівнює 0,1. Розводячи їх в 10 разів, отримують 0,01 н розчини.

3) Розведена (1:2) сірчана кисню (H_2SO_4).

Хід визначення. У конічну колбу місткістю 250–300 см³ опускають кілька скляних капілярів (для забезпечення рівномірного кипіння розчину), відміряють піпеткою 100 см³ досліджуваної води, додають до неї 5 см³ розведеної сірчаної кислоти та 20 см³ 0,01 н розчину перманганату калію. Нагрівають розчин на електроплитці до кипіння і кип'ятять 10 хв, рахуючи з моменту початку кипіння. Потім, знявши колбу з нагрівального приладу, додають до неї 20 см³ 0,01 н розчину щавлевої кислоти і одразу ж титрують знебарвлений гарячий розчин 0,01 н розчином перманганату калію до повільної появи рожевого забарвлення.

Величину окиснюваності x (мгО/дм³) розраховують за формулою

$$x = \frac{(V_1 - V_2) \cdot H \cdot 8 \cdot 1000}{V}, \quad (4.14)$$

де V_1 – загальний об'єм розчину KMnO_4 доданого до проби, см³; V_2 – об'єм розчину KMnO_4 , витраченого на окиснювання 20 см щавлевої кислоти (якщо нормальність розчину перманганату точно 0,01 н, то $V_2 = 20$ см³); V – об'єм досліджуваної води, см³; H – нормальність розчину перманганату; 8 – еквівалентна маса кисню.

4.4.2. Визначення хімічного споживання кисню (біхроматна окиснюваність)

Загальні відомості. Деякі природні води, особливо ті, які містять промислові стічні води з великим вмістом органічних речовин, не окиснюються перманганатом навіть при кип'ятінні. Значно краще (практично повністю) подібні речовини окиснюються за допомогою такого сильного окиснювача, як біхромат калію.

Величина витраченого на окиснення органічних речовин кисню, що виділився з біхромату калію, відповідає біхроматній окиснюваності проби природної води або величині так званого *хімічного споживання кисню* (ХСК). Оскільки ступінь окиснення багатьох присутніх у поверхневих водах органічних речовин біхроматом у сильному розчині сірчаної кислоти близький до 100 %, величина біхроматної окиснюваності використовується для визначення сумарного вмісту цих речовин (С, мг/дм³). Цей вміст розраховують за формулою

$$C = (x \cdot 12) / 32 \quad (4.15)$$

де x – величина біхроматної окиснюваності.

Вміст органічного вуглецю знаходять множенням отриманого значення C на 2.

Вивчаючи співвідношення перманганатної та біхроматної окиснюваності природних вод, можна говорити про природу органічних речовин, розчинених у воді.

Відношення біхроматної окиснюваності до органічного вуглецю характеризує ступінь окиснення розчинених органічних речовин, також вказуючи на їх природу та походження.

Треба пам'ятати, що як і у випадку перманганатної окиснюваності, сувора стандартизація методики визначення ХСК є першою і необхідною умовою отримання репрезентативних і порівняних даних про склад природних вод за наявністю в них органічної речовини.

Наведена нижче методика призначена для аналізу поверхневих прісних вод із вмістом органічних речовин від 5 мгО/дм³ і більше.

Реактиви, які використовуються:

1) 0,025 н розчин біхромату калію ($K_2Cr_2O_7$). 1,226 твердого $K_2Cr_2O_7$ розчиняють у 1 дм³ дистильованої води;

2) 0,025 н розчин залізоаміачного галуу ($NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 24H_2O$).

9,8 г галуу додають у мірну колбу на 1 дм³ розчиняють у невеликій кількості дистильованої води, додають 20 см³ концентрованої H_2SO_4 , охолоджують і доводять об'єм розчину до 1 дм³ дистильованою водою;

3) сірчано-кисле срібло (Ag_2SO_4), 13 г Ag_2SO_4 розчиняють H_2SO_4 ;

4) концентрована сірчана кислота (H_2SO_4);

5) розведена (1:1) сірчана кислота (H_2SO_4);

6) N-фенілантранілова кислота, індикатор 0,20 г N-фенілантранілової кислоти розчиняють у 12 см³ 0,1 н NaOH і розводять дистильованою водою до 250 см³;

7) 0,1 н розчин їдкою натру (NaOH). 0,1 г твердого NaOH розчиняють у 25 см³ дистильованої води.

Хід визначення. 20 см³ проби додають у колбу з повітряним оберненим холодильником для кип'ятіння. Додають 10 см³ 0,025 н розчину біхромату, 30 см³ розчину Ag_2SO_4 в сірчаній кислоті (обережно!) і суміш кип'ятять 1 год. Охолоджують суміш у колбі, додають до неї 100 см³ дистильованої води, 15 крапель розчину індикатору на надлишок прореагованого біхромату калію і титрують 0,025 н розчином галуу до переходу забарвлення з червонувато-синього в синювато-зелене, перемішуючи розчин інтенсивним струшуванням. Таким же чином проводять холосте визначення.

Величину біхроматної окиснюваності (мгОг/дм³) розраховують за формулою

$$x = \frac{(V_1 - V_2) \cdot H \cdot 8 \cdot 1000}{V}, \quad (4.16)$$

де V_1 – кількість розчину галуноу, витраченого на титрування холостої проби, см³; V_2 – кількість розчину галуноу, витраченого на титрування досліджуваної проби, см³; V – об'єм досліджуваної проби, см³; H – нормальність розчину перманганату; 8 – еквівалентна маса кисню.

4.5. ГОЛОВНІ ЙОНИ, ТВЕРДІСТЬ ВОДИ, СУХИЙ ЗАЛИШОК

4.5.1. Визначення карбонатних і гідрокарбонатних іонів

Загальні відомості. Розчинні мінеральні сполуки вуглецю в природних водах містяться в основному у вигляді розчинного діоксиду вуглецю та карбонатних і гідрокарбонатних іонів. Кількість останніх у розрахунку на CO₂ значно перевищує кількість вільного діоксиду вуглецю, розчинного у воді. Гідрокарбонатні йони перебувають у рівновазі з еквівалентною кількістю йонів 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 HCO₃⁻ і CO₃²⁻-йонів залежить, як вже було відзначено, від рН води та інших факторів.

Об'ємний метод визначення CO₃²⁻ і HCO₃⁻-йонів полягає в титруванні однієї й тієї ж проби соляною кислотою в присутності індикаторів: спочатку фенолфталеїну, потім метилового оранжевого. За наявності карбонатів величина рН води завжди більше 8, тому доданий до неї фенолфталеїн забарвлює розчин у рожевий колір. У такому випадку додають до розчину соляну кислоту до повного знебарвлення розчину. Кислота витрачається на перетворення карбонатних іонів у гідрокарбонатні:



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

При наступному додаванні соляної кислоти гідрокарбонатні йони, 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:

4) 0,05 н розчин соляної кислоти (HCl). Готують по фіксаналу 0,1 н розчин і розбавляють його в два рази;

5) 0,1%-ний спиртовий розчин фенолфталеїну, індикатору;

6) 0,5%-ний водний розчин метилового оранжевого, індикатору.

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 розчином соляної кислоти 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_1). Вміст CO_3^{2-} (x_1) і HCO_3^- (x_2) (мг/дм^3) розраховують за формулами

$$x_1 = \frac{2V_1 \cdot H \cdot 30 \cdot 1000}{V}, \quad (4.19)$$

$$x_2 = \frac{(V_1 - V_2) \cdot H \cdot 61 \cdot 1000}{V}, \quad (4.20)$$

де V_1 – об'єм розчину HCl , який був витрачений на титрування води з фенолфталеїном, см^3 ; V_2 – об'єм розчину HCl , який був витрачений на титрування води з метиловим оранжевим, см^3 ; H – нормальність розчину HCl ; 30 – еквівалентна маса карбонатного іона; 61 – еквівалентна маса гідрокарбонатного іона. Для приведення вмісту CO_3^{2-} і HCO_3^- іонів, вираженого в мг/дм^3 , в мг-екв/дм^3 треба одержані величини x_1 і x_2 розділити відповідно на 30 і 61.

4.5.2. Визначення сульфатних йонів

Загальні відомості. Наявність сульфатів у природних водах зумовлена утворенням розчинних неорганічних сполук сірки в процесі вивітрювання гірських порід, хімічними і біологічними перетвореннями, пов'язаними з окисненням сполук сірки низької валентності (наприклад, сульфідів). Води з підвищеним вмістом сульфатної сірки зустрічаються в районах вулканічної активності. У поверхневих водах підвищений вміст сульфатних іонів часто зумовлений скиданням у них промислових стічних вод.

Турбідиметричне визначення SO_4^{2-} -іонів ґрунтується на взаємодії в кислому розчині солей барію з SO_4^{2-} -йонами з утворенням важкорозчинного BaSO_4 , який виділяється із розчину у вигляді осаду. Інтенсивність помутніння при дотриманні певних умов прямо залежить від концентрації сульфатних йонів у досліджуваній воді. Цей метод зручний для використання в польових умовах і дає можливість визначити концентрацію сульфатних йонів у воді в межах від 25 до 70 $\text{мг/дм}^3 \text{SO}_4^{2-}$.

Вимірювання інтенсивності помутніння проводиться в спеціальній мутномірній пробірці і 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 йонів у воді більший за 70 мг/дм^3 , то її треба попередньо розбавити.

Реактиви, які використовуються:

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

Хід визначення. У мутномірну градуйовану пробірку наливають досліджувану воду до верхньої позначки (100 мм), додають дві краплі розчину соляної кислоти, 0,5 см^3 розчину хлористого барію і добре перемішують розчин.

Пробірку вставляють у гніздо мутноміра і залишають на 10 хв. Потім знову перемішують розчин у пробірці і 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. 4.6, знаходять концентрацію сульфатних іонів у досліджуваній воді.

Метод об'ємного аналізу використовується для визначення сульфатних йонів з концентрацією SO_4^{2-} понад 70 мг/дм^3 . В його основі є осадження сульфатних йонів розчином хлористого барію відомої концентрації і визначення надлишку останнього розчином трилону Б. Досить надійні результати можливі при аналізі вод з невеликою жорсткістю і при точному дотриманні методики визначення.

Таблиця 4.6. Концентрація SO_4^{2-} у воді залежно від 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

Реактиви які використовуються:

1) 0,1 н розчин соляної кислоти (HCl);

2) 0,1 н розчин хлористого барію (BaCl_2).

Готують по фіксаналу чи розчиняють $12,214 \text{ г BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ у дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм^3 ;

3) . 0,1 н розчин хлористого магнію (MgCl_2). Розчиняють $4,76 \text{ г MgCl}_2$ у дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм^3 ;

4) 0,05 н розчин трилону Б. Розчиняють $9,307 \text{ г}$ трилону в дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм^3 ;

5) аміачний буферний розчин. Розчиняють $53,5 \text{ г}$ твердого NH_4Cl у дистильованій воді, додають 250 см^3 концентрованого розчину аміаку (25%-ного) і доводять об'єм розчину до 1 дм^3 ;

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

Хід визначення. Перед тим, як розпочати аналіз, необхідно визначити твердість води та орієнтовний вміст SO_4^{2-} -йонів (турбідиметрично). Необхідні для аналізу кількості води й розчину осаду вибирають, виходячи з табл. 4.7.

Таблиця 4.7. Кількість води і розчину осаду, необхідні для аналізу SO_4^{2-}

Твердість води, мг-екв/дм ³	Об'єм води, см ³	Кількість розчину, мг/дм ³	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

Об'єм води, вибраний відповідно до даних табл. 4.7, поміщають в 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. 4.7), перемішують і залишають на 10 хв. Потім ще додають до нього 5 мл буферного розчину, 1 см³ розчину хлористого магнію, 0,1 н порошку індикатору 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 вказано вище.

Вміст, сульфатних йонів x (мг/дм³) розраховують за формулою

$$x = \frac{[H_1V_1 - (HV_2 - HV_3 - H_2V_4)]}{V} \cdot 48 \cdot 1000, \quad (4.21)$$

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 твердості в об'ємі води, взятому для визначення SO₄²⁻-йонів, см³; V_4 – об'єм розчину MgCl₂, доданого до проби, яка аналізується, см³; V – об'єм води, взятої для аналізу, см³; H_1 – нормальність розчину BaCl₂; H – нормальність розчину трилону Б; 48 – еквівалентна маса SO₄²⁻-йона; H_2 – нормальність розчину MgCl₂.

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

4.5.3. Визначення хлоридних йонів

Загальні відомості. Хлоридні йони головним чином у вигляді натрієвих, рідше калієвих, магнієвих і кальцієвих солей, містяться в більшості природних вод і є важливим показником мінералізації та походження води. Вміст їх змінюється в широких межах: від десятих часточок і цілих міліграмів на дм³ в атмосферних опадах і прісних поверхневих водах до сотень міліграмів на дм³ у високомінералізованих підземних водах і розсолах.

У поверхневих водах великий вміст хлоридів зустрічається рідко. Тому підвищений вміст Cl⁻ в таких водах найчастіше зумовлений забрудненням стічними водами.

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

Аргентометричний метод визначення Cl⁻ належить до одного з об'ємно-аналітичних методів – методу осадження. Він ґрунтується на переведенні досліджуваного компоненту (в даному випадку Cl⁻ йона) у важкорозчинний осад. Робочим розчином є розчин азотнокислого срібла відомої концентрації. Метод базується на кількісній реакції:



Як індикатор використовують розчин хромовокислого калію, який має жовтий колір. Хромовокислий 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 Cl⁻ і Cr₂O₄⁻-йони, спочатку осідає AgCl. Після повного осадження останнього азотнокисле срібло починає реагувати з хромовокислим калієм і розчин одразу набуває буроватого кольору, який свідчить про кінець титрування.

Аргентометричним методом можна визначити будь-яку кількість хлоридних йонів, але при незначному їх вмісті (менше 10 мг/дм³) перехід забарвлення, що вказує на досягнення точки еквівалентності і помилка аналізу зростає. Цей метод не застосовується для аналізу дуже забарвлених вод і вод, які мають рН < 6.

Реактиви, які використовуються:

1) 0,01-0,02 н розчин азотнокислого срібла (AgNO₃), 1,7–3,4 г твердого AgNO₃ розчиняють у дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм³;

2) 0,01 розчин хлористого натрію (NaCl), готується розчином 0,584 г NaCl в 1 дм³ дистильованої води (чи їх фіксаналу);

3) 10%-ний розчин хромовокислого калію (K₂Cr₂O₄).

Хід визначення. 100 см³ досліджуваної води за допомогою піпетки вливають у конічну колбу для титрування місткістю 250–300 см³ і додають 1 см³ розчину хромовокислого калію. Потім пробу титрують стандартним розчином AgNO₃ до першої зміни забарвлення. Правильно відмічена зміна забарвлення титрованого розчину, яка свідчить про закінчення реакції, контролюється додаванням ще 1–2 крапель розчину AgNO₃, що викликають зростання інтенсивності забарвлення розчину, яке з'явилося.

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

$$x = \frac{V_1 \cdot H_1 \cdot 35,5 \cdot 1000}{V}, \quad (4.24)$$

де V₁ – кількість розчину AgNO₃, витрачена на титрування см³; V – об'єм досліджуваної проби, см³; H₁ – нормальність розчину AgNO₃; 35,5 – еквівалентна маса хлоридного іона.

Для вираження результатів аналізу в 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.

4.5.4. Визначення йонів кальцію

Загальні відомості. Кальцій у вигляді розчинених солей, головним чином гідрокарбонатів кальцію, є постійним компонентом природних вод. У високомінералізованих 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 (CaCO₃; MgCO₃), а також з породами, які містять гіпс CaSO₄ • 2H₂O. Концентрація йонів кальцію залежить від вуглекислотної рівноваги у воді, при порушенні якої надлишок йонів кальцію може виділитися з розчину у вигляді малорозчинних карбонатів.

Об'ємний (трилонометричний) метод визначення кальцію є найбільш поширеним і зручним для користування як в лабораторії, так і в польових

умовах. Використовуючи цей метод, при титруванні 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 у сильнолужному середовищі (рН 12–13), у той час як сполуки магнію з трилоном у такому середовищі не утворюються. Як індикатор при визначенні кальцію використовується мурексид.

При взаємодії мурексиду з кальцієм у сильнолужному середовищі утворюється комплекс, який забарвлює розчин у червоній колір. У той же час вільна форма індикатора змінює 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 покращення 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, Mg²⁺, Cu²⁺, Mn²⁺, 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, 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 вміщують за допомогою піпетки 50 см³ досліджуваної води, кидають у неї шматочок індикаторного паперу конго і додають у колбу краплями, перемішуючи, 0,1 н розчин соляної кислоти доти, поки індикаторний папір не забарвиться в бузковий колір. Потім 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 ж 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 йонів Ca²⁺ х (мг/дм³) розраховують за формулою

$$x = \frac{V_1 \cdot H_1 \cdot 20 \cdot 1000}{V}, \quad (4.25)$$

де V₁ – кількість розчину трилону, витрачена на титрування см³; H₁ – нормальність розчину трилону; V – об'єм води, взятої для визначення, см³; 20 – еквівалентна маса кальцію.

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

4.5.5. Визначення йонів магнію

Загальні відомості. Вміст солей магнію в природних водах визначається

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

Визначення магнію розрахунковим методом. Знаючи твердість води і концентрацію йонів кальцію в ній, виражену в мг-екв/дм³, вміст магнію (в мг-екв/дм³), знаходять відніманням другої величини від першої. Для вираження результатів аналізу в мг Mg^{2+} в 1 дм³ води отриманий результат необхідно помножити на 12,2 (еквівалентна маса магнію).

Об'ємний (трилонометричний) метод визначення магнію ґрунтується на подвійному титруванні досліджуваної проби розчином трилону Б – спочатку з мурексидом при рН 12–13, потім з еріохромчорним Т при рН 10. Першим титруванням знаходять вміст іонів кальцію, другим – іонів магнію.

Реактиви, які використовуються:

- 4) аміачний буферний розчин;
- 5) 0,05 н розчин трилону Б;
- 6) розчин їдкого натру (NaOH). Розчиняють 40 г в дистильованій воді і після охолодження доводять об'єм розчину до 1 дм³.
- 7) 1 н і 0,1 н розчин соляної кислоти;
- 8) мурексид, індикатор;
- 9) еріохромчорний Т, індикатор.

Хід визначення. Для титрування в конічну колбу місткістю 250 см³ вміщують за допомогою піпетки 100 см³ досліджуваної води і шматочок індикаторного паперу конго червоний. Додають у колбу соляну кислоту (0,1 н розчин) доти, поки індикаторний папір не забарвиться в бузковий колір, потім 2 см³ розчину їдкого натру, 0,1–0,2 мурексиду і одразу ж титрують трилоном до появи інтенсивного фіолетового забарвлення. Об'єм трилону, використаний на титрування, відповідає вмісту кальцію. Після закінчення титрування розчин нейтралізують 1 н розчином соляної кислоти (1,5–2,5 см³), потім нагрівають розчин для прискорення розкладу мурексиду в кислому середовищі. До охолодженого розчину додають 5 см³ аміачного буферного розчину, близько 0,1 г еріохромчорного Т (до забарвлення проби в яскравий винно-червоний колір) і титрують до переходу забарвлення в чисто синє.

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

$$x = \frac{V_1 \cdot H_1 \cdot 12,2 \cdot 1000}{V}, \quad (4.26)$$

де V_1 – кількість розчину трилону, витрачена на титрування проби з еріохромчорним Т, см³; H_1 – нормальність розчину трилону; V – об'єм води, взятої для визначення, см³; 12,2 – еквівалентна маса магнію.

4.5.6. Визначення йонів натрію і калію

Загальні відомості. Величини концентрацій йонів натрію і калію в поверхневих і підземних водах залежать від геологічних умов у басейнах і водоносних шарах, в яких відбувається формування хімічного складу води. Звичайно вміст натрію перевищує вміст калію.

Підвищення концентрації цих елементів може спостерігатися в деяких

поверхневих водах (наприклад, річкових), що свідчить про забруднення їх стічними водами чи про змив солей натрію і калію з сільськогосподарських угідь, де вони використовуються як добрива.

Для визначення натрію і калію використовуються різні хімічні методи: ваговий, колориметричний, об'ємний, полум'яно-фотометричний. Останній метод є сьогодні найбільш ефективним і зручним.

Полум'яно-фотометричний метод визначення Na^+ і K^+ . Метод ґрунтується на тому, що сполуки лужних металів (зокрема, натрію і калію) при розпиленні в низькотемпературному полум'ї газової горілки переходять в атомарний стан і збуджуються полум'ям. Потім при переході в первинний енергетичний стан вони випускають промені з чітко визначеними довжинами хвиль. За допомогою світлофільтрів, дифракційних ґраток чи призм виділяють ділянки спектра специфічного чи максимального випромінювання цих елементів. Для натрію такою характеристикою є довжина хвилі 589 нм. Для калію характеристична спектральна лінія має довжину хвилі 770 нм. Вимірюючи інтенсивність випромінювання в зазначених ділянках спектра, можна визначити концентрацію натрію чи калію в досліджуваному розчині (інтенсивність спектральних ліній пропорційна вмісту іонів Na^+ чи K^+ в розчині). Метод придатний для прямого визначення від 1 до 100 мг/дм³ натрію і від 0,1 до 100 мг/дм³ калію.

Якщо вміст натрію більший, ніж вміст калію, і відношення вмісту натрію до вмісту кальцію перевищує 1:10, то присутність калію і кальцію на визначення натрію не впливає. Якщо вміст натрію більший за 25 мг/дм³, а кальцію більший за 50 мг/дм³, результат визначення калію буде завищеним. Для попередження взаємного негативного впливу вказаних катіонів при визначенні одного з них треба будувати калібрувальні графіки, використовуючи стандартні розчини для кожного досліджуваного компонента, які містять відповідні кількості катіонів, що заважають визначенню.

Реактиви, які використовуються:

1) хлористий натрій (NaCl), стандартний розчин. Розчиняють 2,542 г NaCl , висушеного при 105°C, в дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм³. В 1 дм³ такого розчину міститься 1000 мг Na^+ ;

2) хлористий калій (KCl), стандартний розчин. Розчиняють 1,907 г KCl , висушеного при 105°C, в дистильованій воді і доводять об'єм розчину до 1 дм³. В 1 дм³ такого розчину міститься 1000 мг K^+ .

Побудова калібрувального графіка. У кілька мірних колб місткістю 200 см³ вміщують 0,2 та 0,5; 1,0 та 2,0; 4,0 та 8,0 мг стандартних розчинів хлориду натрію чи хлориду калію відповідно і об'єм всіх розчинів доводять до 200 дм³. Концентрації отриманих робочих стандартних розчинів порівнюють відповідно: 1,0 та 2,5; 5,0 та 10,0; 20,0 та 40,0 мг Na^+ чи K^+ в 1 дм³. Визначають концентрації робочих стандартних розчинів, як описано в інструкціях до приладу, і у відповідних координатах будують калібрувальний графік.

Хід визначення (загальна схема). Для визначення використовують профільтровану пробу. Включення приладу і підготовку його до роботи виконують згідно з інструкціями, які додаються до приладу. Встановлюють оптимальний робочий тиск газу і регулюють характер полум'я. Мікроамперметр встановлюють на малу чутливість, ручку перемикача фотострумів у положення, яке відповідає досліджуваному елементу, і систему прогрівають 30 хв. Після прогріву через систему 2–3 хв пропускають еталонний розчин, який містить невелику кількість Na^+ чи K^+ . Потім промивають систему дистильованою водою і переключають її на обрану чутливість визначення. При постійній подачі

дистильованої води в розпилювач встановлюють так званий нуль приладу. Потім виконують фотометрування еталонів, будують калібрувальний графік, за яким знаходять вміст натрію чи калію в досліджуваній пробі.

Розрахунковий метод визначення іонів Na^+ і K^+ . Загальний вміст йонів натрію і калію, якщо він не був визначений безпосередньо аналітично, вираховується за різницею між сумою мг-екв аніонів і мг-екв катіонів які містяться в 1 дм При цьому враховуються тільки ті речовини, вміст яких перевищує 0,01 мг-екв/дм³.

Якщо сумарний вміст аніонів, виражений в мг-екв/дм³, виходить меншим, ніж сумарний вміст всіх катіонів, вважають, що йони Na^+ + K^+ в досліджуваній воді практично відсутні. Якщо це відхилення перевищує 3 % щодо суми всіх йонів при загальній мінералізації води 300 мг/дм³ і 5 % при загальній мінералізації води менше 300 мг/дм³, то можна дійти висновку, що при аналізі допущені помилки. Для переведення вирахованого вмісту суми катіонів Na^+ і K^+ з мг-екв/дм³ в мг/дм³ величину, виражену в мг-екв/дм³, помножують на емпіричний коефіцієнт, який дорівнює 25.

4.5.7. Визначення твердості води

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

Розрізняють кілька видів твердості води: загальну, тимчасову (ліквідовну), постійну (неліквідовну) карбонатну, некарбонатну.

Загальна твердість води характеризується величиною загального вмісту всіх розчинних сполук кальцію і магнію і може змінюватися в широких межах. При цьому воду із загальним вмістом йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} до 1,5–3,0 ммоль/дм³ називають м'якою, а воду, в якій сумарний вміст цих йонів перевищує 6–9 ммоль/дм³, твердою.

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

Некарбонатна твердість води дорівнює різниці між загальною і карбонатною твердістю: вона показує частку кальцію і магнію, яка відповідає аніонам інших кислот. Тимчасова твердість, як і карбонатна, зумовлена наявністю у воді гідрокарбонатних йонів. Вона характеризує ту частку катіонів кальцію і магнію, яку можна перевести в нерозчинні карбонати за рахунок руйнування гідрокарбонатних йонів при кип'ятінні води:



Внаслідок цієї реакції утворюються карбонати, які мають властивість розчинятися, тому в розчині залишається деяка кількість йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} , що перебувають у рівновазі з осадом. Ця кількість йонів кальцію і магнію і некарбонатна твердість води характеризують величину *постійної твердості*.

Таким чином, між різними видами твердості існують такі співвідношення:

1. *Загальна твердість* = карбонатна жорсткість + некарбонатна жорсткість.
2. *Загальна твердість* = тимчасова жорсткість + постійна жорсткість.

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

Визначення загальної твердості. Об'ємне або трилонометричне визначення загальної твердості базується на тому, що трилон Б у водному середовищі при рН 8–10 утворює з йонами 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 вміщують необхідний об'єм досліджуваної води, розбавляють її до 100 см³ дистильованою водою, додають 5 см³ буферного розчину і таку саму кількість індикатору, в результаті цього розчин приймає виразний винно-червоний колір. Потім титрують, постійно перемішуючи розчин у колбі, до переходу кольору винно-червоного до чисто синього. Для точного визначення точки еквівалентності зручно використовувати "свідка", тобто дещо перетитрований розчин. Порівнюючи колір досліджуваного розчину з кольором "свідка", знаходять кількість розчину трилону, який іде на титрування.

Сумарний вміст йонів кальцію і магнію x , тобто твердість води в ммоль/дм³ розраховують за формулою

$$x = \frac{N \cdot V_1 \cdot 1000}{V_2}, \quad (4.28)$$

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

Визначення тимчасової твердості. Пробу води об'ємом 50–100 см³ вміщують у термостійку конічну колбу об'ємом 250–300 см³ і кип'ятять 45 хв обережно, щоб не було розбризкування 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 йонів Ca^{2+} і Mg^{2+} в пробі, який відповідає постійній (некарбонатній, неліквідовній) твердості. Тимчасову (карбонатну, ліквідовну) твердість знаходять за різницею між загальною твердістю і величиною постійної твердості, яку отримали.

4.5.8 Визначення сухого залишку

Загальні відомості. Як відомо, у водах у природних умовах містяться розчинені органічні та мінеральні сполуки і завислі речовини.

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

При випарюванні води розчинені в ній речовини або випадають в осад, або руйнуються і частково або 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 у 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 з сумарним вмістом йонів, 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 Ca 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 в свою чергу дозволяє зневоднити осад. Сухий залишок поверхневих вод звичайно 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 йонів, визначену аналітично, це означає, що при аналізі води допущені помилки.

Хід визначення. Фарфорову чашку, призначену для випаровування досліджуваної проби, висушують при 105–110°C до сталої маси. Потім вносять соду (Na_2CO_3) в кількості, яка перевищує передбачений вміст розчинених солей у досліджуваному об'ємі проби приблизно в 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. Поміщують чашку з водою на водяну баню і випаровують досуха. Витирають чашку з осадом фільтрувальним папером, ставлять у сушильну шафу і висушують при температурі 150–180°C протягом 2–3 год до сталої маси.

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

$$x = \frac{(a-b) \cdot 1000}{V}, \quad (4.29)$$

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

5. СПОСОБИ ТА ФОРМИ ВИРАЖЕННЯ І КОНТРОЛЮ РЕЗУЛЬТАТІВ ХІМІЧНОГО АНАЛІЗУ ВОДИ

5.1 Концентрація розчинів

У гідрохімії значно поширений термін *мінералізація* води, під яким розуміють суму всіх знайдених при аналізі мінеральних речовин. В океанології замість мінералізації використовується термін *солоність*.

Крім мінералізації, існує ще близьке до неї поняття суми йонів (Σ_i), тобто сума всіх видів йонів в мг/дм^3 , концентрація яких перевищує $0,1 \text{ мг/дм}^3$.

У гідрохімічній практиці для вираження результатів аналізу проб води використовуються різні способи:

1) головні йони при загальній мінералізації води понад 1 г/дм^3 звичайно виражаються в % (чи г/кг);

2) розчинені гази (O_2 , N_2 , CO_2 , H_2S , CH_4 та інші) – кількість міліграмів, розчинених в 1 дм^3 води (мг/дм^3);

3) біогенні елементи (сполуки азоту, фосфору і кремнію) – кількістю міліграмів, які містяться в 1 дм^3 води (мг/дм^3), а інколи і в мікрограмах на 1 дм^3 води (мкг/дм^3); в океанологічній практиці – в мкг чи мк молях індивідуального елемента, що міститься в 1 дм^3 води;

4) мікроелементи – в мг/дм^3 чи мкг/дм^3 , або у вигляді степеневого виразу, наприклад, $4 \cdot 10^{-8} \text{ г/дм}^3$.

Для вираження концентрації розчинів існує кілька способів:

1) масова концентрація – відношення маси якогось певного компонента, який міститься в розчині, до загального об'єму розчину. Вона виражається в г/дм^3 , мг/дм^3 чи в кратних їм одиницях;

2) молярна концентрація, чи молярність – відношення кількості речовини, яка міститься в розчині, до об'єму розчину. Приклади молярної концентрації $C(x)$: $C(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/дм}^3$; $C(\text{NH}_4^+) = 0,2 \text{ моль/дм}^3$. Це поняття використовують замість раніше використовуваних грам-молекулярна, грам-йонна;

3) молярна концентрація, чи молярність – відношення кількості речовини, яка міститься в розчині, до маси розчинника, наприклад $(\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/кг}$;

4) молярна концентрація еквівалента – відношення кількості речовини еквівалента, який міститься в розчині, до загального об'єму розчину. У деяких реакціях, зокрема нейтралізації, окиснення – відновлення та йонообміну, бере участь не ціла частинка X , а лише її частина, яка називається еквівалентом. Еквівалентом є $1/Z$ частини частинки. При $Z=1$ еквівалент ідентичний самій частинці. Приклади, коли вказуються еквіваленти концентрації $C(1/Z) X$, де Z – число чи фактор еквівалентності:

$$C(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 0,1 \text{ моль/дм}^3; \quad (5.1)$$

$$C(1/5 \text{ KMnO}_4) = 0,1 \text{ моль/дм}^3 \text{ (замість } 0,1 \text{ N)}. \quad (5.2)$$

Ці поняття використовують замість раніше використовуваних грам-еквівалентна концентрація, нормальність чи нормальна концентрація.

При визначенні поняття молярна концентрація, молярна концентрація, молярна концентрація еквівалента використано вираз "кількість речовини". Кількість речовини це основна величина, яка характеризує розмір порції

речовини чисельністю частинок, що в ній міститься. Останні можуть бути атомами, молекулами, іонами, електронами, еквівалентами. Одиницею кількості речовини є моль.

Молярна маса речовини чисельно дорівнює попередньому грам-моль, наприклад, $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ г/моль}$, $M(\text{HCl}) = 35,4 \text{ г/моль}$.

Молярна маса еквівалента $M(1/Zx)$ - це відношення молярної маси, віднесеної до частинки x , тобто до числа еквівалентності (атомної маси)

$$M(1/Z)x = M(x)/Z. \quad (5.3)$$

Числове значення молярної маси еквівалента дорівнює числовому значенню раніше використовуваного грам-еквівалента. Наприклад, $M(\text{HCl}) = 34,461 \text{ г/моль}$, $M(1/2 \text{ H}_2\text{CO}_4) = 45,019 \text{ г/моль}$.

Приклади розрахунку концентрацій. 1. Розрахувати молярну концентрацію розчину, отриманого розчиненням $5,85 \text{ г NaCl}$ в 1 дм^3 води:

$$C(\text{NaCl}) = \frac{5,85 \text{ г}}{58,5 \text{ (г/моль)} \cdot 1 \text{ дм}^3} = 0,1 \text{ моль/дм}^3 \quad (5.4)$$

5.2. Способи та форми вираження експериментальних результатів

Після відбору проби води і виконання аналізу складається таблиця, в яку, крім результатів хімічного аналізу, необхідно вміщувати такі відомості: 1) об'єкт і його місце знаходження; 2) дата відбору проб води (рік, місяць, число). Результати аналізу заносяться в таблицю в трьох формах: в міліграмах (чи грамах / на дм^3), в мілімолях кількості речовини еквівалента на дм^3 і 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 еквівалента поділити на молярну концентрацію еквівалента. Наприклад, масовій концентрації HCO_3^- $0,145 \text{ г/дм}^3$ 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 і 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 та зв'язані в солях, перебуваючи в твердому стані.

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

$$KPE_a = (a \cdot 100) / \sum a; \quad KPE_k = (k \cdot 100) / \sum k. \quad (5.5)$$

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

Еквівалентна форма дає можливість розраховувати деякі головні йони, не виконуючи безпосередньо аналітичного визначення. Так, якщо не вимагається

роздільного визначення Na+K, то часто застосовують розрахунок їх суми (Na+K) за різницею сум еквівалентів. Очевидно, що сума еквівалентів (Na+K) буде дорівнювати різниці еквівалентів, а саме:

$$(Na+K) = (HCO_3 + SO_4+Cl) - (Ca+Mg). \quad (5.6)$$

Звичайно, дане визначення найменш точне, оскільки воно включає всю суму похибок, які накопичуються при окремих визначеннях інших йонів. Для переведення молярної концентрації еквівалентів (ммоль Na+K) в масову концентрацію в мг/дм³, помножують на емпіричний коефіцієнт, який дорівнює для прісних вод 25, а для мінералізованих 24.

Точність аналізу води звичайно не перевищує 1 % і тому достатньо обмежитись трьома значущими цифрами.

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

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

Таблиця 5.1. Приклад розрахунку формули Курлова для річкових вод

Йони	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 _к	196,5	3,56	100	794	17,46	100	5452	123,4	100
Сума йонів (мінералізація)	263			1158			8051		

Формула Курлова

$$0,26 \frac{HCO_3 72 Cl SO_4 11}{Ca 56 Mg 28 (Na+K) 16} \quad 1,16 \frac{Cl 45 SO_4 32 HCO_3 23}{(Na+K) 43 Ca 41 Mg 16} \quad 8,0 \frac{SO_4 59 Cl 35 HCO_3 6}{(Na+K) 65 Mg 23 Ca 12} \quad (5.7)$$

Формула Курлова. Для наочного зображення даних хімічного складу

природних вод використовується формула Курлова. Формула є псевдодробом, у чисельнику якого зліва направо записуються аніони (у відсотках кількості речовини еквівалента) в 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. 5.1). Справа від дробу інколи записується значення температури води (°С).

При складанні хімічної назви води необхідно дотримуватися правила мови, згідно з яким основний прикметник пишеться повністю, а прикметник, який вказує на другорядну властивість предмету, 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 йонів. Найчастіше для мінеральних вод як межу беруть 20 %, а для прісних – 25 %. У гідрохімічній практиці до головних відносять ті йони, вміст яких дорівнює чи більший 25 % кількості речовини еквівалента.

Існує кілька десятків класифікацій хімічного складу природних вод, які ґрунтуються на різних принципах і мають різне практичне використання та значення. До найбільш уживаних належать класифікації Ч. Пальмера, С.О. Шукарєва, Н.І. Толстихіна, В.О. Суліна, О.О. Апекіна; для мінеральних вод – В.В. Іванова і Г.О. Невраєва; для розсолів – М.Г. Валяшка.

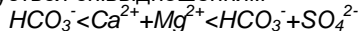
Для поверхневих вод найбільш придатною є класифікація О. О. Апекіна. В основу класифікації покладено два принципи: переважаючих йонів і співвідношень між йонами. О. О. Апекін переважаючими вважає йони з найбільшим відносним вмістом у відсотках при перерахунку на кількість речовин еквівалента.

Усі природні води за переважаючим аніоном поділяються на 3 класи: 1) клас гідрокарбонатних вод; 2) клас сульфатних вод; 3) клас хлоридних вод. Виділені 3 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 високоемінералізовані 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 3 групи вод: кальцієву, магнієву і натрієву. Кожна група в свою чергу розділена на 4 типи вод, які визначаються співвідношенням між йонами 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 утворюватись за рахунок обмінних реакцій між кальцієм вод і натрієм у вбирному комплексі порід. Води першого типу найчастіше маломінералізовані, але в безстічних озерах можуть мати і дуже високу мінералізацію.

Другий тип характеризується співвідношенням



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

Третій тип характеризується співвідношенням $\text{HCO}_3^- = \text{O}$, тобто води цього

типу кисл. Тому до класу гідрокарбонатних вод цей тип не входить, і його води містяться тільки в сульфатному і хлоридному класах 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: $\text{C}_{II}^{\text{Ca}}$ (гідрокарбонатний клас, група кальцієва, тип другий); $\text{S}_{II}^{\text{Na}}$ (сульфатний клас, група натрієва, тип другий); для більш різноманітного складу – $\text{ClS}_{III}^{\text{Na,Mg}}$ (сульфатно-хлоридний клас, група натрієва тип третій). Другий аніон чи катіон вводиться в індекс в тому випадку, якщо його вміст лише небагато (в межах 5 % в перерахунку на кількість речовини еквівалента) поступається першому йону.

Крім того, до індексу додаються значення мінералізації (внизу, з точністю до $0,1 \text{ г/дм}^3$) і загальної твердості (зверху, з точністю до цілих одиниць речовини еквівалента в ммоль/дм³), наприклад $\text{C}_{10,4}^{\text{Ca}6}$ (клас гідрокарбонатний, група кальцієва, тип другий, мінералізація $0,4 \text{ г/дм}^3$, твердість 6 ммоль/дм^3 кількості речовини еквівалента). Коротко цю воду можна назвати так: гідрокарбонатна кальцієва другого типу.

Якщо розглянути наш приклад з табл. 5.1, то за О.О. Алектіним ці води можна класифікувати таким чином: р. Дніпро (м. Канів) – $\text{C}_{10,3}^{\text{Ca}}$ (гідрокарбонатний клас, група кальцієва, тип перший, мінералізація $0,3 \text{ г/дм}^3$); р. Сіверський Донець (с. Кружилівка) – $\text{Cl}_{III,2}^{\text{Na+K}}$ (хлоридний клас, група натрієво-калієва, тип третій, мінералізація $1,2 \text{ г/дм}^3$); р. Калаус (с. Петрівське) – $\text{S}_{II,0}^{\text{Na+K}}$ (сульфатний клас, група натрієво-калієва, тип другий, мінералізація $8,0 \text{ г/дм}^3$).

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

$$R_i = C \cdot W, \quad (5.8)$$

де C – концентрація йона у воді, мг/дм^3 ; W – об'єм водного стоку, м^3 чи км^3 .

5.3. Контроль результатів хімічного аналізу води

Здійснюється загальний контроль за еквівалентним вмістом йонів (за умови експериментального визначення всіх головних катіонів і аніонів, в тому числі натрію і калію). Для цього додають вміст аніонів і катіонів (ммоль/дм^3) і вираховують похибку аналізу (x) за формулою

$$x = (A - K) / (A + K), \quad (5.9)$$

A і K суми аніонів і катіонів відповідно, ммоль/дм^3 . Ця похибка для вод різної мінералізації не повинна перевищувати значень, наведених у табл. 5.2.

Загальний контроль за сухим залишком. При випаровуванні води речовини, розчинені в ній (крім газів), утворюють сухий залишок. При цьому гідрокарбонати розкладаються:



Таблиця 5.2. Допустима похибка хімічного аналізу за різної мінералізації води

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

Через це у вигляді діоксиду вуглецю і води втрачається приблизно половина їх масової кількості. Тому сухий залишок має чисельно дорівнювати сумі масових кількостей усіх розчинених твердих речовин, причому кількість гідрокарбонатних йонів у цьому випадку зменшується вдвічі. Внаслідок того, що природні води містять розчинені органічні речовини, розрахований сухий залишок завжди менший знайденого експериментально. Допустиме розходження в масі розрахованого та експериментального сухих залишків для вод, окиснюваність яких менша за 5 мг О/дм³, не повинне перевищувати значень, наведених у табл. 5.3.

Таблиця 5.3. Допустиме розходження в масі розрахованого та експериментального сухих залишків для вод, окиснюваність яких менша за 5 мг О/дм³

Розрахований сухий залишок, мг/дм ³	Розходження у масі розрахованого та експериментального сухих залишків
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 аналізу, треба включати до його величини вміст кремнієвої кислоти у мг SiO₂ в 1 дм³ води.

Частковий контроль аналізу за результатами окремих визначень. Так, якщо у воді знайдено CO₃²⁻-йони, то рН води не може бути менше 8,1–8,2. Смакові якості води починають виявлятися при вмісті аніонів сильних кислот (наприклад, Cl⁻) близько 10–15 ммоль/ дм³; помітне забарвлення води мають при значному вмісті органічних речовин (окиснюваність >10 мгО/ дм³) тощо.

6. МЕТОДИ ТА НОРМАТИВНІ ВИМОГИ З ОЦІНЮВАННЯ ЯКОСТІ ВОДИ

Пристаюючи до оцінювання якості води за результатами хімічного аналізу проб слід пам'ятати, що розпорядженням Кабінету Міністрів України «Про визнання такими, що втратили чинність, та такими, що не застосовуються на території України, актів санітарного законодавства» від 20.01.2016 р. № 94-р визнано такими, що не застосовуються на території України, акти санітарного законодавства, видані центральними органами виконавчої влади **Української РСР** та СРСР, в тому числі їх посадовими особами, якими затверджено санітарні, санітарно-гігієнічні, санітарно-протиепідемічні, санітарно-епідеміологічні, протиепідемічні, гігієнічні правила і норми, державні санітарно-епідеміологічні нормативи та санітарні регламенти [25].

Оцінювання якості води за отриманими результатами хімічного аналізу проб вимагає чіткого розуміння для яких цілей воно виконується. Відповідно до цього обираються нормативні документи або методики, які регламентують вміст хімічних компонентів у воді. Наприклад, невірним є порівняння результатів хімічного аналізу проб води, відібраної з річки чи озера з нормативним документом, який стосується питної води. Адже питна вода проходить відповідну технологічну підготовку, так-би мовити стає продуктом, який «готується» на водопровідній станції із води, взятої з природного водного об'єкта. Суть цієї підготовки полягає в очищенні природної води до рівня вимог до питної води.

Тому оцінювати дані хімічного аналізу проб води з водного об'єкта доцільно за регламентом, який стосується джерел водопостачання або ж з екологічних чи інших позицій.

6.1. Якість води джерел водопостачання

Якість води у водних об'єктах, які вже стали або можуть бути джерелами водопостачання, оцінюється за ДСТУ 4808:2007 «Джерела централізованого питного водопостачання. Гігієнічні та екологічні вимоги щодо якості води і правила вибирання» (2007 р.) [19]. У цьому стандарті діапазон хімічних, мікробіологічних та гідробіологічних показників якості води джерел централізованого питного водопостачання (окремо поверхневі та підземні води) поділено на чотири класи: 1 клас – відмінна, бажана якість води; 2 клас – добра, прийнятна якість води; 3 клас – задовільна, прийнятна якість води; 4 клас – посередня, обмежено придатна, небажана якість води.

6.2. Якість питної води

Якість води водопровідної мережі, колодязів та каптажів джерел, води фасованої, з пунктів розливу або з бюветів. Якість питної води в Україні регламентується двома основними документами - Державними санітарними правилами і нормами ДСанПіН 2.2.4-171-10 «Гігієнічні вимоги до води питної, призначеної для споживання людиною» (2010 р.) [16] та ДСТУ 7525:2014 «Вода питна. Вимоги та методи контролювання якості» (2014 р.) [18].

Найбільш поширеним в практиці є використання ДСанПіН 2.2.4-171-10. Тому якщо для хімічного аналізу під час лабораторних робіт студенти використовують воду з водопровідної мережі або воду фасовану з пляшок,

отримані результати правомірно оцінювати за показниками, регламентованими ДСанПіН 2.2.4-171-10 (додаток 2).

6.3. Якість води водних об'єктів, призначених для господарсько-питного і культурно-побутового водокористування та потреб рибного господарства

Якість води водних об'єктів в пунктах господарсько-питного і культурно-побутового водокористування. Якість води водних об'єктів господарсько-питного і культурно-побутового використання оцінюється із застосуванням «Гігієнічних вимог до складу та властивостей води водних об'єктів в пунктах господарсько-питного і культурно-побутового водокористування», які є додатком 11 до «Державних санітарних правил планування та забудови населених пунктів» (ДСП 173-96), затверджених наказом МОЗ України від 19.06.1996 р. №173, зі змінами - наказ МОЗ України від 18.05.2018 р. № 952 [17].

Якість води водних об'єктів, що використовуються для потреб рибного господарства. З метою встановлення якості води водних об'єктів, що використовуються для потреб рибного господарства, застосовуються «Нормативи екологічної безпеки водних об'єктів, що використовуються для потреб рибного господарства щодо гранично допустимих концентрацій органічних та мінеральних речовин у морських та прісних водах (біохімічного споживання кисню – БСК₅, хімічного споживання кисню - ХСК, завислих речовин та амонійного азоту)», затверджені наказом Мінагрополітики України від 30.07.2012 р. № 47. В цьому документі наведено гранично допустимі концентрації органічних та мінеральних речовин (показники БСК₅, ХСК, завислих речовин, NH₄⁺, PO₄³⁻) для: 1) морських вод; 2) природних прісних вод; 3) води рибницьких ставів [22].

6.4. Екологічна оцінка якості поверхневих вод

Комплексні критерії якості води - індекс забруднення вод (ІЗВ). Індекс забруднення поверхневих вод розраховується лише за певною кількістю показників [12]. За результатами аналізів кожного з показників виводиться середнє арифметичне значення. Кількість аналізів для визначення середнього значення має бути не меншою за 4. Якщо при розрахунку середнього арифметичного використовувались значення, які виходять за межі звичайного ряду спостережень (у результаті аварійного скиду забруднювальних речовин), у тексті повинна бути відповідна примітка. Розрахунок ІЗВ виконується за формулою

$$ІЗВ = \sum \frac{C}{ГДК} / n, \quad (6.1)$$

де ГДК - гранично допустима концентрація (значення) показника; С - фактична концентрація (значення) показника; n - кількість показників. Для поверхневих вод кількість показників, які беруться для розрахунку ІЗВ, повинна бути не меншою 5, незалежно від того, перевищують води ГДК чи ні, але

обов'язково включати розчинений кисень та БСК₅. Для морських вод кількість показників повинна бути не меншою 4 і включати обов'язково розчинений кисень. В цілому показники вибираються незалежно від лімітуючої ознаки шкідливості, при рівних концентраціях показників перевага надається речовинам, які мають токсикологічну ознаку шкідливості.

З урахуванням того, що величина біохімічного споживання кисню (БСК₅) є інтегральним показником наявності легкоокиснюваних органічних речовин (ГДК для повного БСК становить 3 мг/дм³ щодо O₂), а також того, що зі зростанням вмісту легко окиснюваних органічних речовин і зменшенням вмісту розчиненого кисню якість вод знижується непропорційно різко, нормативи для цих показників при розрахунках ІЗВ беруться дещо інші, ніж ГДК (табл. 6.1 і 6.2).

Таблиця 6.1. Нормативи для розчиненого кисню при розрахунках ІЗВ

Розчинений кисень, мг/дм ³	Норматив, мг/дм ³
> 6	6
5-6	12
4-5	20
4-3	30
3-2	40
2-1	50
1-0	60

Таблиця 6.2. Нормативи для БСК₅ при розрахунках ІЗВ

Біохімічне споживання кисню (БСК ₅), мгO ₂ /дм ³	Норматив, мг/дм ³
6	3
3-15	2
> 15	1

Причому, на відміну від інших показників, для розчиненого кисню при розрахунках ІЗВ береться співвідношення норматив / реальна концентрація. Приклад розрахунку ІЗВ для р. Сапалаївка - Луцьк (права притока р. Стир) за 2018-2020 рр.) наведено в табл. 6.3.

Розрахунок співвідношення, наприклад, для БСК₅ виконується таким чином. При значеннях БСК₅ у 2018 р. - 4 мгO₂/дм³, 2019 р. – 7 мгO₂/дм³, 2020 р. - 12 мгO₂/дм³ з табл. 6.2 береться відповідний норматив 2, на який потім ділять середньорічні величини БСК₅. Було отримано співвідношення 2; 3,5; 6.

Розрахунок співвідношень для розчиненого кисню виконувався таким чином. При концентраціях O₂ у 2018 р. - 8 мг/ дм³, у 2019 р. - 5,5 мг/ дм³; у 2020 р. - 4,5 мг/ дм³ з табл. 6.1 беруться відповідні нормативи - 6, 12 і 20. Потім значення цих нормативів ділились на середньорічні концентрації розчиненого кисню. Були отримані співвідношення: 0,75; 2,19; 4,44 (табл. 6.3).

Для інших показників співвідношення визначені як С/ГДК.

ІЗВ розраховувались: 2018 р.- 12,85/6 =2,14; 2019 р. - 16,69/6 = 2,78; 2020 р. - 35,94/6 = 5,99.

При визначенні ІЗВ можна враховувати і водність. Для цього треба спочатку визначити коефіцієнт водності річки (k), який дорівнює відношенню фактичної

середньорічної (сезонної) витрати Q_{Φ} середньобагаторічної Q_C :

$$k = Q_{\Phi} / Q_C \quad (6.2)$$

Таблиця 6.3. Приклад розрахунку середньорічних ІЗВ для р. Сапалаївка - Луцьк (права притока р. Стир) за 2018-2020 рр.

Показник	Співвідношення С/ГДК (для БСК ₅ і розчиненого кисню норматив /концентрація)		
	2018 р.	2019 р.	2020 р.
Азот амонійний	1,1	0,8	13,0
Азот нітритний	2,0	2,2	7,0
Нафтопродукти	3	5	2,5
Феноли	4	3	3
БСК ₅	2	3,5	6
Розчинений кисень	0,75	2,19	4,44
Σ С/ГДК	12,85	16,69	35,94
ІЗВ (Σ С/ГДК)/6	2,14	2,78	5,99
Клас якості	III	IV	V

Таблиця 6.4. Критерії оцінки якості вод за ІЗВ (без урахування водності)

Клас якості вод	Текстовий опис	Величина ІЗВ
I	Дуже чиста	<0,3
II	Чиста	> 0,3-1
III	Помірно забруднена	> 1-2,5
IV	Забруднена	> 2,5-4
V	Брудна	>4-6
VI	Дуже брудна	> 6-10
VII	Надзвичайно брудна	> 10

Потім отриману величину ІЗВ множимо на коефіцієнт водності. Наприклад, фактична витрата в 2018 р. становила 3,5 м³/с, 2019 р. - 3,0 м³/с, 2020 р. - 2,5 м³/с, середньобагаторічна - 2,0 м³/с. Відповідно до років коефіцієнт водності становить 1,75; 1,50; 1,25. Дістанемо ІЗВ з урахуванням водності: 2018 р.- 2,14 • 1,75 = 3,74; 2019 р. - 2,78 • 1,50 = 4,17; 2020 р. - 5,99 • 1,25 = 7,49.

Для того щоб порівняти якість вод у різних створах, визначити їх динаміку,

використовують як критерії класи якості води (табл. 6.4).

Зміни ІЗВ ($I_{ЗВ}$) за роками, наприклад, за 2019 р. і 2020 р., розраховують за формулою

$$I_{ЗВ} = (I_{2020} - I_{2019}) / I_{2019} \quad (6.3)$$

Екологічна оцінка якості поверхневих вод за відповідними категоріями. В Україні діє міжвідомчий керівний нормативний документ - методика екологічної оцінки якості поверхневих вод суші та естуаріїв України за відповідними категоріями [4]. В ній викладено систему екологічної класифікації якості поверхневих вод, описано порядок виконання екологічної оцінки, в тому числі його математична формалізація, а також засоби подання одержаних результатів.

Система екологічної класифікації якості поверхневих вод суші включає три групи показників.

1) Показники сольового складу.

2) Трофо-сапробіологічні (еколого-санітарні): рН; концентрація азоту амонійного; азоту нітритного; азоту нітратного; фосфатів; розчиненого кисню; біохімічне споживання кисню (БСК); хімічне споживання кисню (ХСК).

3) Речовини токсичної дії: синтетично поверхнево-активні речовини (СПАР), важкі метали, феноли.

Комплексний екологічний індекс (I_e) розраховується по формулі:

$$I_e = (I_1 + I_2 + I_3) / 3, \quad (6.4)$$

де I_1, I_2, I_3 – факторні індекси, обумовлені максимальним перевищенням однієї з характеристик у кожній групі показників.

Відповідно до значень екологічного індексу виділяють класи і категорії якості вод за ступенем їхньої чистоти (забруднення):

I клас → 1 категорія (дуже чисті) → $I_e = 0,2$.

II клас → 2 категорія (чисті) → $I_e = 0,3-1,0$ → 3 категорія (помірно забруднені) → $I_e = 1,1-2,0$.

III клас → 4 категорія (забруднені) → $I_e = 2,1-4,0$ → 5 категорія (брудні) → $I_e = 4,1-6,0$.

IV клас → 6 категорія (дуже брудні) → $I_e = 6,1-10,0$.

V клас → 7 категорія (надзвичайно брудні) → $I_e > 10,0$.

6.5. Здійснення державного моніторингу вод

Постановою Кабінету Міністрів України від 19 вересня 2018 р. № 758 затверджено «Порядок здійснення державного моніторингу вод» [24], в якому імплементуються положення Водної рамкової директиви Європейського Союзу [15] стосовно екологічного моніторингу водних об'єктів за гідроморфометричними, гідробіологічними та гідрохімічними показниками.

«Перелік забруднювальних речовин для визначення хімічного стану масивів поверхневих і підземних вод та екологічного потенціалу штучного або істотно зміненого масиву поверхневих вод» із 45 показників було затверджено наказом Міністерства екології та природних ресурсів від 06.02.2017 р. № 45 [23].

Державний моніторинг вод здійснюється з метою забезпечення збирання, обробки, збереження, узагальнення та аналізу інформації про стан водних

об'єктів, прогнозування його змін та розроблення науково обґрунтованих рекомендацій для прийняття рішень у галузі використання, охорони вод та відтворення водних ресурсів. Державний моніторинг вод є складовою частиною державної системи моніторингу довкілля.

Об'єктами державного моніторингу вод є:

- масиви поверхневих вод (поверхневі водні об'єкти або їх частини), в тому числі прибережні води та зони (території), які підлягають охороні;
- масиви підземних вод (підземні водні об'єкти або їх частини), в тому числі зони (території), які підлягають охороні;
- морські води в межах територіального моря та виключної морської економічної зони України, в тому числі зони (території), які підлягають охороні.

Суб'єктами державного моніторингу вод є Міндовкілля, Держводагентство, Держгеонадра, ДСНС, а також ДАЗВ (у зоні відчуження та зоні безумовного (обов'язкового) відселення території, що зазнала радіоактивного забруднення внаслідок Чорнобильської катастрофи). Загальна координація та організація державного моніторингу вод здійснюються Міндовкіллям.

Залежно від цілей та завдань державного моніторингу вод встановлюються такі процедури:

- процедура діагностичного моніторингу масивів поверхневих та підземних вод;
- процедура операційного моніторингу масивів поверхневих та підземних вод;
- процедура дослідницького моніторингу масивів поверхневих вод;
- процедура моніторингу морських вод.

Діагностичний, операційний та дослідницький моніторинг здійснюється за басейновим принципом.

Діагностичний моніторинг здійснюється для масивів поверхневих та підземних вод з метою:

доповнення та підтвердження результатів визначення основних антропогенних впливів на кількісний і якісний стан поверхневих та підземних вод, у тому числі від точкових і дифузних джерел;

розроблення програми державного моніторингу вод;

встановлення референційних умов та оцінки їх довгострокових змін;

оцінки довгострокових змін, спричинених антропогенним впливом на кількісний і якісний стан поверхневих та підземних вод, у тому числі від точкових і дифузних джерел;

оцінки довгострокових тенденцій зміни рівня та концентрації забруднюючих речовин у підземних водах внаслідок природних змін та антропогенного впливу на їх стан.

Для масивів поверхневих вод діагностичний моніторинг здійснюється протягом першого року здійснення державного моніторингу вод. Для масивів поверхневих вод, у яких відсутній ризик недосягнення екологічних цілей, діагностичний моніторинг здійснюється додатково протягом четвертого року виконання державного моніторингу вод.

Для масивів підземних вод діагностичний моніторинг здійснюється протягом перших двох років здійснення державного моніторингу вод або більше (у разі потреби).

Операційний моніторинг здійснюється щороку в період між роками здійснення діагностичного моніторингу.

Показники, за якими здійснюється операційний моніторинг, та періодичність їх вимірювання встановлюються з урахуванням результатів діагностичного та

дослідницького моніторингу, даних, одержаних в результаті здійснення заходів державного нагляду (контролю) та державного соціально-гігієнічного моніторингу, даних передбаченої законодавством звітності (включаючи державну статистичну звітність), а також даних та інформації щодо об'єктів та видів діяльності, що підлягають оцінці впливу на довкілля згідно із Законом України "Про оцінку впливу на довкілля".

Дослідницький моніторинг здійснюється для масивів поверхневих вод з метою:

встановлення причин відхилення від екологічних цілей;

з'ясування масштабу та наслідків аварійного забруднення вод;

встановлення причин наявності ризику недосягнення екологічних цілей, виявленого в процесі здійснення діагностичного моніторингу, до початку виконання операційного моніторингу.

Результатами здійснення державного моніторингу вод є:

- первинна інформація (дані спостережень), яка надається суб'єктами державного моніторингу вод;

- узагальнені дані, що стосуються певного проміжку часу або певної території;

- оцінка екологічного та хімічного стану масивів поверхневих вод, екологічного потенціалу штучних або істотно змінених масивів поверхневих вод, кількісного та хімічного стану масивів підземних вод, екологічного стану морських вод та визначення джерел негативного впливу на них;

- прогнози стану вод і його змін;

- науково обґрунтовані рекомендації, необхідні для прийняття управлінських рішень у галузі використання і охорони вод та відтворення водних ресурсів.

На підставі даних та інформації, отриманих в результаті здійснення державного моніторингу масивів поверхневих та підземних вод, визначаються:

- екологічний та хімічний стан масивів поверхневих вод;

- екологічний потенціал штучних або істотно змінених масивів поверхневих вод, кількісний і хімічний стан масивів підземних вод.

З урахуванням отриманих оцінок розробляються плани управління річковими басейнами та оцінюється рівень досягнення екологічних цілей.

Суб'єкти державного моніторингу вод зобов'язані безстроково зберігати первинну інформацію (дані спостережень), отриману (отримані) в результаті здійснення державного моніторингу вод.

7. ТЕХНІКА БЕЗПЕКИ ПРИ ВИКОНАННІ ГІДРОХІМІЧНИХ РОБІТ

При виконанні гідрохімічних робіт необхідно ретельно дотримуватися правил техніки безпеки, детальний опис яких наведений у відповідних інструкціях. Навіть при дуже обережній роботі можливі порізи рук склом, опіки гарячими предметами, кислотами, лугами, попадання їдких реактивів до рота. Тому кожний працюючий у лабораторії має знати і дотримуватися правил техніки безпеки, вміло використовувати нагрівальні прилади, скляний посуд, реактиви та розчини, бути уважним і акуратним під час роботи. Працівник чи студент у гідрохімічній лабораторії повинен бути одягнутим у халат і мати два рушники – один для рук, другий для посуду. Одним і тим же рушником не можна витирати руки й посуд, особливо при роботі з шкідливими речовинами. Треба слідкувати за чистотою рук і мити їх кожен раз, коли на них потрапляє певна речовина.

Необхідно слідкувати за вентиляцією в лабораторії і у витяжній шафі, не допускати роботи при поганій вентиляції.

У лабораторії в доступному місці встановлюють аптечку, в якій повинні міститися індивідуальні пакети, вата, борна кислота кристалічна і в розчині (2%-ний), йодна настойка, клей БФ-6, марганцевокислий калій, розчин оцтової кислоти (2%-ний), лейкопластир, мазь від опіків, розчин двовуглекислої соди (5%-ний), нашатирний спирт, пінцет, ножиці, склянка для промивання очей тощо.

Правила роботи на воді (необхідно знати при відборі проб). Найнебезпечнішими є роботи на водних об'єктах у період льодоходу та нестійкого льодоставу. Особи, які виконують відбір проб на воді, повинні вміти плавати і веслувати. У випадку аварії на воді треба пам'ятати, що необхідно одразу звільнитися від зайвих предметів та одягу; не можна плити від перекинутого човна до берега, а слід триматись за човен і разом з ним плити до берега; для запобігання перекидання рятувального човна, який підійшов, не треба забиратися в нього через борт, а слід зробити це через корму.

Робота із склом. Хімічний посуд у більшості випадків тонкостінний, тому вимагає обережного ставлення, оскільки при неакуратному користуванні можливі різні поранення. Хімічний посуд треба тримати в руках обережно, не стискати сильно пальцями. Під час миття посуду йоржами чи скляними паличками треба бути обережним, щоб не пробити дно чи 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, помазати йодом і зав'язати бинтом чи заклеїти лейкопластиром. При невеликих порізах ранку покривають клеєм БФ (для обробки мікротравм).

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

Робота з електроприладами. При роботі з електроприладами (електроплитка, освітлювальні прилади, рН-метри) не допускати іскріння контактів, ретельно ізолювати електропроводи, не допускати попадання в них води. Під електроплитку підкладають азбест чи керамічну пластинку. Усі

несправності усувають, тільки попередньо виключивши прилади з мережі. У разі припинення надходження електричного струму в лабораторію потрібно виключити всі електроприлади. Залишають включеною одну контрольну лампочку.

Робота з реактивами. Велике значення має знання хімічних сполук, з якими гідрохіміку доводиться мати справу.

При роботі з рідкими кислотами треба пам'ятати, що вони можуть бути причиною важких, погано загоєваних хімічних опіків. Особливо обережним бути при переливанні кислот з великих посудин. Бутелі з кислотами та іншими рідинами мають бути в плетених корзинах і зберігатись у спеціальних стійках. При переливанні і розведенні великих кількостей димлячих кислот (соляна кислота, азотна) потрібно одягти респіратор або ж закрити ніс і рот маршевою пов'язкою, змоченою розчином соди, при цьому, обов'язково використовувати запобіжні окуляри. Переливати малі кількості кислот можна тільки у витяжній шафі.

При розведенні кислот слід завжди пам'ятати, що кислоту потрібно допивати у воду, а не навпаки.

При попаданні сильних кислот (азотна, соляна, сірчана, хромово суміш) на тіло треба облити місце обмити спочатку великою кількістю води, а потім 5%-ним розчином двовуглекислої соди. При опіках плавиковою кислотою обпечене місце сильно промивають водою протягом 4–6 год, поки побіліла поверхня опіку не почервоніє. Потім на обпечене місце накладають свіжоприготовлену пасту окису магнію в гліцерині.

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

При розчиненні у воді відбувається сильний розігрів, тому луги треба розчиняти у порцеляновому посуді – спочатку концентровані розчини, а після охолодження розвести до потрібної концентрації.

При попаданні до рота пужного розчину йодистого капію порожнину рота промивають спочатку водою, а потім 2%-ним розчином борної кислоти до усунення мильного присмаку в роті і знову водою. Потім порожнину рота змазують харчовим жиром.

Якщо в порожнину рота потрапив розчин азотнокислого срібла, необхідно промити її великою кількістю розчину хлористого натрію.

Випадки отруєння реактивами в лабораторії, де передбачені всі заходи щодо гарантування техніки безпеки, надзвичайно рідкісні, але вони не виключені, тому необхідно знати прийоми надання першої допомоги до прибуття лікаря.

У разі отруєння потерпілому необхідно ввести в шлунок такі речовини:

- мильну воду, магnezію, соду, вапнякову воду, молоко, рідке мучне тісто, слизисті відвари при отруєнні кислотами (соляна, сірчана, оцтова, щавлева);
- цитринову кислоту, 5%-ну оцтову при отруєнні лугами (ідкі луги, поташ, аміак, сода);
- яєчний білок, велику кількість молока при отруєнні солями (азотнокисле срібло, нітрати, мідна сіль, ртутна, свинцева);
- крохмаль з водою, в'язучі настоянки, міцний чай чи каву при отруєнні йодом.

Під час роботи з реактивами і розчинами треба завжди пам'ятати, що наповнення піпеток розчинами кислот, лугів та інших речовин виконують тільки за допомогою груші чи використовують піпетки з кулькою. Роботу зі шкідливими та отруйними речовинами необхідно проводити тільки за умов вентиляції, дотримуючись усіх заходів безпеки.

Робота з нагрівальними приладами. Усі нагрівальні прилади встановлюють на теплоізоляційній підставці. При необережній роботі можливі опіки самим приладом, нагрітим скляним посудом, тиглями тощо, тому не можна брати гарячий посуд голими руками. Звичайно нагріті предмети беруть щипцями, колбоутримачами, джгутом з рушника, але зручніше користуватись гумовими напалечниками.

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

У приміщенні лабораторії завжди мають бути наготові протипожежні засоби: вогнегасники, азбест, кошма, пісок та пожежний водопровідний кран. Гасити водою можна лише такі речовини чи матеріали, які розчиняються у воді чи важчі за неї. Зовсім неприпустимо гасити водою масло, керосин тощо.

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

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

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

ДОДАТКИ

Додаток 1

Назви хімічних елементів, символи, протонне число згідно з ДСТУ 2439:2018 «Хімічні елементи та прості речовини. Терміни та визначення основних понять, назви й символи» (в таблиці 108 хімічних елементів) [20]

Назва українською	Назва англійською	Назва латинською	Символ	Протонне число	Атомна маса
айнштайній	einsteinium	einsteinium	Es	99	254
азот	nitrogen	nitrogenium	N	7	14,007
актиній	actinium	actinium	Ac	89	227
алюміній	aluminium	aluminium	Al	13	26,98
америцій	americium	americium	Am	95	243
арґон	argon	argon	Ar	18	39,948
арсен	arsenic	arsenicum	As	33	74,922
астат	astatine	astatium	At	85	210
барій	barium	barium	Ba	56	137,34
берилій	beryllium	beryllium	Be	4	9,012
берклій	berkelium	berkelium	Bk	97	247
бісмут	bismuth	bismuthum	Bi	83	208,98
бор	boron	borum	B	5	10,811
борій	bohrium	bohrium	Bh	107	262
бром	bromine	bromum	Br	35	79,909
ванадій	vanadium	vanadium	V	23	50,942
водень	hydrogen	hydrogenium	H	1	1,008
вольфрам	tungsten	wolframium	W	74	183,85
вуглець	carbon	carboneum	C	6	12,001
ґадоліній	gadolinium	gadolinium	Gd	64	157,25
ґалій	gallium	gallium	Ga	31	69,72
гасій	hassium	hassium	Hs	108	265
гафній	hafnium	hafnium	Hf	72	178,49
гелій	helium	helium	He	2	4,003
германій	germanium	germanium	Ge	32	72,59
гольмій	holmium	holmium	Ho	67	164,93
дармштадтій	darmstadtium	darmstadtium	Ds	110	281
диспрозій	dysprosium	dysprosium	Dy	66	162,5
дубній	dubnium	dubnium	Db	105	262
ербій	erbium	erbium	Er	68	167,26
європій	europium	europium	Eu	63	151,96
залізо	iron	ferrum	Fe	26	55,847
золото	gold	aurum	Au	79	196,967
індій	indium	indium	In	49	114,82
іридій	iridium	iridium	Ir	77	192,2
ітербий	ytterbium	ytterbium	Yb	70	173,04
ітрій	yttrium	yttrium	Y	39	88,905
йод	iodine	iodum	I	53	126,904

Продовження додатку 1

Назва українською	Назва англійською	Назва латинською	Символ	Протонне число	Атомна маса
кадмій	cadmium	cadmium	Cd	48	112,4
калій	potassium	kalium	K	19	39,102
каліфорній	californium	californium	Cf	98	252
кальцій	calcium	calcium	Ca	20	40,08
кисень	oxygen	oxygenium	O	8	15,999
кобальт	cobalt	cobaltum	Co	27	58,933
коперницій	copernicium	copernicium	Cn	112	285
кремній	silicon	silicium	Si	14	28,086
криптон	krypton	krypton	Kr	36	83,8
ксенон	xenon	xenon	Xe	54	131,3
кюрій	curium	curium	Cm	96	247
лантан	lanthanum	lanthanum	La	57	138,91
ліверморій	livermorium	livermorium	Lv	116	292
літій	lithium	lithium	Li	3	6,939
лоуренсій	lawrencium	lawrencium	Lr	103	256
лютецій	lutetium	lutetium	Lu	71	174,97
магній	magnesium	magnesium	Mg	12	24,312
манган	manganese	manganum	Mn	25	54,938
мейтнерій	meitnerium	meitnerium	Mt	109	265
менделевій	mendelevium	mendelevium	Md	101	257
мідь	copper	cuprum	Cu	29	63,54
молібден	molybdenum	molybdenum	Mo	42	95,94
московій	moscovium	moscovium	Mc	115	288
натрій	sodium	natrium	Na	11	22,990
неодим	neodymium	neodymium	Nd	60	144,24
неон	neon	neon	Ne	10	20,183
нептуній	neptunium	neptunium	Np	93	237
нігоній	nihonium	nihonium	Nh	113	277
нікель	nickel	niccolum	Ni	28	58,71
ніобій	niobium	niobium	Nb	41	92,906
нобелій	nobelium	nobelium	No	102	255
оганесон	oganesson	oganesson	Og	118	294
олово	tin	stannum	Sn	50	118,69
осмій	osmium	osmium	Os	76	190,2
паладій	palladium	palladium	Pd	46	106,4
платина	platinum	platinum	Pt	78	195,09
плутоній	plutonium	plutonium	Pu	94	244
полоній	polonium	polonium	Po	84	210
празеодим	praseodymium	praseodymium	Pr	59	140,907
протетій	promethium	promethium	Pm	61	147
протактиній	protactinium	protactinium	Pa	91	231
радій	radium	radium	Ra	88	226
радон	radon	radon	Rn	86	222

Закінчення додатку 1

Назва українською	Назва англійською	Назва латинською	Символ	Протонне число	Атомна маса
резерфордій	rutherfordium	rutherfordium	Rf	104	261
реній	rhenium	rhenium	Re	75	186,2
рентгеній	roentgenium	roentgenium	Rg	111	280
родій	rhodium	rhodium	Rh	45	102,905
ртуть	mercury	hydrargyrum	Hg	80	200,59
рубідій	rubidium	rubidium	Rb	37	85,47
рутений	ruthenium	ruthenium	Ru	44	101,07
самарій	samarium	samarium	Sm	62	150,35
свинець	lead	plumbum	Pb	82	207,19
селен	selenium	selenium	Se	34	78,96
сіборгій	seaborgium	seaborgium	Sg	106	269
сірка	sulfur	sulfur	S	16	32,064
скандій	scandium	scandium	Sc	21	44,956
срібло	silver	argentum	Ag	47	107,87
сурма	antimony	stibium	Sb	51	121,75
стронцій	strontium	strontium	Sr	38	87,62
талій	thallium	thallium	Tl	81	204,37
тантал	tantalum	tantalum	Ta	73	180,948
телур	tellurium	tellurium	Te	52	127,6
теннессин	tennessine	tennessinum	Ts	117	291
тербій	terbium	terbium	Tb	65	158,924
технецій	technetium	technetium	Tc	43	97
титан	titanium	titanium	Ti	22	47,9
торій	thorium	thorium	Th	90	232,038
тулій	thulium	thulium	Tm	69	168,934
уран	uranium	uranium	U	92	238,03
фермій	fermium	fermium	Fm	100	257
флеровій	flerovium	flerovium	Fl	114	289
фтор	fluorine	fluorum	F	9	18,998
фосфор	phosphorus	phosphorus	P	15	30,974
францій	francium	francium	Fr	87	223
хлор	chlorine	chlorum	Cl	17	35,453
хром	chromium	chromium	Cr	24	51,996
цезій	caesium	caesium	Cs	55	132,905
церій	cerium	cerium	Ce	58	140,12
цинк	zinc	zincum	Zn	30	65,37
цирконій	zirconium	zirconium	Zr	40	91,22

Санітарно-хімічні показники безпечності та якості питної води за ДСанПІН 2.2.4-171-10 "Гігієнічні вимоги до води питної, призначеної для споживання людиною" [16]

№ з/п	Показник	Одиниця виміру	Нормативи для питної води		
			водопровідної	колодязів та каптажів джерел	фасованої, з пунктів розливу та бюветів
1	2	3	4	5	6
1. Органолептичні показники					
1	Запах, при t= 20 °С	бали	<= 2	<= 3	<= 0 (2) ⁴
	Запах, при t= 60 °С	бали	<= 2	<= 3	<= 1 (2) ⁴
2	Забарвленість	градуси	<= 20 (35) ¹	<= 35	<= 10 (20) ⁴
3	Каламутність	1 НОК= 0,58 мг/дм ³	<= 1,0 (3,5) ¹ <= 2,6 (3,5) ¹ - для підз. дж.	<= 3,5	<= 0,5 (1,0) ⁴
4	Смак та присмк	бали	<= 2	<= 3	<= 0 (2) ⁴
2. Фізико-хімічні показники					
а) неорганічні компоненти					
5	Водневий показник	од. рН	6,5-8,5	6,5-8,5	6,5-8,5 (>= 4,5) ⁵
6	Діоксид вуглецю	%	не визначається	не визначається	0,2 - 0,3 – для слабо газованої; 0,31 - 0,4 – для середньо газованої; >0,4 – для сильно газованої
7	Залізо загальне	мг/дм ³	<= 0,2 (1,0) ¹	<= 1,0	<= 0,2
8	Загальна жорсткість	ммоль/дм ³	<= 7,0 (10,0) ¹	<= 10,0	<= 7,0
9	Загальна лужність	ммоль/дм ³	не визначається	не визначається	<= 6,5
10	Йод	мкг/дм ³	не визначається	не визначається	<= 50
11	Кальцій	мг/дм ³	не визначається	не визначається	<= 130
12	Магній	мг/дм ³	не визначається	не визначається	<= 80
13	Марганець	мг/дм ³	<=0,05 (0,5) ¹	<= 0,5	<= 0,05
14	Мідь	мг/дм ³	<=1,0	не визначається	<= 1,0
15	Поліфосфати (PO ₄ ³⁻)	мг/дм ³	<=3,5	не визначається	<= 0,6 (3,5) ⁴

Продовження додатку 2

№ з/п	Показник	Одиниця виміру	Нормативи для питної води		
			водопровідної	з колодязів та каптажів джерел	фасованої, з пунктів розливу та бюветів
16	Сульфати	мг/дм ³	$\leq 250(500)^1$	≤ 500	≤ 250
17	Сухий залишок	мг/дм ³	$\leq 1000(1500)^1$	≤ 1500	≤ 1000
18	Хлор залишковий вільний	мг/дм ³	$\leq 0,5$	$\leq 0,05$	$\leq 0,05$
19	Хлориди	мг/дм ³	$\leq 250(350)^1$	≤ 350	≤ 250
20	Цинк	мг/дм ³	$\leq 1,0$	не визначається	$\leq 1,0$
21	Хлор залишковий зв'язаний	мг/дм ³	$\leq 1,2$	$\leq 1,2$	$\leq 0,05$
б) органічні компоненти					
21	Хлор залишковий зв'язаний	мг/дм ³	$\leq 1,2$	$\leq 1,2$	$\leq 0,05$
1. Санітарно-токсикологічні показники					
а) неорганічні компоненти					
22	Алюміній	мг/дм ³	$\leq 0,20 (0,50)^2$	не визначається	$\leq 0,1$
23	Амоній	мг/дм ³	$\leq 0,5 (2,6)^1$	$\leq 2,6$	$\leq 0,1 (1,2)^{1,4}$
24	Діоксид хлору	мг/дм ³	$\geq 0,1$	не визначається	не визначається
25	Кадмій	мг/дм ³	$\leq 0,001$	не визначається	$\leq 0,001$
26	Кремній	мг/дм ³	≤ 10	не визначається	≤ 10
27	Миш'як	мг/дм ³	$\leq 0,01$	не визначається	$\leq 0,01$
28	Молібден	мг/дм ³	$\leq 0,07$	не визначається	$\leq 0,07$
29	Натрій	мг/дм ³	≤ 200	$\leq 1,0$	≤ 200
30	Нітрати (за NO ₃ ⁻)	мг/дм ³	≤ 50	не визначається	$\leq 50^4$
31	Нітрити	мг/дм ³	$\leq 0,5 (0,1)^3$	$\leq 3,3$	$\leq 0,5 (0,1)^7$
32	Озон залишковий	мг/дм ³	0,1-0,3	не визначається	не визначається
33	Ртуть	мг/дм ³	$\leq 0,0005$	$\leq 0,05$	$\leq 0,0005$
34	Свинець	мг/дм ³	$\leq 0,010$	не визначається	$\leq 0,010$
35	Срібло	мг/дм ³	не визначається	не визначається	$\leq 0,025$

Закінчення додатку 2

36	Фториди	мг/дм ³	клімат. зони: IУ - <= 0,7; III - <= 1,2; II - <= 1,5	<= 1,5	<= 1,5; ^б клімат. зони: IУ - <= 0,7; III - <= 1,2; II - <= 1,5
37	Хлорити	мг/дм ³	<= 0,02	не визначається	не визначається
б) органічні компоненти					
38	Поліакриламід	мг/дм ³	<= 2,0	не визначається	< 0,2
39	Формальдегід	мг/дм ³	<= 0,05	не визначається	<= 0,05
40	Хлороформ	мг/дм ³	-	не визначається	<= 6
в) інтегральний показник					
41	Перманганатна окиснюваність	мг/дм ³	-	не визначається	<= 2,0 (5,0) ⁴

Додаток 3

Класифікація природних вод за ступенем мінералізації

Води	Мінералізація води, г/дм ³	Автор класифікації
Прісні	< 1,0	В.І. Вернадський (1933-1936)
Солонуваті	1,0 - 10,0	
Солоні	10,0-50,0	
Розсоли	> 50,0	
Прісні	<1,0	О.О. Алектін (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	
Середьосолоні	3,0-15,0	
Солоні	15,0-35,0	
Сильносолоні	35,0-50,0	
Розсоли	> 50,0	

Додаток 4

Середньорічні концентрації головних йонів і мінералізація води річок України, мг/дм³

№	Річка-пункт	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	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. Оженін	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.	Тетерев – 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. Розьоти	181,0	17,7	12,6	64,8	12,1	9,0	297
11.	Рось – К.-Шевченківський	299,2	27,7	24,8	64,4	19,7	22,6	458
12.	Тясьмин – 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. Чернетчина	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	1868
17.	Самара – с. Кочеріжки	306,0	718,5	471,3	226	121,5	228,9	2072
18.	Конка – м. Пологи	–	1065,8	241,2	–	88,9	–	2587
19.	Базавлук – с. К.–Наталівка	312,6	476,8	243,1	165,9	101,3	164,8	1465
20.	Інгулець – м. Кривий Ріг	229,4	427,4	1486,9	198,6	115,4	1073,2	3531
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	50.8
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
28.	Молочна – м. Токмак	317,0	1234,0	319,1	325,7	152,3	309,0	2657

Продовження додатку 4

№	Річка-пункт	HCO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺ +K ⁺	Σi
29.	Обитічна – м. Приморськ	285,8	2122,8	681,4	500,9	224,2	265,8	4081
30.	Кальчик – м. Маріуполь	206,1	1237,0	540,2	286,3	80,4	510,4	2860
31.	Сів. Донець – с. Огурцеве	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	1159
33.	Зах. Буг – м. Сокаль	294,7	67,8	55,1	92,3	15,9	38,5	564
34.	Стрий – с. Н. 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.	Лімниця – 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. Н. 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	23,1	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.	Салгир – с. Двуріччя	239,3	535,4	520,4	215,0	107,1	266,5	1884
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	–	1349

СПИСОК РЕКОМЕНДОВАНОЇ ЛІТЕРАТУРИ

Основна

1. Набиванець Б.Й., Осадчий В.І., Осадча Н.М., Набиванець Ю.Б. Аналітична хімія поверхневих вод. К.: Наукова думка, 2007. 456 с.
2. Руководство по химическому анализу поверхностных вод суши / Под ред. А.Д. Семенова. Ленинград: Гидрометеоздат, 1977. 451 с.
3. Хільчевський В.К. Хімічний аналіз вод: навч. посібник. К.: ВПЦ "Київський університет", 2004. 61 с.

Додаткова

4. Методика екологічної оцінки якості поверхневих вод за відповідними категоріями / В.Д. Романенко, В.М. Жукинський, О.П. Оксіюк та ін. К.: Символ-Т, 1998. 28 с.
5. Осадчий В.І., Набиванець Б.Й., Осадча Н.М., Набиванець Ю.Б. Гідрохімічний довідник: Поверхневі води України. Гідрохімічні озерахунки. Методи аналізу. К.: Ніка-Центр, 2008. 656с.
6. Хільчевський В.К. Агрогідрохімія: підручник. К.: ДІА, 2021. 176 с.
7. Хільчевський В.К. Водопостачання і водовідведення: гідроекологічні аспекти: підручник. К.: ВЦ "Київський університет", 1999. 319 с.
8. Хільчевський В.К. Гідрохімія океанів і морів: навчальний посібник. К.: ВПЦ "Київський університет", 2003. 114 с.
9. Хільчевський В.К. Нариси історії гідрохімії в Україні. К.: ДІА, 2020. 136 с.
10. Хільчевський В.К., Забокрицька М.Р., Кравчинський Р.Л. Екологічна стандартизація та запобігання впливу відходів на довкілля. К.: ВПЦ «Київський університет», 2019. 192 с.
11. Хільчевський В.К., Забокрицька М.Р., Кравчинський Р.Л., Чунар'єв О.В. Основні засади управління якістю водних ресурсів та їхня охорона / За ред. В.К. Хільчевського. К.: ВПЦ «Київський університет», 2015. 154 с.
12. Хільчевський В.К., Осадчий В.І., Курило С.М. Основи гідрохімії. К.: Ніка-Центр, 2012. 326 с.
13. Хільчевський В.К., Осадчий В.І., Курило С.М. Регіональна гідрохімія України. К.: ВПЦ «Київський університет», 2019. 343 с.

Нормативні документи

14. Водний кодекс України від 6 червня 1995 р. № 213/95-ВР. - Режим доступу: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/213/95-%D0%B2%D1%80#Text>
15. Директива 2000/60/ЄС Європейського парламенту і Ради «Про встановлення рамок діяльності Співтовариства в галузі водної політики» від 23.10.2000 р. - Режим доступу: https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/994_962#Text
16. ДСанПіН 2.2.4-171-10. Гігієнічні вимоги до води питної, призначеної для споживання людиною / Затверджено наказом МОЗ України від 12.05.2010 р. № 400, - Режим доступу: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/z0452-10#Text>
17. ДСП 173-96. Державні санітарні правила планування та забудови

населених пунктів. Додаток 11: Гігієнічні вимоги до складу та властивостей води водних об'єктів в пунктах господарсько-питного і культурно-побутового водокористування / Затверджено наказом МОЗ України від 19.06.1996 р. № 173, зі змінами - наказ МОЗ України від 18.05.2018 р. № 952. - Режим доступу: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/z0379-96#Text>

18. ДСТУ 7525:2014. Вода питна. Вимоги та методи контролювання якості. – К.: Мінекономрозвитку України, 2014. 25 с.

19. ДСТУ 4808:2007. Джерела централізованого питного водопостачання. Гігієнічні та екологічні вимоги щодо якості води і правила вибирання. К.: Держспоживстандарт України, 2007. 36 с.

20. ДСТУ 2439:2018. Хімічні елементи та прості речовини. Терміни та визначення основних понять, назви й символи. - К. : ДП «УкрНДНЦ», 2019. - 12 с.

21. Закон України «Про внесення змін до деяких законодавчих актів України щодо впровадження інтегрованих підходів в управлінні водними ресурсами за басейновим принципом». 2016. URL: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/1641-19#Text>

22. Нормативи екологічної безпеки водних об'єктів, що використовуються для потреб рибного господарства щодо гранично допустимих концентрацій органічних та мінеральних речовин у морських та прісних водах (біохімічного споживання кисню - БСК-5, хімічного споживання кисню - ХСК, завислих речовин та амонійного азоту) / Затверджено наказом Мінагрополітики України від 30.07.2012 р. № 47. - Режим доступу: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/z1369-12#Text>

23. Перелік забруднюючих речовин для визначення хімічного стану масивів поверхневих і підземних вод та екологічного потенціалу штучного або істотно зміненого масиву поверхневих вод / Затверджено наказом Міністерства екології та природних ресурсів від 06.02.2017 р. № 45. - Режим доступу: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/z0235-17#Text>

24. Порядок здійснення державного моніторингу вод / Затверджено постановою Кабінету Міністрів України від 19 вересня 2018 р. № 758. - Режим доступу: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/758-2018-%D0%BF#Text>

25. Розпорядження Кабінету Міністрів України «Про визнання такими, що втратили чинність, та такими, що не застосовуються на території України, актів санітарного законодавства» від 20.01.2016 р. № 94-р. - Режим доступу: <https://zakon.rada.gov.ua/laws/show/94-2016-%D1%80#Text>

Для нотаток

Навчальне видання

Хільчевський Валентин Кирилович
Забокрицька Мирослава Романівна

Хімічний аналіз та оцінка якості природних вод

Навчальний посібник

Друкується в авторській редакції

Обкладинка – М. Р. Забокрицька

Формат 60x84 ¹/₁₆. Обсяг 4,42 ум. друк. арк., 4,01 обл.-вид. арк.
Наклад 300. Зам. 111. Видавець і виготовлювач – Вежа-Друк
(м. Луцьк, вул. Шопена, 12, тел. (0332) 29-90-65),
Свідоцтво Держ. комітету телебачення і радіомовлення України
ДК № 4607 від 30.08.2013 р.

ХІЛЬЧЕВСЬКИЙ ВАЛЕНТИН КИРИЛОВИЧ
доктор географічних наук, професор, заслужений діяч науки і техніки
України, почесний працівник гідрометслужби України, лауреат Державної
премії України в галузі науки і техніки, професор кафедри
гідрології та гідроекології географічного факультету
Київського національного університету імені Тараса Шевченка

ЗАБОКРИЦЬКА МИРОСЛАВА РОМАНІВНА
кандидат географічних наук, доцент кафедри фізичної географії
географічного факультету
Волинського національного університету імені Лесі Українки